DUCH CHEMII

DUCH CHEMII

CZĘŚĆ 2

Małgorzata Nodzyńska,
Paweł Cieśla

Książka nauczyciela
do podręcznika do nauki
chemii w gimnazjum

Autor: Małgorzata Nodzyńska, Paweł Cieśla
Konsultacja merytoryczna i metodyczna: Beata Wysokińska, Joanna Kozak
Redaktor prowadzący: Eliza Wiącek-Panas
Redakcja językowa i korekta: Mateusz Nowak
Projekt serii: Paweł Góra
Projekt okładki: Paweł Góra
Skład graficzny: Paweł Góra, Perfekta info Renata Markisz

ISBN: 978-83-63295-68-4
Wydanie pierwsze

Copyright © 2015 by Syntea SA

Wszelkie prawa zastrzeżone. Nieautoryzowane rozpowszechnienie całości lub fragmentu niniejszej publikacji w jakiejkolwiek postaci jest zabronione. Wykonywanie kopii metodą kserograficzna, 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 or 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".

A

Spis treści

Jak korzystać z podręcznika? . . . C
Wstęp, czyli jak uczyć chemii . . . D
Techniki aktywizacji . . . F

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

B

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

C

Jak korzystać z podręcznika?

Wskazówka do tekstu.

Rozwiązanie zadania lub doświadczenia.

Wskazówka ogólna.

Wstęp, czyli jak uczyć chemii

Szanowni Państwo,
od ponad 20 lat uczymy chemii w krakowskich gimnazjach, równocześnie pracując na wyższej uczelni i ucząc studentów, jak być dobrymi nauczycielami chemii. Jesteśmy też rodzicami dzieci – uczniów. Można zatem powiedzieć, że proces nauczania (w tym przypadku chemii) znamy od każdej z możliwych stron. W niniejszej serii podręczników dla ucznia i nauczyciela chcieliśmy się podzielić naszym doświadczeniem dydaktycznym i nieco ułatwić zarówno proces nauczania chemii, jak i jej uczenia się.

„Nie, ta sztuczka się nie uda... Jak można wytłumaczyć prawami chemii i fizyki tak ważny biologiczny fenomen, jakim jest pierwsza miłość."

Albert Einstein

Nauczanie i uczenie się chemii jest zdecydowanie trudniejsze niż w przypadku pozostałych przedmiotów przyrodniczych. Wynika to z faktu, że jedynie chemia wyróżnia się swego rodzaju dualizmem*. Zjawiska i przemiany chemiczne zachodzą i są obserwowane w makroświecie, czyli w świecie naszych zmysłów – widzimy na przykład palące się ognisko, czujemy jego ciepło, zapach dymu, słyszymy trzask iskier. Jeżeli jednak chcemy wyjaśnić, jakie procesy i reakcje zachodzą podczas spalania się drewna, musimy wyobrazić sobie świat mikro, czyli świat atomów. Dlatego też nie można zrozumieć chemii bez zrozumienia tego specyficznego mikroświata, do którego nie mamy dostępu naszymi zmysłami, a jedynie naszym umysłem. Wyjaśnianie zjawisk na poziomie mikroświata nie jest zadaniem łatwym, nie możemy bowiem uczniom przekazać całej naszej wiedzy chemicznej w takiej formie, w jakiej ją nabyliśmy na studiach. Musimy ją uprościć, stosować metody synektyczne i modele. W takim przypadku zawsze może się okazać, że nasze uproszczenia idą zbyt daleko i niosą fałszywe wyobrażenia. Stąd niechęć części nauczycieli do podejmowania tego trudu. Jednak bez zrozumienia przez uczniów budowy mikroświata, chemia z nauk logicznych i przyczynowo-skutkowych przechodzi do kategorii nauk pamięciowych, co zabija jej ducha.
W niniejszym podręczniku staramy się odpowiedzieć na wszystkie pytania: dlaczego, które zadali nam uczniowie podczas naszej pracy w gimnazjach w roli nauczycieli. Te wyjaśnienia mają pomóc w zrozumieniu chemii, a nie stanowić utrudnienie, dlatego wielu z tych informacji nauczyciel nie powinien wymagać na kartkówkach i sprawdzianach. Powinien się jednak starać, aby uczniowie je zrozumieli.

* Dualizm – inaczej dwoistość; odwołanie się do dwóch odrębnych pojęć, zasad, zjawisk; istnienie obok siebie dwóch odrębnych zjawisk, tendencji, zasad.
W chemii termin dualizm odnosi się do obiektów kwantowych, polega na wykazywaniu właściwości falowych lub korpuskularnych.

W podręczniku ucznia starano się wyjaśnić wszystkie trudniejsze pojęcia, także te pochodzące spoza chemii, których uczeń może nie znać. Jednak to na nauczycielu, który zna swoich uczniów, leży główny ciężar wyjaśniania i tłumaczenia nieznanych im pojęć.

E

Zrozumienie zasad panujących w mikroświecie pozwala na wyjaśnianie zjawisk fizycznych i chemicznych zachodzących wokół nas oraz pozwala na planowanie nowych doświadczeń, przewidywanie właściwości substancji i tego, co się stanie, gdy je ze sobą zmieszamy. Chemia przestaje być wtedy czarną magią, której reguł należy się wyuczyć na pamięć.

Autorzy,
którzy nienawidzili nauki na pamięć i zawsze pytali „dlaczego?".

PS

1. Podręcznik zawiera wiele informacji ponadprogramowych i popularnonaukowych. Z jednej strony traktujemy je jako ciekawostki, które nie muszą znaleźć się na kartkówkach i sprawdzianach, z drugiej zaś strony wiedzieć, jakie pierwiastki odkryła Maria Curie-Skłodowska, albo kto jako pierwszy skroplił powietrze, to jednak wstyd. Mamy nadzieję, że nauczyciel na każdej lekcji poda, które informacje są obowiązkowe, które fakultatywne, a które można całkowicie pominąć. Treści przedstawione w podręczniku staraliśmy się dobrać tak, aby mogły poszerzać indywidualne zainteresowania poszczególnych uczniów.

2. Podręcznik ten to zarazem zeszyt ćwiczeń i nie na każdej lekcji uczeń zdąży zrobić wszystko. Część zadań można więc pozostawić do uzupełnienia w domu.

3. Zadaniem nauczyciela w gimnazjum jest to, aby po trzeciej klasie uczeń znał cały materiał przeznaczony do nauki na tym poziomie edukacji. Dlatego w naszym podręczniku „dajemy uczniom czas". Informacje podawane w rozdziałach początkowych pojawiają się później wielokrotnie jako ćwiczenia lub wyjaśnienia. Po kilkukrotnych odwołaniach do tych samych treści przez trzy kolejne lata nauki, nawet osoby niespecjalnie uzdolnione chemicznie zrozumieją te treści i je zapamiętają. Prosimy nauczycieli uczących z tego podręcznika o podobną wyrozumiałość.

4. Niektóre lekcje mogą wydawać się „przeładowane" informacjami, jednak gdy trzymamy się ściśle planu lekcji i nie tracimy czasu na niepotrzebne elementy, a niektóre z elementów lekcji komasujemy, wszystkie te lekcje można zrealizować w przeciągu 45 minut.

5. W razie jakichkolwiek problemów chętnie pomożemy: pawel.ciesla.33@gmail.com, malgorzata.nodzynska@gmail.com.

Życzymy sukcesów w nauczaniu!
Małgorzata Nodzyńska, Paweł Cieśla

„Myślenie nie wyklucza emocji. Wręcz przeciwnie. Ja myślę o emocjach. Chcę zrozumieć ich pochodzenie. Stąd tyle chemii i molekuł w moich tekstach."

Janusz Leon Wiśniewski

Skrócony plan lekcji:
1. Organizacja klasy: 5 minut.
2. Pytania (do całej klasy) przypominające te informacje, które będą nam niezbędne do nowej lekcji (oceniamy + i -): 7 minut.
3. Część właściwa lekcji: 30 minut.
4. Rekapitulacja: 3 minuty.

Oceny pochodzą z:
- plusów i minusów;
- kartkówek (czasem zamiast wprowadzenia);
- rozwiązywanych w trakcie lekcji zadań na ocenę;
- z pytań lub zadań zadanych podczas rekapitulacji;
- sprawdzianów;
- rozwiązywania zadań domowych (sprawdzamy je, zabierając raz na jakiś czas zeszyt ucznia; aby zorientować się, czy uczniowie odrabiają na bieżąco zadania, wystarczy przejść się po klasie na początku lekcji).

Odpytując uczniów, warto zadawać im takie pytania, na które odpowiedzi jednocześnie będą wprowadzeniem do nowego tematu. Pozwoli to na zaoszczędzenie cennego czasu.

Techniki aktywizacji

Łapki w górę!
Paluszki w górę!

Aby ułatwić uczniom naukę symboli, można „w wolnych chwilach" grać z nimi w bingo, w łańcuszki, układać zaszyfrowane teksty i pisać palcem.

1. Dobierzcie się parami. Jeden z uczniów „rysuje" palcem na plecach drugiego ucznia symbol jednego z pierwszych dwudziestu pierwiastków. Drugi uczeń, patrząc na układ okresowy, próbuje zgadnąć, jaki symbol narysował/narysowała kolega/koleżanka.
   Powtarzamy ćwiczenie dwa lub trzy razy. W przypadku klas bardziej zdolnych możemy bawić się, stosując symbole wszystkich pierwiastków.

2. Nazwy pierwiastków w układzie okresowym pochodzą: od nazw państw (np. polon), od nazwisk słynnych chemików lub fizyków (np. mendelejew), a także od nazw mitologicznych i geograficznych.

   Znajdźcie nazwy pierwiastków pochodzące od nazw państw, słynnych ludzi lub z mitologii. Uczniowie w rzędzie pod oknem szukają nazw pierwiastków pochodzących od nazw państw, uczniowie w rzędzie środkowym szukają nazw pierwiastków pochodzących od nazwisk słynnych chemików lub fizyków, a uczniowie w rzędzie od drzwi szukają nazw pierwiastków pochodzących od nazw mitologicznych. Dla każdego znalezionego pierwiastka podajcie numer jego grupy i okres.

   Nazwy z mitologii: Pluton, Uran, Neptun, Argon, Pallad, Promet, Tytan, Tantal, Niob.

   Nazwy geograficzne: Ameryk, Berkel, Darmsztadt, Dubn, Europ, Frans, Gal, German, Kaliforn, Lutet, Polon, Ren, Erb, Itr, Iterb, Terb.

   Słynni naukowcy: Bohr, Einstein, Kiur, Lorens, Meitner, Mendelejew, Nobel, Roentgen, Rutherford, Seaborg.

3. Kodowanie – spróbujcie wykorzystać symbole pierwiastków do zapisania/zakodowania waszych inicjałów, imion, nazwisk lub innych dowolnych słów. Np. słowo SOK można zakodować jako: S – siarka, O – tlen, K – potas.

Aktywizacja uczniów podczas rozwiązywania zadań.
W celu skupienia uwagi całej klasy podczas rozwiązywania zadania na tablicy, warto je rozwiązywać po kawałku. Jeden uczeń zaczyna, inny za chwilę kontynuuje, a jeszcze inny kończy. To zmusza wszystkich do śledzenia tego, co dzieje się przy tablicy.

9

przyciągania

dodatni

protonów

i nachodzić

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:

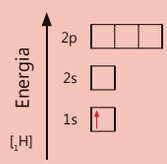
- jak powstają cząsteczki; definicje pojęć: wiązanie atomowe, ładunek elektryczny, elektrony walencyjne, sparowane i niesparowane; wzory strukturalne wody, amoniaku, metanu; kształty orbitali;
- jak zbudowany jest atom, jak powstają cząsteczki i jak rysuje się konfiguracje elektronowe dla poszczególnych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



Pojęcie „hybrydyzacji" wykracza zdecydowanie poza podstawę programową, dlatego nie można wymagać od ucznia, by samodzielnie potrafił przeprowadzić rozumowania zawarte w tym rozdziale. Dwoma głównymi zadaniami rozdziału 6.1. są:

- przypomnienie i utrwalenie uczniom wiadomości, dotyczących budowy mikroświata, zgodnie z zasadą *repetitio est mater studiorum* i uzmysłowienie im, że informacje te wykorzystuje się w dalszej nauce;
- wyjaśnienie uczniom, dlaczego kształty cząsteczek są tak skomplikowane (gdyby nie było hybrydyzacji, atomy mogłyby łączyć się tylko pod takimi kątami, na jaki pozwalają bitale, czyli cząsteczki byłyby głównie liniowe lub łączyły się pod kątem 90°).

W celu skupienia uwagi całej klasy na czytanym i uzupełnianym tekście, kolejni uczniowie powinni czytać i uzupełniać po dwa lub trzy zdania.

elektronowe

atomowym

jednego

obu

najdalej

walencyjnymi

niesparowane

sparowane

niesparowane

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI WODORU

Wiązanie kowalencyjne we wzorze strukturalnym zaznaczamy za pomocą kreski pomiędzy atomami

H — H

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI WODORU

symbol atomu pierwiastka

liczba atomów tego pierwiastka

H_2

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI TLENU

O_2

WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI TLENU

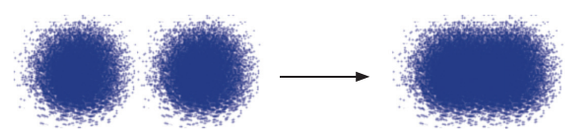
Tak zaznaczamy podwójne wiązanie kowalencyjne

Ō = Ō

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

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 ..... .

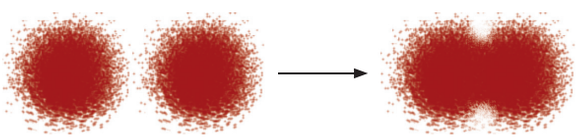
Wśród elektronów walencyjnych wyróżniamy elektrony ..... (zlokalizowane na niecałkowicie zapełnionych orbitalach) oraz te, które są ..... (zlokalizowane na całkowicie zapełnionych orbitalach). Elektrony, które są ..... biorą bezpośrednio udział w tworzeniu wiązań chemicznych, natomiast elektrony sparowane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

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 16 ma 6 elektronów walencyjnych.

Atom tlenu ma wśród elektronów walencyjnych 2 niesparowane elektrony. To one wezmą udział w utworzeniu cząsteczki tlenu.

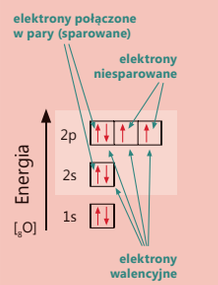
Ponieważ każdy z atomów tlenu udostępnił do wspólnego obszaru z elektronami po dwa niesparowane elektrony, wytworzyło się wiązanie ____. We wzorze strukturalnym elektrony połączone w pary zaznaczamy za pomocą podwójnej kreski.

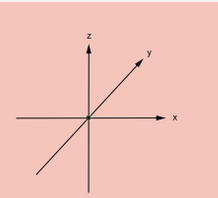


RYSUNEK 6.2. Wynik połączenia atomów tlenu.

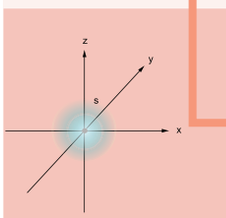
Chmura elektronowa składa się z elektronów. Nie są one zwykłymi kulkami, które krążą wokół jądra atomu po określonych orbitach. Mają bardziej skomplikowaną naturę i z pewnych względów nie można jednoznacznie określić ich położenia i tego, w jaki sposób w danej chwili się poruszają. Można określić natomiast 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**).





UKŁAD WSPÓŁRZĘDNYCH xyz



ORBITAL 2s W UKŁADZIE WSPÓŁRZĘDNYCH

kowalencyjnym

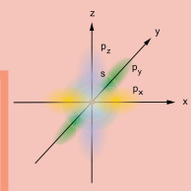
podwójne

Opisywanie wewnętrznej budowy atomu w oparciu głównie o rysunki nie sprawia trudności większości uczniów. To raczej nam, nauczycielom, wydaje się to trudne, ponieważ posiadamy pełną wiedzę o tym, jak skomplikowana jest chemia teoretyczna w jej pełnym, naukowym kształcie.

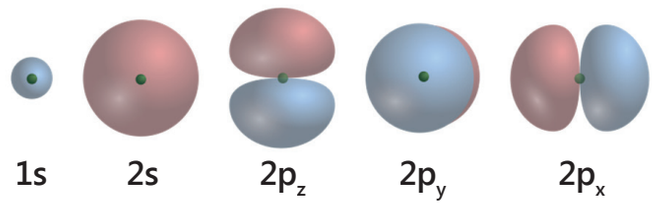
Kształt Ziemi zbliżony jest do elipsoidy. Jest jednak nieco od niej różny, dlatego nazywa się go geoidą.

Głównym celem tej lekcji jest wyjaśnieniem uczniom, dlaczego poszczególne cząsteczki mają różne kształty.
Kształt cząsteczek wpływa na ich właściwości fizyko-chemiczne.
Nie należy wymagać od uczniów, aby umieli samodzielnie przeprowadzić prezentowany tu tok rozumowania, lecz by wiedzieli, że istnieje proces hybrydyzacji i że kształty cząsteczek od niego zależą.
W toku dalszej nauki będziemy niejednokrotnie wracać do tych zagadnień, więc nawet jeżeli uczniowie za pierwszym razem nie zrozumieją wszystkiego, to uzupełnią swoją wiedzę przy kolejnym powtarzaniu informacji.

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



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 1s po jednym z każdego atomu.

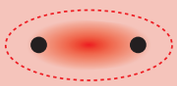
Patrząc na konfigurację elektronową atomu tlenu, powiedz, które orbitale są niecałkowicie zapełnione elektronami, i wskaż, jakie orbitale nakładały się, by utworzyć cząsteczkę tlenu.

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

$2p_x$ po jednym z każdego atomu

i

$2p_y$ po jednym z każdego atomu.



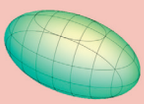
CHMURA ELEKTRONOWA W CZĄSTECZCE

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**?

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



***ELIPSOIDA (OBROTOWA)**

To bryła powstała poprzez obrót elipsy wokół własnej osi symetrii.

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 $\mathbf{p_z}$).

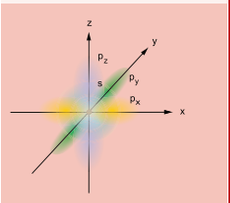
Przypomnijmy sobie, co się stało, gdy zaszła reakcja pomiędzy wodorem a tlenem.

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.

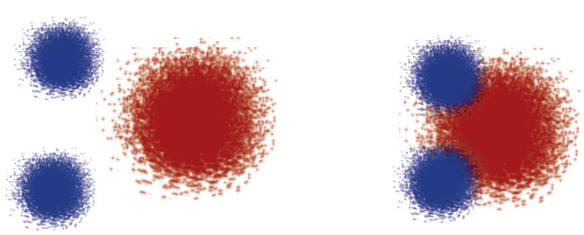


ORBITALE DRUGIEJ POWŁOKI ELEKTRONOWEJ ATOMU TLENU: 2s i $2p_x$, $2p_y$ i $2p_z$

KĄT POMIĘDZY ORBITALAMI p_x, p_y i p_z WYNOSI 90°

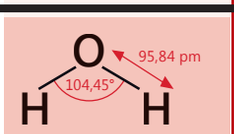
Nastąpił charakterystyczny wybuch („szczeknięcie"). Ścianki probówek pokryły się kropelkami cieczy.

Nastąpiła gwałtowna reakcja wodoru z tlenem, w wyniku której powstała woda.



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

RYSUNEK 6.6. Wynik połączenia atomów wodoru i tlenu.



KĄT POMIĘDZY WIĄZANIAMI W CZĄSTECZCE WODY WYNOSI 104,45°

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

Umiejętność rysowania poprawnych pod względem wielkości kątów wzorów cząsteczek nie jest wymagana na poziomie gimnazjum, jednak nauczyciel powinien zawsze rysować poprawne struktury. Powinien też zawsze poprawiać źle narysowane wzory strukturalne (bez odejmowania punktów i obniżania oceny).

Poniższa dyskusja ma na celu rozwijanie: myślenia naukowego wśród uczniów, stawiania hipotez, bronienia swoich tez oraz argumentowania (bez obrażania adwersarza).

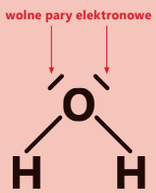
Przykłady zastosowania terminu „hybryda" pochodzące z życia codziennego mają uzmysłowić uczniom, że termin ten już znają i stosują, nie występuje tu zatem sytuacja wprowadzania nowego pojęcia, a jedynie rozszerzenie znaczenia znanego im wcześniej terminu na chemię.

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

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 p_y i 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 p_y i 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.

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

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

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.

MUŁ

MANICURE HYBRYDOWY

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

ĆWICZENIE 132.

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

Manicure hybrydowy, hybryda polityczna, hybryda techniczna (np. urządzenie wielofunkcyjne).

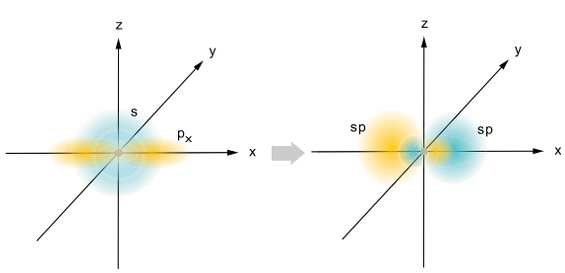
Jak zatem widzimy, hybryda to coś „pomieszanego" (tak jak mówi motto do lekcji „ni pies, ni wydra", czyli ni to, ni owo).

Taka „potoczna" definicja hybrydy i hybrydyzacji na tym poziomie nauczania jest zupełnie wystarczająca. Jej „potoczność" ułatwia uczniom przyswojenie trudnego terminu.

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.

HERB TCZEWA – HYBRYDA ORŁA I LWA

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

Definicja podana poniżej jest poprawna merytorycznie, nie należy jednak „odpytywać" z niej uczniów.

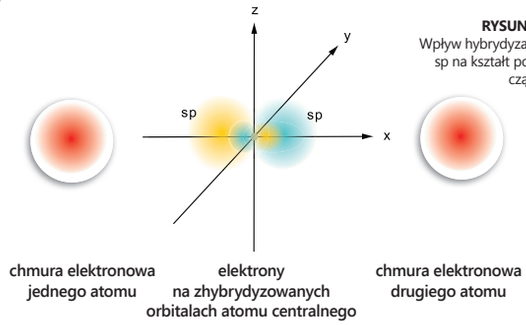
! ZAPAMIĘTAJ

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

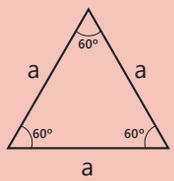
Orbitale zhybrydyzowane powstają tylko wtedy, gdy atomy łączą się w cząsteczki.

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.



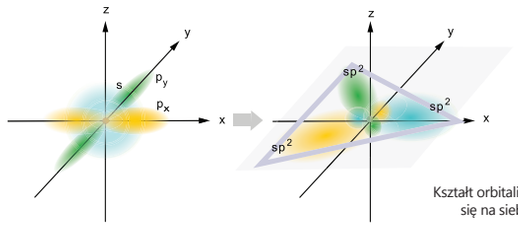
RYSUNEK 6.8. Wpływ hybrydyzacji typu sp na kształt powstałej cząsteczki.



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

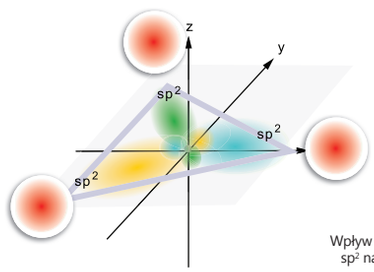
HYBRYDYZACJA sp^2

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.

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 sp² na kształt powstałej cząsteczki.

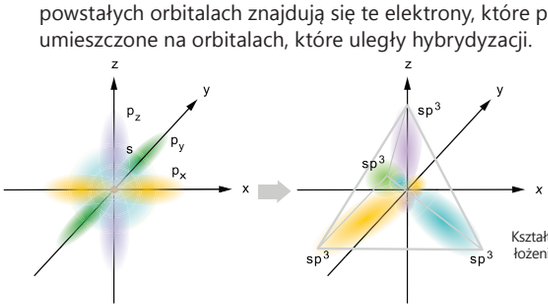
Cząsteczka będzie „płaska", co oznacza, że atomy będą znajdować się na jednej płaszczyźnie, a kąty pomiędzy poszczególnymi wiązaniami będą wynosić 120°.

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°.

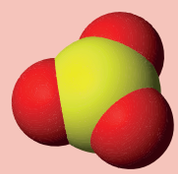
HYBRYDYZACJA sp³

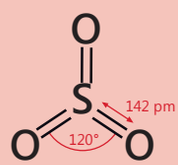
Jeżeli orbital **s** pomieszamy z trzema orbitalami **p**, to powstaną cztery hybrydy o nazwie **sp³**. Ich kształt jest wynikiem nałożenia się wszystkich czterech przestrzeni, czyli orbitalu **s** (na rysunku niebieski kształt) oraz trzech orbitali **p** (na rysunku kształty: żółty, zielony i fioletowy). 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.

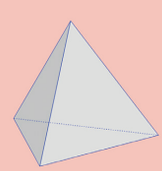


RYSUNEK 6.11. Kształt orbitali jako wynik nałożenia się na siebie czterech przestrzeni.

W cząsteczce tlenku siarki(VI) SO_3 atom siarki ulega hybrydyzacji sp². 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).

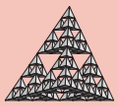
18

W tej lekcji odwołujemy się często do pojęć z zakresu geometrii. Należy więc sprawdzić, czy uczniowie pamiętają te informacje.

Wacław Sierpiński – polski matematyk, jeden z czołowych przedstawicieli warszawskiej szkoły matematycznej. W 1976 roku imieniem Wacława Sierpińskiego został nazwany krater na Księżycu.
Trójkąt Sierpińskiego to jeden z najprostszych fraktali. Znany był na długo przed powstaniem tego pojęcia. Konstrukcja tego zbioru została podana przez Sierpińskiego w 1915 roku.

Powracanie do znanych już uczniowi cząsteczek oraz powtarzanie i rozszerzanie informacji odpowiada koncepcji nauczania koncentrycznego.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?



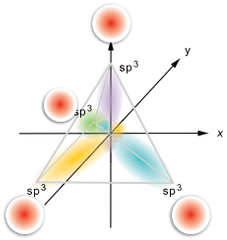
Narysuj piramidę Sierpińskiego. Oto kolejne kroki, aby ją wykonać:

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 109,5°.

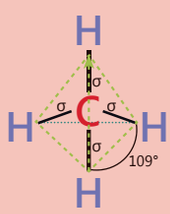
W hybrydyzacji **sp^3** kąt pomiędzy wiązanami wynosi 109,5° i jest już w przybliżeniu taki, jak w cząsteczce wody (104,45°), jednak kształt cząsteczki wody jest kątowy, a nie przestrzenny.

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°.

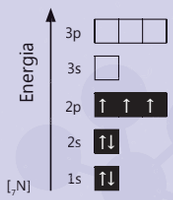
Kolejną opisaną już w tym podręczniku cząsteczką, w której atom centralny ma hybrydyzację **sp^3**, jest amoniak (nazwa systematyczna azan, wzór sumaryczny **NH_3**).



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? **5**

Ile z tych elektronów jest sparowanych? **2**

Ile elektronów jest niesparowanych? **3**

Co oznacza termin hybrydyzacja?

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.

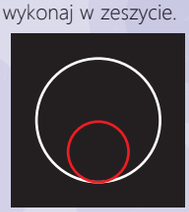
Cząsteczka NH_3 ma kształt ostrosłupa o podstawie trójkąta równobocznego.

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?

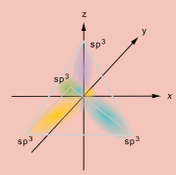
Prawidłowy rysunek wykonaj w zeszycie.



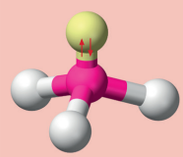
Kąt pomiędzy wiązaniami w cząsteczce amoniaku wynosi 107,8°. Jest to trochę mniej niż w metanie. Wynika to z faktu, iż wolna para elektronowa w orbitalu zhybrydyzowanym odpycha mocno pozostałe wiązania.

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



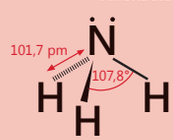
PRZESTRZENNY ROZKŁAD ORBITALI W HYBRYDYZACJI SP³



KSZTAŁT CZĄSTECZKI AMONIAKU (AZANU)

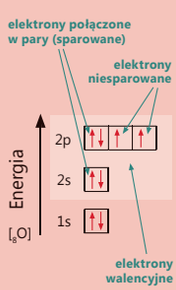
Wolna para elektronowa umiejscowiona jest w przestrzeni hybrydy zaznaczonej na żółto.

WZÓR STRUKTURALNY AMONIAKU



Dwie kropki nad symbolem azotu symbolizują wolną parę elektronową.

KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU TLENU



W podręczniku stosujemy zasadę redundancji informacji, np. poprzez podawanie za każdym razem nazw zarówno zwyczajowych (amoniak), jak i systematycznych (azan). Nie należy jednak egzekwować od ucznia wszystkich podawanych w podręczniku nazw. Należy poinformować go, które z nazw musi znać (biernie i czynnie). Jeżeli nauczyciel będzie systematycznie stosował zasadę redundancji, wymieniając nazwy związków, na zakończenie procesu edukacji większość uczniów będzie znać zarówno nazwy zwyczajowe, jak i systematyczne.

W chemii bardzo często odwołujemy się do informacji z innych działów nauki – w tym przypadku – matematyki. Znajomość kształtów odpowiednich figur pozwala na zrozumienie kształtów cząsteczek chemicznych. Ćwiczenie w rysowaniu zbiorów jest z kolei ćwiczeniem z teorii zbiorów i logiki.
Ostrosłup to wielościan, którego ściany boczne są trójkątami o wspólnym wierzchołku.
Ostrosłup prawidłowy (foremny) to ostrosłup mający w podstawie wielokąt foremny, a rzut jego wierzchołka jest w środku geometrycznym podstawy.
Ostrosłup prawidłowy trójkątny ma w podstawie trójkąt foremny, czyli równoboczny (ale jego ściany mogą być trójkątami równoramiennymi).

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

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.

Przykłądy balonowych modeli np.
http://www.balloonmolecules.com/Html/Galerie_vor.htm

Ze względu na skomplikowany charakter poruszanych w tym rozdziale zagadnień, wprowadziliśmy ich podsumowanie. Pomoże ono uczniom w opanowaniu i usystematyzowaniu tak rozległego materiału. Oczywiście to w gestii nauczyciela leży decyzja, które informacje i umiejętności powinien opanować uczeń.

Dwóch uczniów prosimy o przygotowanie krótkiej informacji (około 3 minuty) o Friedrichu Wöhlerze i podziale chemii na organiczną oraz nieorganiczną. Kolejnych dwóch uczniów prosimy o przygotowanie mapy pojęć z zastosowaniem LPG.

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.

W rozdziale 5.4. wprowadzono już pierwszy węglowodór jako przykład gazu i związku binarnego. Teraz kontynuujemy naukę o węglowodorach, wprowadzając pojęcie „węglowodory". Jest ono oczywiste, ponieważ ogólna nazwa tej grupy związków chemicznych wywodzi się od nazwy pierwiastków, których atomy tworzą ich cząsteczki.

W podręczniku staramy się unikać wprowadzania przestarzałych teorii (np. teorii Bohra lub Arrheniusa), jednak w tym przypadku, mimo że teoria ta jest przestarzała i nie jest prawdziwa, nie można pominąć jej wprowadzenia, ponieważ nadal stosuje się podział na chemię nieorganiczną i organiczną.

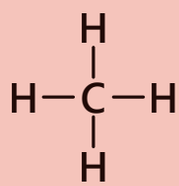
W przypadku, gdy odwołujemy się do informacji wprowadzonych wcześniej, można odpytać z nich uczniów na początku lekcji. Powinniśmy przyzwyczaić uczniów, że przed lekcją powinni uważnie przeczytać „wiadomości i umiejętności potrzebne do zrozumienia lekcji", ponieważ z tych informacji będą odpytywani. Pozwala to zaoszczędzić czas na lekcji. Zamiast pytać uczniów „z ostatniej lekcji", a następnie robić „wprowadzenie", do tematu możemy odpytać ucznia z informacji, które były już omawiane wcześniej, ale będą nam potrzebne na danej lekcji.

Aby móc świadomie korzystać i zarządzać zasobami przyrody, niezbędna jest znajomość źródeł oraz sposobów wykorzystania metanu w gospodarce człowieka.
Mimo że metan jest gazem cieplarnianym o znacznie silniejszym działaniu niż CO_2, informacja o tym nie pojawia się w mediach, ponieważ największe ilości metanu powstają podczas hodowli bydła, owiec i uprawy ryżu. Ograniczenie wydzielania metanu do atmosfery z tych źródeł grozi zmniejszeniem produkcji rolnej, co mogłoby doprowadzić do braku odpowiedniej ilości żywności.

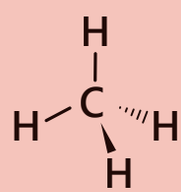
CZY METAN TO JEDYNY ZWIĄZEK ZBUDOWANY Z ATOMÓW WĘGLA I WODORU?

RÓŻNE SPOSOBY PRZEDSTAWIANIA STRUKTURY METANU

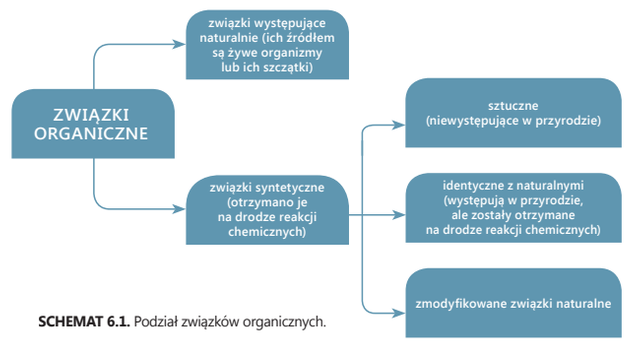
UPROSZCZONY WZÓR STRUKTURALNY



WZÓR STRUKTURALNY (PRZESTRZENNY)



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.

Model cząsteczki (czaszowy).

Model cząsteczki

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.

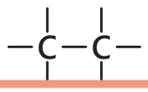
Najprostszą grupą są **alkany**, czyli węglowodory łańcuchowe o wiązaniach pojedynczych między atomami. Węglowodory, w których wszystkie wiązania pomiędzy atomami węgla są pojedyncze, są nazywane **węglowodorami nasyconymi**. Do tej grupy węglowodorów należą alkany.

ZAPAMIĘTAJ

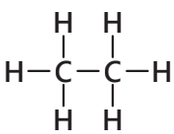
ALKANY – węglowodory nasycone – łańcuchowe związki węgla i wodoru, w których wszystkie wiązania pomiędzy atomami są pojedyncze.

Co oznacza termin „węglowodory"?

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: $CH_3–CH_3$.

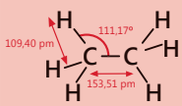
ĆWICZENIE 137.

W dostępnych źródłach znajdź informacje dotyczące etanu.

- Stan skupienia: gaz
- Zapach: bezwonny
- Barwa: bezbarwny
- Masa molowa: 30 g/mol
- Gęstość względem powietrza: porównywalna
- Palność: palny
- Zastosowanie: produkcja etenu
- Piktogramy GHS:

Informacje zapisz w zeszy

WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI ETANU



RÓŻNE SPOSOBY ZAPISU WZORÓW WĘGLOWODORÓW NA PRZYKŁADZIE ETANU

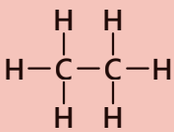
WZÓR SUMARYCZNY

C_2H_6

WZÓR GRUPOWY

$CH_3–CH_3$

WZÓR STRUKTURALNY – UPROSZCZONY



Przy omawianiu budowy węglowodorów nieocenione usługi oddają modele. Należy jednak zwrócić uwagę, że modele materialne (czaszowe, pręcikowo-kulkowe, Dredinga, balonowe) nie są realnymi cząsteczkami i zawieraja liczne uproszczenia oraz zafałszowania. Dlatego należy stosować różnorodne modele, by w umysłach uczniów nie wytworzyło się trwałe połaczenie wyobrażenia o danej cząsteczce, związane z modelem danej cząsteczki.

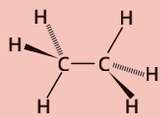
Odwołanie do lekcji o hybrydyzacji.

Możemy polecić uczniom zbudować model takiej przestrzennej cząsteczki (np. z zapałek, balonów lub papieru).

Jest to trzeci typ wzoru, co dla uczniów z dysgrafią może stanowić duże utrudnienie.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

WZÓR STRUKTURALNY (KRESKOWY)

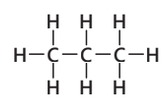
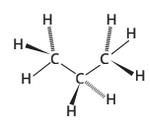
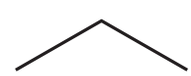


Strukturalny wzór, próbujący oddać przestrzenną złożoność propanu:

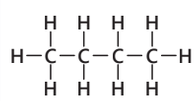
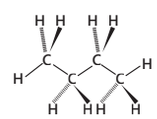
- atomy węgla, wiązania zaznaczone „zwykłymi" kreskami i łączące się z nimi atomy wodoru znajdują się na płaszczyźnie kartki,
- wiązania przedstawione w postaci rozszerzających się trójkątów i połączone nimi atomy wodoru znajdują się ponad płaszczyzną kartki,
- wiązania „kreskowane" i atomy wodoru, do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

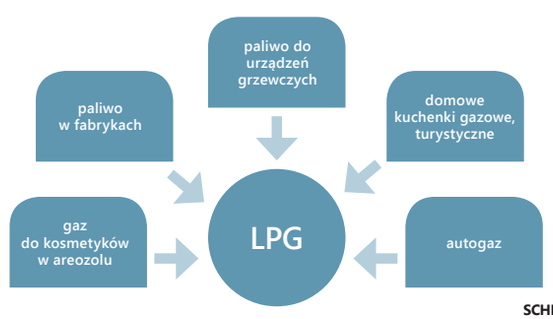
Kolejnym alkanem jest propan, który ma w cząsteczce trzy atomy węgla i osiem atomów wodoru. Jego wzór sumaryczny to C_3H_8, a wzór grupowy to: CH_3-CH_2-CH_3.

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).

Uczniowie powinni znać tylko wzory sumaryczne i uproszczone wzory strukturalne. W przypadku uczniów dysfunkcyjnych nawet wzory grupowe to zbyt duże wymagania. Oczywiście nauczyciel powinien w miarę możliwości stosować równocześnie wszystkie te sposoby zapisu, jednak wymaganie od uczniów ich znajomości nie jest wskazane.

Mieszanina jest bezbarwna, posiada charakterystyczny zapach, a w temperaturze pokojowej pod ciśnieniem atmosferycznym występuje w stanie gazowym.
Strumień gazu przepuszczany przez płuczkę z wodą nie powoduje jego pochłaniania, jest zaś częściowo pochłaniany w etanolu.
Mieszanina spala się jasnoniebieskim płomieniem.

Mieszanina gazów propanu i butanu jest palna i posiada charakterystyczny zapach. Jest trudno rozpuszczalna w wodzie i lepiej rozpuszczalna w etanolu.

Należy zwracać szczególną uwagę na „kreski" symbolizujące wiązania. Uczniowie mają tendencję do pomijania ich jako elementów nieistotnych, w związku z czym zapisują CH_2 – a taka cząsteczka przecież nie istnieje.
Można podać nazwę grupy „metylenowa", ale nie trzeba wymagać jej znajomości od uczniów.

Podstawowym celem tego podrozdziału jest nauczenie uczniów zasady budowania wzorów związków organicznych na przykładzie alkanów.
Rysując wzory strukturalne kolejnych węglowodorów, należy uzmysłowić uczniom, jaki jest algorytm rysowania wzorów.
Zdecydowanie ważniejsze jest, by uczniowie znali ten algorytm i umieli się nim posługiwać, niż by znali na pamięć wzory kolejnych węglowodorów, ponieważ ten sam algorytm wykorzystywany jest później przy konstruowaniu wzorów strukturalnych wszystkich związków organicznych.

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.

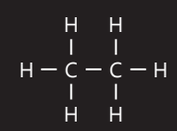
NAZWA WĘGLOWODORU	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR GRUPOWY
metan	CH_4		CH_4
etan	C_2H_6		CH_3-CH_3
propan	C_3H_8		CH_3-CH_2-CH_3
butan	C_4H_{10}		CH_3-CH_2- CH_2-CH_3

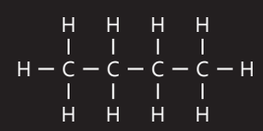
Jakim powtarzającym członem różnią się wzory poszczególnych alkanów?

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–**.





Istnieje wierszyk, pozwalający uczniom na mnemotechniczne zapamiętanie nazw czterech pierwszych węglowodorów:

Metan, etan, propan, butan
Rozbawiony orangutan.

Uczniowie dzięki wierszykowi na pewno zapamiętają nazwy czterech pierwszych węglowodorów.

Ważniejsze jest zapamiętanie wzoru ogólnego (i na jego podstawie wyliczanie wzorów sumarycznych poszczególnych alkanów) niż pamięciowa znajomość wzorów sumarycznych kilku pierwszych alkanów.

Metan: C_nH_{2n+2}, gdzie n = 1; $C_1H_{2*1+2} = CH_4$.
Etan: C_nH_{2n+2}, gdzie n = 2; $C_2H_{2*2+2} = C_2H_6$.
Propan: C_nH_{2n+2}, gdzie n = 3; $C_3H_{2*3+2} = C_3H_8$.
Butan: C_nH_{2n+2}, gdzie n = 4; $C_4H_{2*4+2} = C_4H_{10}$.

Należy zwrócić uwagę uczniom dysgraficznym na poprawne i wyraźne pisanie przyrostków (w skrajnym przypadku drukowanymi literami).

Ważne jest, aby utrwalić w umysłach uczniów informację, że atomy węgla we wszystkich związkach organicznych są zawsze czterowartościowe. Czterowartościowość atomów węgla w węglowodorach uczniowie powinni potwierdzić samodzielnie, porównując wzory strukturalne węglowodorów.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

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**.

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.

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.

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.**

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.

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

Wbrew pozorom, bardzo wiele słów znanych uczniom pochodzi od liczebników greckich:

- *penta:* pentagram, pentagon;
- *heksa:* heksametr, heksagram, heksaedr;
- *hepta:* heptatlon;
- *okta:* oktawa, oktaedr, oktadon;
- *nona:* nonan;
- *dekan:* dekalog, dekurion, dekagram.

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
5	pentan	C_5H_{12}	pentagram, pentagon
6	heksan	C_6H_{14}	heksametr, heksagram, heksaedr
7	heptan	C_7H_{16}	heptatlon
8	oktan	C_8H_{18}	oktawa, oktaedr, oktadon
9	nonan	C_9H_{20}	nona
10	dekan	$C_{10}H_{22}$	dekalog, dekurion, dekagram

Poniższe ćwiczenia stanowią korelację z matematyką. Pozwalają uczniom na wykorzystanie ich umiejętności matematycznych, uświadamiają, że w nauczaniu chemii nie musimy uczyć się wszystkiego na pamięć i że wiele informacji możemy wyliczyć.
Należy zwrócić szczególną uwagę na uczniów z dyskalkulią.

Umiejętność odczytywania informacji podanych w formie graficznej jest jedną z kompetencji, którą powinni ćwiczyć uczniowie. Dlatego muszą oni samodzielnie omówić tę infografikę.
Dotyczy to również poniższego ćwiczenia.

CZY METAN TO JEDYNY ZWIĄZEK ZBUDOWANY Z ATOMÓW WĘGLA I 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.**

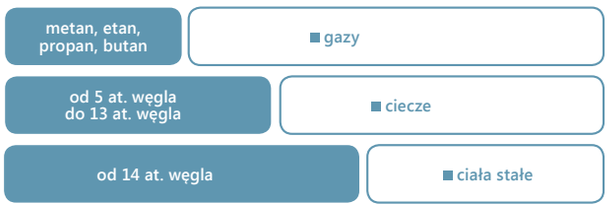
Znając wzór ogólny alkanów (C_nH_{2n+2}) oraz liczbę atomów węgla w cząsteczce, potrafimy podać liczbę atomów wodoru. Potrafimy także podać liczbę atomów węgla, znając liczbę atomów wodoru.

ĆWICZENIE 141.

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

oktan	C_8H_{18}	triakontan	$C_{30}H_{62}$
oktadekan	$C_{18}H_{38}$	oktadekan	$C_{40}H_{38}$
eikozan	$C_{20}H_{42}$	hektan	$C_{100}H_{202}$
nonan	$C_{29}H_{20}$	heksadekan	$C_{16}H_{34}$

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:

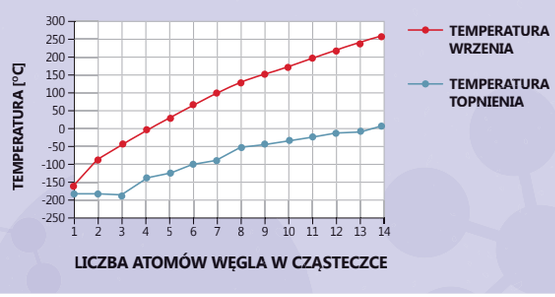


SCHEMAT 6.3. Stan skupienia poszczególnych alkanów w warunkach normalnych.

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.



Głównym celem tego podrozdziału jest przedstawienie uczniom dalszych węglowodorów i zwrócenie ich uwagi na fakt, że właściwości fizyczne węglowodorów zmieniają się wraz ze wzrostem liczby atomów w cząsteczce węglowodoru. Jest to ważna wiadomość, ponieważ dotyczy ona wszystkich szeregów homologicznych. Po omówieniu tego podrozdziału, uczniowie powinni znać nazwy pierwszych dziesięciu członów szeregu homologicznego alkanów, potrafić narysować ich wzory strukturalne i na tej podstawie podać ich wzory sumaryczne.
Ważne jest też uświadomienie uczniom, że proces spalania węglowodorów (i większości związków organicznych) przebiega w analogiczny sposób.

„Spalanie węglowodorów" jest ważne z trzech powodów.

1. Możliwości powstawania różnych produktów spalania, w tym toksycznego tlenku węgla(II).
2. Jest to bogaty materiał ćwiczeniowy dla uzgadniania współczynników równań reakcji chemicznych.
3. Możemy wykonywać proste obliczenia stechiometryczne w oparciu o zapisane równania reakcji spalania węglowodorów nasyconych.

Temperatury topnienia i wrzenia alkanów zależą od długości łańcucha węglowodorowego i rosną wraz z liczbą atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym (za wyjątkiem temperatur topnienia pierwszych trzech alkanów, które są do siebie zbliżone).

Pentan – bezbarwna i bezzapachowa ciecz, nie miesza się z wodą i pływa po jej powierzchni, jest palna.
Heksadekan – bezbarwna i bezzapachowa ciecz (lub o słabym zapachu), nie miesza się z wodą i pływa po jej powierzchni, pali się kopcącym płomieniem.

Ciekłe alkany nie mieszają się z wodą, są bezbarwne, bez zapachu lub o słabym charakterystycznym zapachu (zależnie od czystości). Są palne. Im dłuższy łańcuch węglowodorowy, tym gorsze spalanie.

Rozwiazywanie zadań tekstowych z chemii sprawia uczniom kłopoty, ponieważ rozwiązanie każdego zadania składa się z kilku etapów (np. napisania i uzgodnienia równania reakcji, słownego odczytania zapisanego równania, wskazania interesujących nas zależności – danych i szukanych, zapisania proporcji, jej przekształcenia i obliczenia), dlatego należy jak najczęściej ćwiczyć tę umiejętność.
Z tego powodu jeden uczeń nie powinien rozwiązywać zadania od początku do końca, ponieważ rozwiązywanie jednego zadania przy tablicy kolejno przez kilku uczniów (każdy wykonuje tylko po dwa lub trzy etapy), zmusza pozostałych do uważnego śledzenia toku rozwiązywania zadania. Poza tym takie działanie pozwala nauczycielowi na wystawienie kilku ocen za rozwiązanie jednego zadania. Jeżeli równocześnie stawiamy oceny pierwszym dwóm lub trzem uczniom, którzy samodzielnie rozwiążą zadanie w zeszycie zanim zostanie ono rozwiązane na tablicy, to na brak ocen, nawet przy małej liczbie godzin, a dużej liczbie uczniów w klasie, na pewno nie będziemy narzekać. Uwaga: aby ośmielić uczniów do rozwiązywania zadań na tablicy, nie możemy wstawiać złych ocen ochotnikom.

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:

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

Proces pisania i uzgadniania równań reakcji chemicznych wymaga bardzo wielu wiadomości i umiejętności, z których w większości przypadków nie zdajemy sobie sprawy (prowadzone badania udowodniły, że aby uzgodnić równie reakcji kwasu z wodorotlenkiem, potrzeba wykonać ponad czterdzieści operacji). Dlatego istotne jest, aby początkowo wyjaśniać krok po kroku proces uzgadniania równania reakcji.

W przypadku zastosowania pojęcia mola, można zostawić współczynniki ułamkowe (pół mola istnieje i jest wielkością wymierną), jednak ponieważ pojęcie mola nie występuje w podstawie programowej, staramy się uzgadniać równania reakcji chemicznej bez ułamkowych współczynników.

Obliczenia chemiczne powinno przeprowadzać się, jeśli to tylko możliwe, na każdej lekcji, najlepiej w jej podsumowaniu. Pozwala to nam z jednej strony ćwiczyć umiejętności obliczeniowe uczniów, a z drugiej wystawiać uczniom oceny.
W przypadku tego podrozdziału zadania te są niezbędne i uczniowie powinni się z nimi zapoznać. Przy rozwiązywaniu zadań obliczeniowych z chemii dobrze jest przyzwyczaić uczniów, że do rozwiązania jednego zadania wzywanych jest po kolei kilka osób – zmusza to wszystkich uczniów do świadomego śledzenia działań na tablicy, a nie bezmyślnego przepisywania z niej informacji (dodatkowo z jednego zadania mamy kilka ocen). Ponieważ uczniowie boją się rozwiązywania zadań na tablicy, można wprowadzić zasadę mówiącą, że osoby, które same zgłoszą się do odpowiedzi, mogą nie mieć wpisanej oceny do dziennika, jeżeli będzie ona dla nich niekorzystna.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

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.

$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
$2C_3H_8 + 7O_2 \rightarrow 6CO + 8H_2O$
$C_3H_8 + 2O_2 \rightarrow 3C + 4H_2O$

$2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$
$2C_4H_{10} + 9O_2 \rightarrow 8CO + 10H_2O$
$2C_4H_{10} + 5O_2 \rightarrow 8C + 10H_2O$

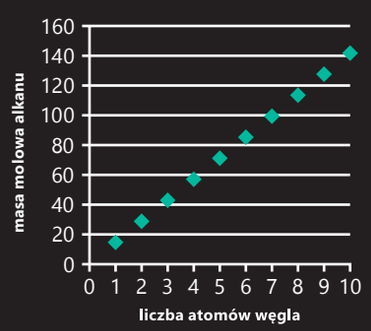
$C_5H_{12} + 8O_2 \rightarrow 5CO_2 + 6H_2O$
$2C_5H_{12} + 11O_2 \rightarrow 10CO + 12H_2O$
$C_5H_{12} + 3O_2 \rightarrow 5C + 6H_2O$

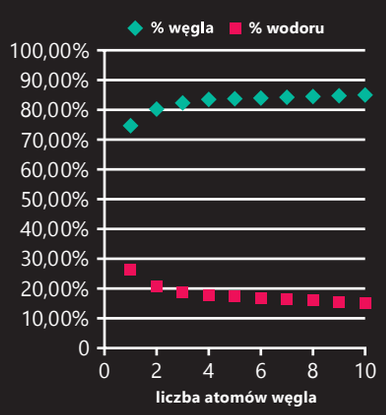
2 mole cząsteczek oktanu reagują z 25 molami dwuatomowych cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstaje 16 moli cząsteczek tlenku węgla(IV) i 18 moli cząsteczek wody.

Z 2 moli oktanu powstało 16 moli CO_2;
czyli z 2 • (12g • 8 + 1 g • 16) gramów oktanu powstało 16 • (12 g + 16 g • 2) gramów CO_2;
czyli z X gramów oktanu powstanie 88 g,
X = 224 g • 88 g / 704 g =
1 mol CO_2 to (12 g + 16 g • 2) = 44 g.
Czyli 88 g to 2 mole CO_2.
Jeżeli z 2 moli oktanu powstało 16 moli CO_2, to z Y moli oktanu powstanie 2 mole CO.
Y = 0,25 oktanu.

Można przypomnieć uczniom, że znają już pojęcia zawierające przedrostek izo-, takie jak izotopy, izotermy, izobary.

W tym przypadku kolejne rubryki w tabeli uzupełnia się w analogiczny sposób, dlatego do początkowych zadań należy wybierać uczniów zdolniejszych. W miarę jednak jak uczniowie lepiej rozumieją schemat kolejnych działań, należy wybierać uczniów, którzy mają większe problemy z tymi zagadnieniami.





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

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	C_2H_6	30 g/mol	24 g	6 g	80,00%	20,00%
Propan	C_3H_8	44 g/mol	36 g	8 g	81,82%	18,18%
Butan	C_4H_{10}	58 g/mol	48 g	10 g	82,76%	17,24%
Pentan	C_5H_{12}	72 g/mol	60 g	12 g	83,33%	16,67%
Heksan	C_6H_{14}	86 g/mol	72 g	14 g	83,72%	16,28%
Heptan	C_7H_{16}	100 g/mol	84 g	16 g	84,00%	16,00%
Oktan	C_8H_{18}	114 g/mol	96 g	18 g	84,21%	15,79%
Nonan	C_9H_{20}	128 g/mol	108 g	20 g	84,38%	15,63%
Dekan	$C_{10}H_{22}$	142 g/mol	120 g	22 g	84,51%	15,49%

ĆWICZENIE 147.

Na podstawie powyższej tabeli narysuj w zeszycie jeden z wykresów:

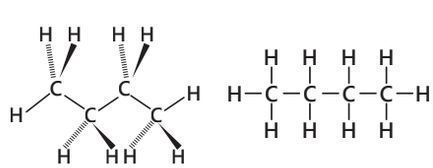
- zależności masy alkanu od liczby atomów węgla w cząsteczce,
- zależności procentowej węgla/wodoru od liczby atomów węgla w cząsteczce.

Przedyskutujcie wyniki w klasie.

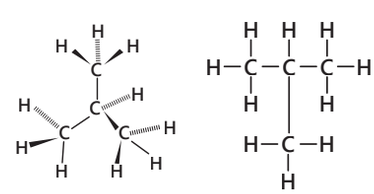
Do tej pory posługiwaliśmy się wzorami sumarycznymi alkanów. Atomy węgla, łącząc się bezpośrednio ze sobą, tworzą łańcuchy, które mogą być proste lub rozgałęzione. Aby mógł powstać węglowodór o łańcuchu rozgałęzionym, cząsteczka musi zawierać minimum cztery atomy węgla. Dla węglowodoru o wzorze sumarycznym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

ŁAŃCUCH NIEROZGAŁĘZIONY

(prosty – atomy węgla połączone jeden za drugim)



ŁAŃCUCH ROZGAŁĘZIONY



Ćwiczenia w rysowaniu wzorów izomerów rozwijają wyobraźnię przestrzenną uczniów. Uczniowie ze stwierdzoną dysgrafią mogą mieć jednak kłopoty z poprawnym rysowaniem wzorów.

CO JESZCZE TRZEBA WIEDZIEĆ O ALKANACH?

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.

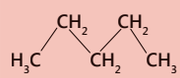
! ZAPAMIĘTAJ

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

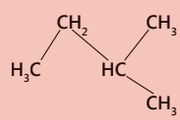
Liczba izomerów gwałtownie rośnie wraz ze wzrostem ilości atomów węgla w łańcuchu. Dla alkanu o pięciu atomach węgla w cząsteczce takie izomery są trzy. Dla dekanu ($C_{10}H_{22}$) jest ich już siedemdziesiąt pięć, natomiast dla eikozanu ($C_{20}H_{42}$) jest ich już aż trzysta sześćdziesiąt sześć tysięcy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

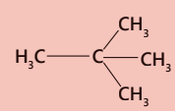
MOŻLIWE IZOMERY DLA WĘGLOWODORU O WZORZE C_5H_{12}:

Z ŁAŃCUCHEM NIEROZGAŁĘZIONYM (PROSTYM)



Z ŁAŃCUCHEM ROZGAŁĘZIONYM





$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_3$

$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$

$CH_3-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CH_3$

$CH_3-CH_2-C(CH_3)_2-CH_3$

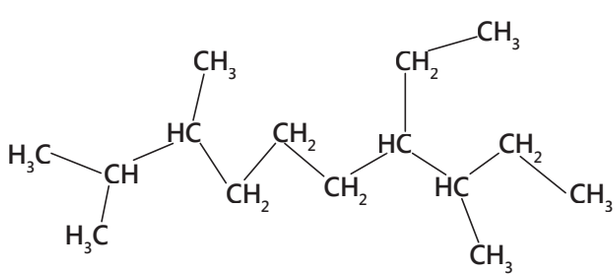
ĆWICZENIE 148.

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.

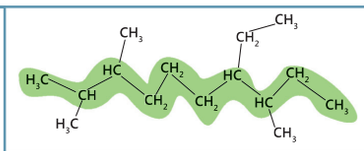
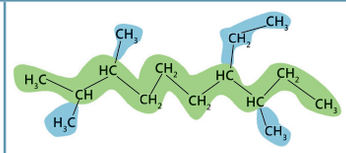
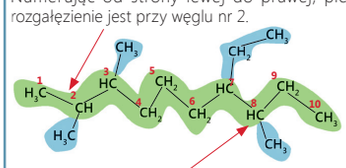
Spróbujmy prześledzić te zasady na przykładzie węglowodoru o wzorze:



34

Tabela ukazująca, w jaki sposób tworzy się nazwy węglowodorów rozgałęzionych, ma za zadanie przybliżyć uczniowi tę metodę. Uczeń nie musi umieć tworzyć nazw węglowodorów, choć mając przed oczami tę tabelę, powinien umieć to zrobić. Nazwy bardziej skomplikowanych związków chemicznych pojawiają się na etykietach produktów spożywczych oraz leków i uczeń powinien przynajmniej wiedzieć, skąd wzięły się poszczególne cyfry, przedrostki i prefiksy, znajdujące się w ich nazwach.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

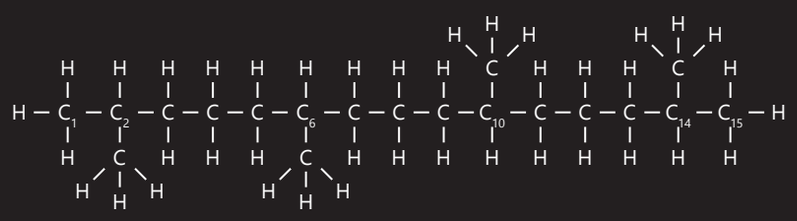
Zaznacz (na zielono) najdłuższy łańcuch węglowy w narysowanym wzorze strukturalnym węglowodoru.	
Od liczby atomów węgla w głównym łańcuchu zależy podstawowa nazwa węglowodoru. Policz liczbę atomów węgla w zaznaczonym łańcuchu.	Liczba atomów węgla w najdłuższym łańcuchu = **10**. Podstawowa nazwa węglowodoru – **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.

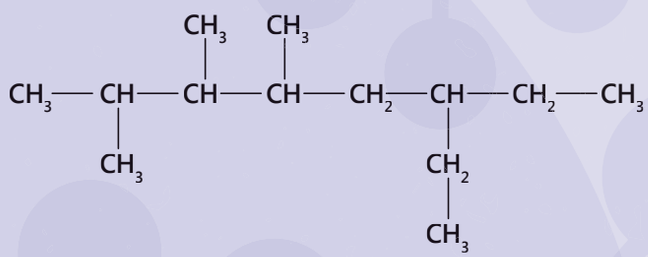
34

35



ĆWICZENIE 149.

Zgodnie z podanym na poprzedniej stronie schematem nazwij węglowodór.



Skorzystaj z poniższych podpowiedzi:

- Najdłuższy łańcuch liczy 9 atomów węgla – podstawą nazwy będzie nonan
- Z której strony głównego łańcucha jest bliżej rozgałęzienie? z lewej
- Przy jakich lokantach (numerach atomów węgla) są podstawniki? 2,3,4,6
- Jak się nazywają podstawniki? metan, metan, metan, etan
- Czy powtarzają się podstawniki o tych samych nazwach?

Tak, trzy podstawniki powtarzają się przy drugim, trzecim i czwartym atomie węgla 6-etylo-2,3,4-trimetylononanu.

Umiejętność samodzielnego wyszukiwania informacji przez ucznia z wykorzystaniem technologii informacyjnych zapisana jest w podstawie programowej.

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.

Grzyb ten może rozkładać związki organiczne, w których występują długie, proste łańcuchy (rozkłada przykładowo węglowodory występujące w ropie naftowej i celulozie).

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.

$C_{19}H_{40}$

W poniższym ćwiczeniu uczeń nie musi wiedzieć, ile atomów węgla znajduje się w cząsteczce, by umieć opisać różnicę pomiędzy związkami.

Jak wynika z przedstawionych powyżej przykładów, węglowodory występujące w przyrodzie nie są prostymi n-alkanami. Dlatego znajomość zasad nazewnictwa pomaga uczniom w przeczytaniu ze zrozumieniem tego typu informacji.

Mieszanina alkanów (od 16 do 48 atomów węgla w cząsteczce):

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

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).

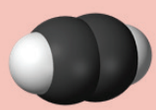
Do tej pory poznaliśmy węglowodory, w których wszystkie wiązania pomiędzy atomami węgla były pojedyncze. Takie węglowodory nazywamy nasyconymi. Do tej grupy właśnie zaliczają się alkany. Oprócz węglowodorów nasyconych istnieje również rodzina węglowodorów, w których występują wiązania wielokrotne (podwójne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

Alkan n-pentakozan ma łańcuch prosty, nierozgałęziony. Pozostałe dwa alkany mają o jeden atom węgla więcej i mają łańcuchy rozgałęzione. Grupa metylenowa w drugim związku jest przy trzecim atomie węgla, a w trzecim związku przy dziewiątym atomie węgla.

Informacje o hybrydyzacji są przypominane tylko w celu wyjaśnienia kształtu cząsteczek węglowodorów. Uczniowie powinni się z nimi zapoznać, jednak nie muszą ich pamiętać (chociaż kształty prostych cząsteczek powinni znać).

nakładania

były

Celem tego podrozdziału jest ukazanie uczniom bogactwa struktur, jakie mogą tworzyć połączone ze sobą atomy węgla. Pokazujemy, że atomy węgla mogą tworzyć łańcuchy proste i rozgałęzione, a wiązania rozgałęzione, wiązania wielokrotne mogą być położone w różnych miejscach.

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

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:

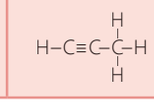
NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR GRUPOWY	WZÓR SZKIELETOWY
propyn	C_3H_4		$HC{\equiv}C{-}CH_3$	

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	$CH{\equiv}C{-}CH_3$

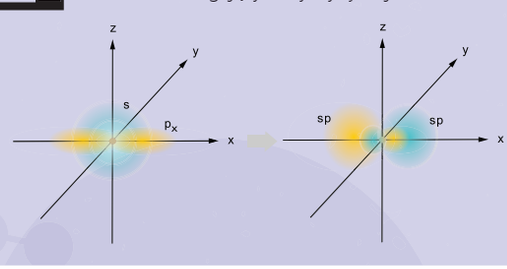
TABELA 6.2. Różnice pomiędzy alkinami i alkanami.

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

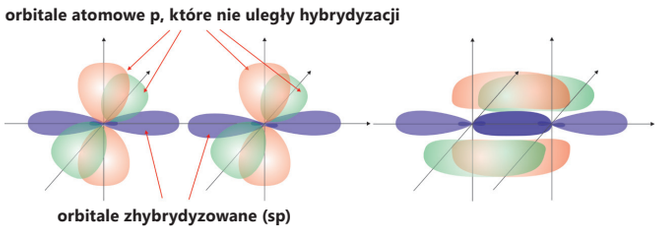
ĆWICZENIE 154.

Przeczytaj i uzupełnij ustnie tekst:

Jeśli hybrydyzacji uległ jeden orbital s jeden orbital p 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 sp (jeden zaznaczony na prawym rysunku na żółto, a drugi na niebiesko). Na orbitalach zhybrydyzowanych zajmą miejsce te elektrony, które ..... na orbitalach ulegających hybrydyzacji.



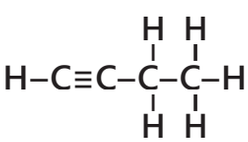
Podczas tworzenia wiązania potrójnego pomiędzy atomami węgla pierwsze wiązanie powstaje poprzez nałożenie się jednego z orbitali zhybrydyzowanych jednego atomu węgla z orbitalem zhybrydyzowanym drugiego atomu węgla. Natomiast drugie i trzecie wiązanie tworzą elektrony na pozostałych (niezhybrydyzowanych)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

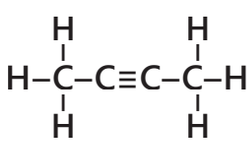


RYSUNEK 6.13. Tworzenie wiązania potrójnego pomiędzy atomami węgla.

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:





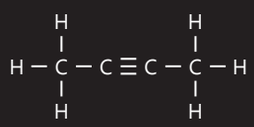
Wiązanie potrójne może być umieszczone pomiędzy pierwszym i drugim atomem węgla lub pomiędzy drugim i trzecim. Są to dwa różne związki chemiczne, dlatego też mają swoje unikalne nazwy. Oba mają cztery atomy węgla oraz sześć atomów wodoru. Dlatego też ich wzór sumaryczny to C_4H_6. Alkanem, w którego 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.

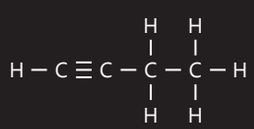
Tradycyjnie, wprowadzając węglowodory nienasycone, zaczyna się od alkenów. W naszym podręczniku, zgodnie z zasadą stopniowania trudności, zaczynamy jednak od alkinów. Występuje w nich bowiem tylko jeden nowy typ izomerii – izomeria położeniowa – związany z położeniem wiązania wielokrotnego w łańcuchu. W alkenach występuje natomiast jeszcze dodatkowo izomeria geometryczna.

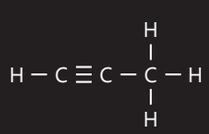
Model cząsteczki but-1-ynu.

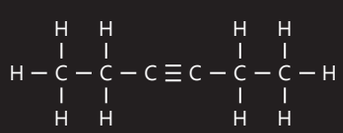
Model cząsteczki but-2-ynu.

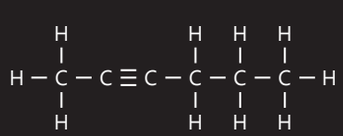
Piktogram dla butynu.

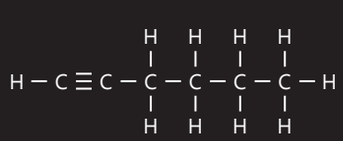






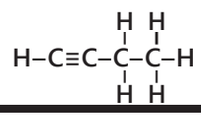


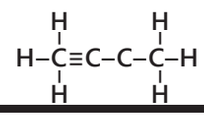




CZY METAN TO JEDYNY ZWIĄZEK ZBUDOWANY Z ATOMÓW WĘGLA I WODORU?

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-.

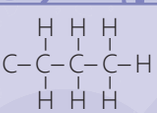
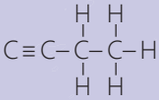
but-2-yn

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.

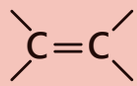
Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij informacje w tabeli, wpisując nazwy, wzory sumaryczne i strukturalne.

ALKANY		ALKINY		
NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY
metan	CH_4			
etan	C_2H_6	etyn	C_2H_2	H–C≡C–H
propan	C_3H_8	propyn	C_3H_4	[redacted]
butan	C_4H_{10}	but-1-yn	C_4H_6	[redacted]
		but-2-yn		[redacted]
pentan	C_5H_{12}	pent-1-yn	C_5H_8	
		pent-2-yn		
heksan	C_6H_{14}	heks-1-yn	C_6H_{10}	[redacted]
		heks-2-yn		[redacted]
		heks-3-yn		[redacted]

Na podstawie wzorów sumarycznych alkinów podaj ich wzór ogólny.

Co to są węglowodory nienasycone?

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).



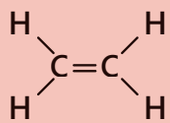
Wiązanie podwójne pomiędzy atomami węgla.

ĆWICZENIE 156.

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

Nazwa alkanu od nazwy alkenu rózni się formantem. Alkan ma formant -an a alken formant -en.

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**.



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

ZAPAMIĘTAJ

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

Model cząsteczki etenu.

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 s pomieszamy z 2 orbitalami p to powstaną trzy hybrydy o nazwie **sp²**. Ich kształt jest wynikiem nałożenia się wszystkich ..... 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 **sp²** (odpowiednio oznaczone na żółto, zielono i niebiesko ..... . Na nowych orbitalach będą znajdować się ..... które były umieszczone na orbitalach przed ich hybrydyzacją.

trzech

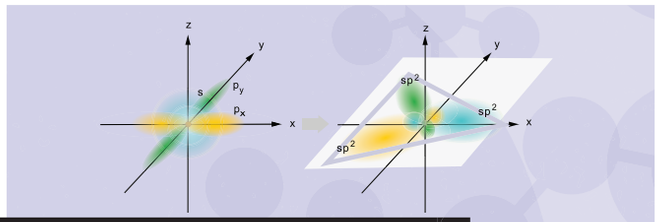
elektrony

trójkątem równobocznym

płaszczyźnie

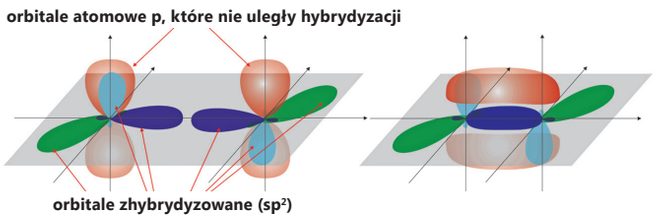
120°

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?



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

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.

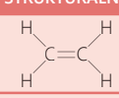
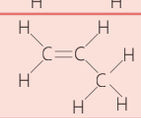
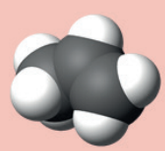
NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR GRUPOWY	WZÓR SZKIELETOWY
eten	C_2H_4		$CH_2{=}CH_2$	
propen	C_3H_6		$CH_2{=}CH{-}CH_3$	

TABELA 6.3. Charakterystyka etenu i propenu.



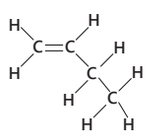
Model cząsteczki propenu.

Te teoretyczne rozważania można unaocznić uczniom, posługując się modelami kulkowo-pręcikowymi. Fragment cząsteczki o wiązaniu podwójnym jest płaski i nie jest możliwa rotacja względem tego wiązania (jest zaś ona możliwa względem wiązań pojedynczych).

Co to są węglowodory nienasycone?

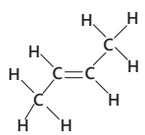
W alkenach, podobnie jak w alkanach, istnieje izomeria związana z rozgałęzieniem łańcucha (strukturalna), ale istnieją też inne rodzaje izomerii: związane z położeniem wiązania podwójnego w łańcuchu węglowym (analogicznie jak w alkinach) oraz ułożeniem atomów przy wiązaniach wielokrotnych (tak zwana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



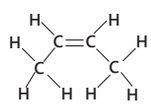
but-1-en

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-.

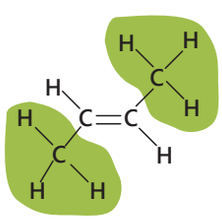


but-2-en

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

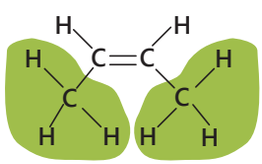
Jak już stwierdziliśmy, fragment z wiązaniem podwójnym jest płaski i stabilny. Dlatego też jeśli wiązanie podwójne jest w środku łańcucha węglowodorowego (np. między drugim a trzecim atomem węgla), istnieją dwie możliwości ułożenia łańcucha. Jest to rodzaj izomerii zwany izomerią geometryczną, gdyż jest 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***-.



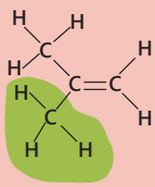
(*E*)-but-2-en
lub
trans-but-2-en

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***-.



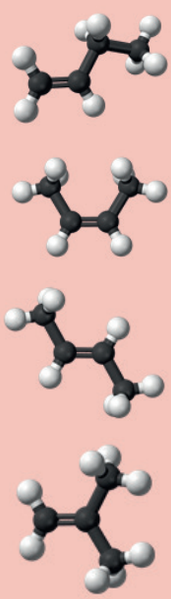
(*Z*)-but-2-en
lub
cis-but-2-en

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.

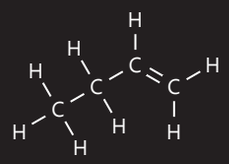


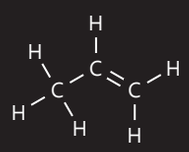
METYLOPROPEN

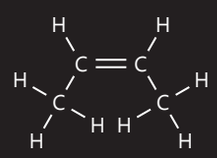
MODELE 3D BUTENU:

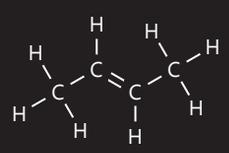


Dopasuj modele do wzorów strukturalnych.



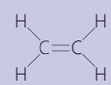
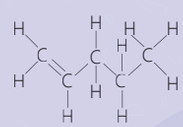
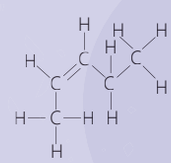
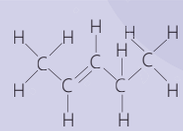






ĆWICZENIE 158.

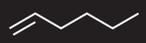
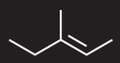
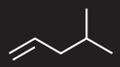
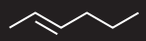
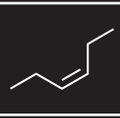
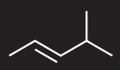
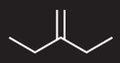
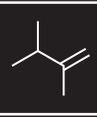
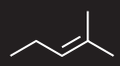
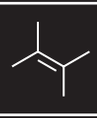
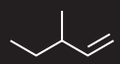
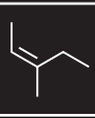
Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij informacje w tabeli, wpisując nazwy, wzory sumaryczne i strukturalne.

ALKANY		ALKENY		
NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY
metan	CH_4	?	?	?
etan	C_2H_6	eten	C_2H_6	
propan	C_3H_8	propen	C_3H_6	
butan	C_4H_{10}	but-1-en (*E*)-but-2-en (*Z*)-but-2-en	C_4H_8	
pentan	C_5H_{12}	pent-1-en	C_5H_{10}	
		(Z)-pent-2-en		
		(E)-pent-2-en		

Na podstawie wzorów sumarycznych alkenów podaj ich wzór ogólny.

ĆWICZENIE 159.

Porównaj w zeszycie wzory strukturalne i nazwy izomerów heksenu.

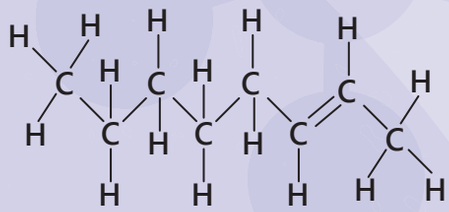
Nazwa systematyczna IUPAC	Wzór szkieletowy	Nazwa systematyczna IUPAC	Wzór szkieletowy
heks-1-en		(E)-3-metylopent-2-en	
(Z)-heks-2-en		4-metylopent-1-en	
(E)-heks-2-en		(Z)-4-metylopent-2-en	
(Z)-heks-3-en		(E)-4-metylopent-2-en	
(E)-heks-3-en		2-etylobut-1-en	
2-metylopent-1-en		2,3-dimetylobut-1-en	
2-metylopent-2-en		2,3-dimetylobut-2-en	
3-metylopent-1-en		3,3-dimetylobut-1-en	
(Z)-3-metylopent-2-en			

Wszystkie ćwiczenia mają na celu trenowanie umiejętności nazywania węglowodorów i pisania ich wzorów na podstawie instrukcji.
Uczniowie nie muszą umieć robić tego samodzielnie.
Wprowadzenie nazw węglowodorów ma na celu oswojenie uczniów z tego typu wzorami i nazwami (obecnymi zresztą na opakowaniach produktów spożywczych, kosmetyków lub leków).

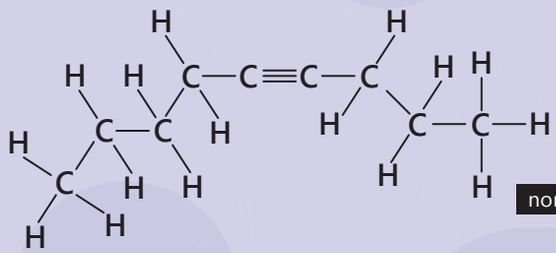
Zadanie przeznaczone dla dwóch uczniów:
Przygotuj krótką informację o Władimirze Markownikowie.

ĆWICZENIE 160.

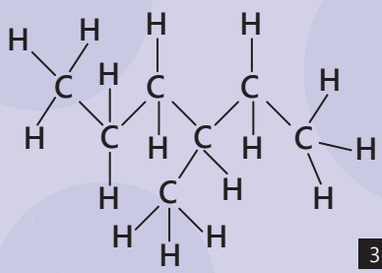
Zapisz w zeszycie nazwy następujących węglowodorów:



(E)-okt-2-en



non-4-yn



3-metylo-heksan

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).**

Umiejętność samodzielnego formułowania wniosków na podstawie dostarczonych danych jest jedną z ważniejszych umiejętności, którą uczniowie powinni wyćwiczyć.

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.

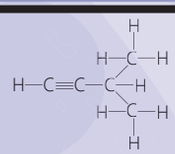
Temperatura wrzenia alkanów, alkenów i alkinów rośnie wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego. W pierwszych trzech węglowodorach różnice w temperaturach pomiędzy alkanami, alkenami i alkinami są znaczne, później zaś maleją.

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.

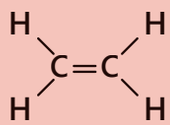
NAZWA	PENT-1-YN	PENT-2-YN	3-METYLOBUT-1-YN
Wzór strukturalny	[redacted]	[redacted]	
Wzór sumaryczny	C_5H_8		
Masa molowa	80 g/mol		
Temperatura topnienia	-106 °C	-109 °C	-90 °C
Temperatura wrzenia	40 °C	55 °C	29 °C
Stan skupienia	ciekły	ciekły	ciekły
Gęstość w temp. 20°C	0,695 g/cm³	0,714 g/cm³	0,665 g/cm³
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).

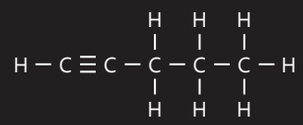
Eten jest ponadto hormonem roślinnym, który jest odpowiedzialny za dojrzewanie owoców, starzenie się roślin i opadanie liści. Wydzielany jest przez praktycznie wszystkie części rośliny. Jest to wykorzystywane w przemyśle spożywczym do kontrolowania dojrzewania, przechowywania i sprzedaży owoców.

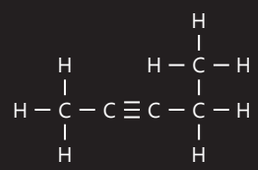
ETEN



H220 – skrajnie łatwopalny gaz.

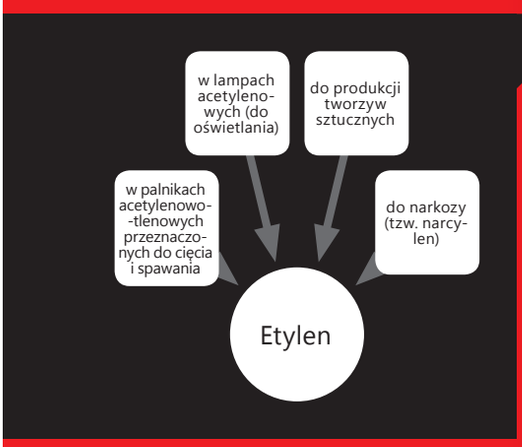
H336 – może wywoływać uczucie senności lub zawroty głowy.





Izomery pentynu różnią się właściwościami fizycznymi.

Tak często, jak to tylko możliwe, należy uzupełniać informacje czysto naukowe wiadomościami potocznymi - zwłaszcza takimi, które mogą zainteresować uczniów na tym etapie rozwoju.



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

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

Nauczyciel powinien zachęcać uczniów do przeprowadzania doświadczeń domowych, np. poprzez stawianie dobrych ocen. Z doświadczeń domowych uczniowie powinni wykonywać sprawozdania i dokumentować przebieg eksperymentu za pomocą zdjęć. W tym celu można również wykorzystać metodę projektu lub strategię IBSE.

Na przestrzeni tego podrozdziału pojawiają się nazwy zwyczajowe (takie jak karbid czy czas), jak i systematyczne – zgodnie z zasadą redundancji, nauczyciel zawsze wymawia obydwie te nazwy.

Umiejętność pisania i uzgadniania równań reakcji spalania węglowodorów jest umiejętnością podstawową, dlatego powtarzamy ją wielokrotnie w niniejszym podręczniku, zarówno tłumacząc przebieg reakcji, jak i podając przykładowe ćwiczenia. Nauczyciel powinien tak długo ćwiczyć z uczniami tę umiejętność, aż większość uczniów będzie potrafiła samodzielnie napisać i uzgodnić równanie reakcji spalania węglowodoru.
Dla uczniów bardzo zdolnych wyzwaniem może być napisanie równań reakcji spalania węglowodoru dla wzorów ogólnych alkanów, alkenów i alkinów.

Podstawowym celem tego podrozdziału jest ukazanie, że jedyną ważną różnicą występującą pomiędzy węglowodorami nasyconymi a nienasyconymi jest reakcja przyłączania do wiązania podwójnego, której wizualne efekty łatwo można zobaczyć w przypadku reakcji z wodą bromową (lub Br_2 w CCl_4) albo $KMnO_4$.

Brak zmian w probówce z wodą bromową.

Butan w warunkach przeprowadzanego doświadczenia nie reaguje z bromem.

Folia topi się i wydzielają się pęcherzyki gazu, które odbarwiają wodę bromową.

W wyniku ogrzewania, folia ulega rozkładowi, a wydzielający się eten reaguje z bromem.

ĆWICZENIE 164.

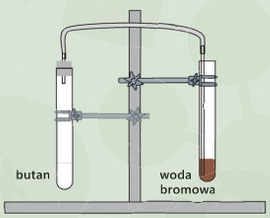
Korzystając ze wzorów sumarycznych, zapisz w zeszycie, za pomocą równań reakcji chemicznych, możliwe drogi spalania propenu.

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.



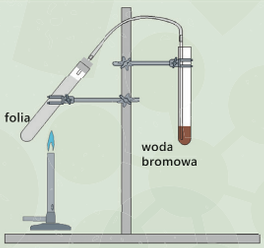
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

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.

SPALANIE CAŁKOWITE (dużo tlenu):
$2C_3H_6 + 9O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$.

SPALANIE NIECAŁKOWITE: (mało tlenu)
$C_3H_6 + 3O_2 \rightarrow 3CO + 3H_2O$.

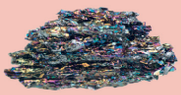
SPALANIE NIECAŁKOWITE (bardzo mało tlenu):
$2C_3H_6 + 3O_2 \rightarrow 6C + 6H_2O$.

Po dodaniu wody do karbidu następuje wydzielanie się pęcherzyków gazu, który odbarwia wodę bromową.

W wyniku reakcji karbidu z wodą powstaje etyn, który reaguje z bromem.

Br — Br

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?



KARBID CaC_2

WZÓR STRUKTURALNY KARBIDU

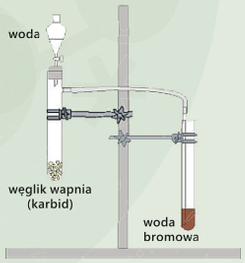
$Ca^{2+}[:C{\equiv}C:]^{2-}$

Piktogram karbidu.

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.



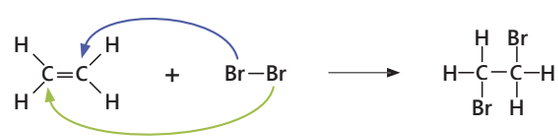
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

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).

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.

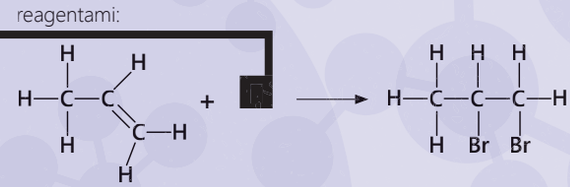
Jest to **reakcja addycji** (zwana inaczej reakcją przyłączania). Przeanalizujmy ją na przykładzie etenu, a następnie etynu.

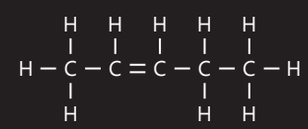
Cząsteczka bromu atakuje wiązanie podwójne, co powoduje jego przemieszczenie i przyłączenie atomu bromu do jednego z atomów węgla, a następnie do drugiego atomu węgla przyłącza się drugi atom bromu. W wyniku reakcji powstaje więc związek nasycony (w tym przypadku 1,2-dibromoetan).

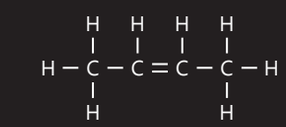


ĆWICZENIE 165.

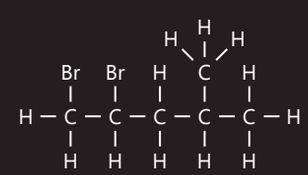
Przepisz równania reakcji do zeszytu i uzupełnij je odpowiednimi reagentami:



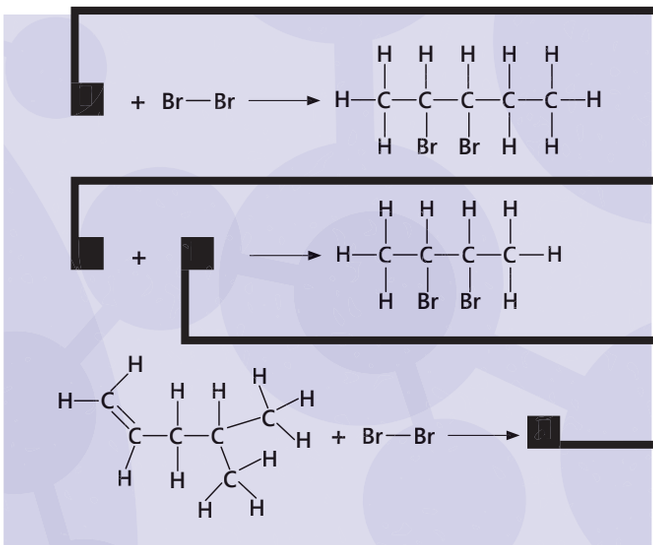




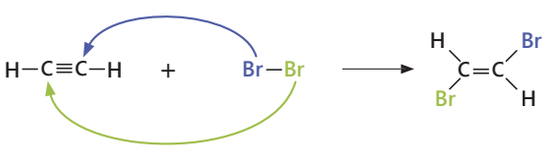
Br — Br



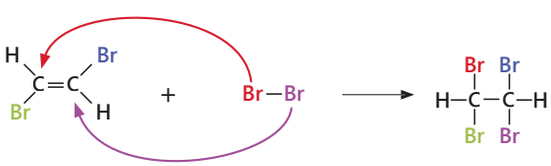
Jak odróżnić alkany od alkenów i alkinów?



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).



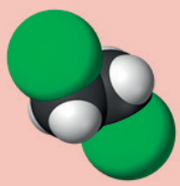
W drugim etapie druga cząsteczka bromu atakuje wiązanie podwójne, które powstało w produkcie reakcji w etapie pierwszym. Końcowym produktem reakcji jest pochodna alkanu (w tym przypadku 1,1,2,2-tetrabromoetan).



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).

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

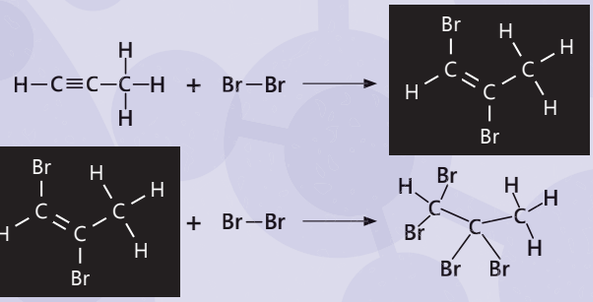


1,2-dichloroetan powstaje w reakcji addycji cząsteczki chloru do cząsteczki etenu.

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

ĆWICZENIE 166.

Przepisz równania reakcji do zeszytu i uzupełnij je odpowiednimi reagentami:



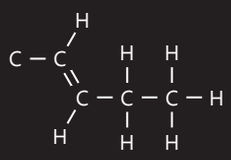
Za pomocą reakcji addycji można do cząsteczek węglowodorów nienasyconych dołączać nie tylko brom. Reagują także inne cząsteczki. Podobnie jak brom można dołączyć chlor, a także wodór.

H — H

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

ALKIN + H_2 → ALKEN

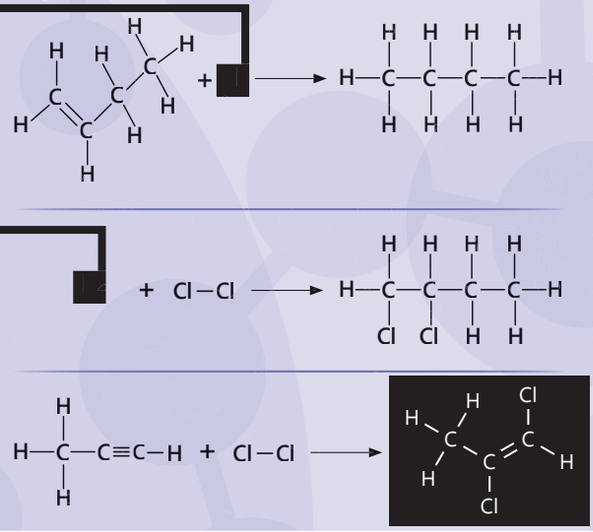
ALKEN + H_2 → ALKAN

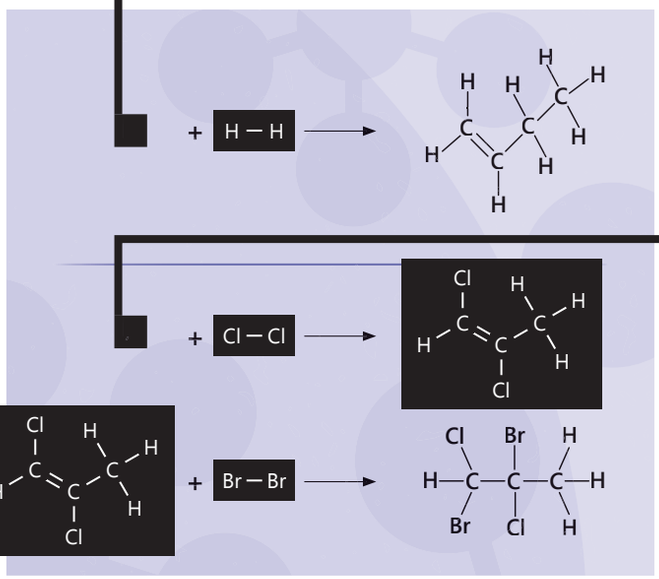


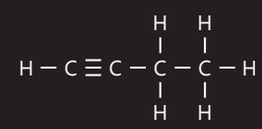
Rekcję uwodornienia wykorzystuje się np. do produkcji margaryny: tłuszcze roślinne (zawierające wiązania podwójne) poddawane są działaniu wodoru. Następuje wówczas „nasycenie" wiązań podwójnych – powstają tłuszcze nasycone. Proces ten bywa nazywany też „utwardzaniem", ponieważ podczas tej reakcji zmienia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

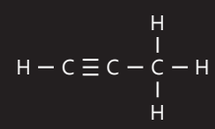
ĆWICZENIE 167.

Przepisz równania reakcji do zeszytu i uzupełnij je odpowiednimi reagentami:



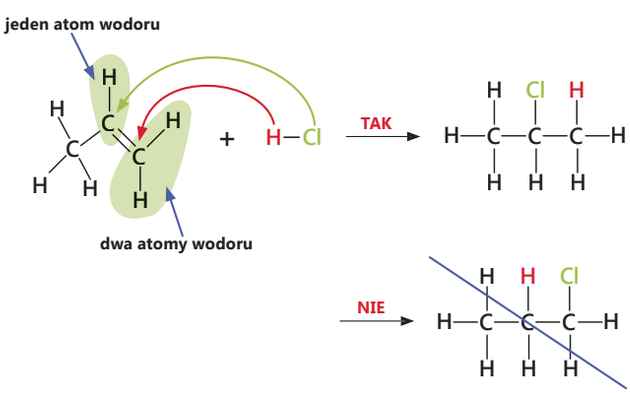






Do alkenów i alkinów można również dołączyć w reakcji addycji cząsteczki chlorowodoru (HCl), bromowodoru (HBr), a także jodowodoru (HI) oraz wody (H_2O).

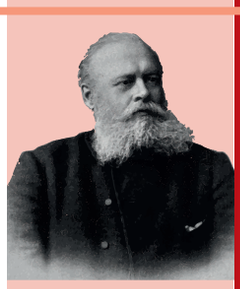
W tym przypadku jednak należy wziąć pod uwagę jeszcze jeden czynnik. Do którego atomu węgla dołączy się atom wodoru, a do którego atom chlorowca (chloru, bromu lub jodu), decyduje tak zwana reguła Markownikowa. Mówi ona, że atom wodoru przyłączy się do tego atomu węgla, przy którym jest więcej atomów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



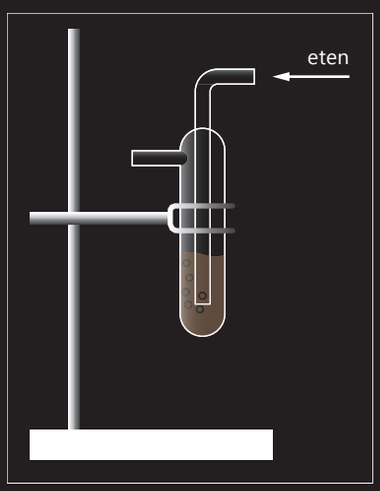
WŁADIMIR WASILJEWICZ MARKOWNIKOW

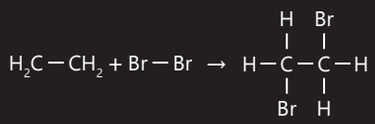
Żył na przełomie XIX i XX w. – rosyjski chemik, badał skład kaukaskiej ropy naftowej.

Reguła Markownikowa została podana nieco na wyrost (nie ma jej w podstawie programowej), jednak z wieloletniego doświadczenia wiemy, że część uczniów interesuje się, gdzie przyłącza się atom wodoru, a gdzie chloru. Właśnie dla takich ciekawskich uczniów podane jest to wyjaśnienie. Z drugiej strony, uzupełnienie reguły Markownikowa znanym większości uczniów cytatem biblijnym powoduje, że zapamiętuje ją wielu – nawet tych niezainteresowanych chemią. Oczywiście za brak znajomości tej reguły nie można obniżać oceny uczniom. Może być ona zaś wymagana na ocenę celującą.

Węglowodory o budowie łańcuchowej, w których wszystkie wiązania pomiędzy atomami są pojedyncze.

Zadanie przeznaczone dla dwóch uczniów:
Wyszukajcie osiągnięcia Michaela Faradaya i Friedricha Kekulego.



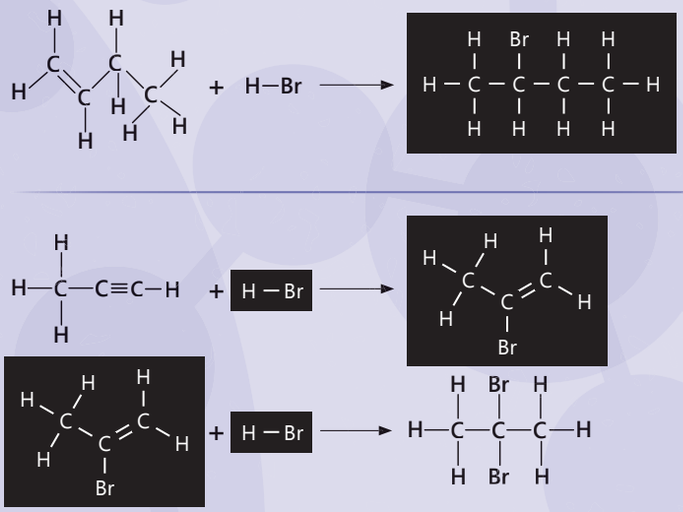


Z równania reakcji odczytujemy, że jeden mol etenu reaguje z jednym molem bromu.
1 mol C_2H_4 – 1 mol Br_2.
M_{Br_2} = 159,8 g/mol.
$M_{C_2H_4}$ = 28 g/mol.
Ze 159,8 g Br_2 zareaguje 28 g C_2H_4.
Z 2 g Br_2 zareaguje x g C_2H_4;
x = (2 • 28g) : 159,8 g; x = 0,35 g.
Z dwoma gramami bromu przereaguje 0,35 g etenu.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

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 – związki chemiczne węgla z wodorem

Alkany – [redacted]

Alkeny – [redacted]

Alkiny – [redacted]

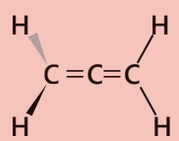
Jeżeli w definicji alkenu i alkinu pojawia się słowo „jedno" w odniesieniu do liczby wiązań wielokrotnych (czyli podwójnych i potrójnych), oznacza to, że mogą istnieć zarówno związki chemiczne mające kilka wiązań podwójnych, kilka wiązań potrójnych, jak i związki mieszane, czyli zawierające wiązania 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).

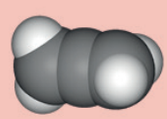
! ZAPAMIĘTAJ

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.

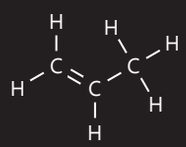
Węglowodory o budowie łańcuchowej, w których jedno z wiązań pomiędzy atomami węgla jest podwójne, a pozostałe są pojedyncze.

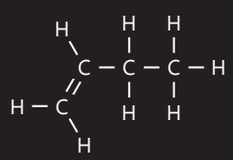
Węglowodory o budowie łańcuchowej, w których jedno z wiązań pomiędzy atomami węgla jest potrójne, a pozostałe są pojedyncze.

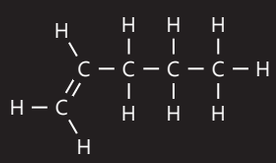
Umiejętność tworzenia poprawnych z punktu widzenia logiki definicji jest ważną zdolnością, którą powinni posiadać uczniowie po ukończeniu gimnazjum, ponieważ definicja chroni wypowiedzi przed wieloznacznością i uściśla ich znaczenie.
Poprawna definicja powinna zawierać:

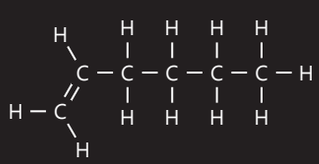
1. **definiendum** – wyrażenie definiowane, a więc to, co ma być zdefiniowane.
2. **definiens** – wyrażenie definiujące, a więc wyrażenie, przy pomocy którego definicja informuje o znaczeniu wyrażenia.
3. **łącznik definicyjny** np. „jest", „to", „oznacza, że", „jest to".

Uczeń gimnazjum powinien umieć odróżnić definicję od opisu i przykładu.





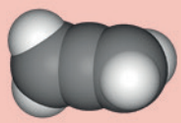




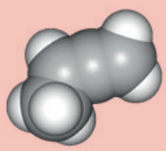
C_nH_{2n-2}

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

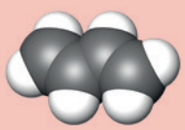
MODELE



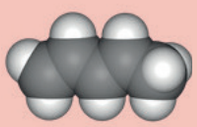
- propadienu,



- but-1,2-dienu,

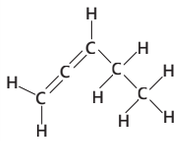


- but-1,3-dienu,

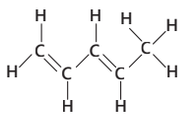


- penta-1,3-dienu.

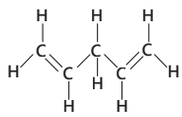
Aby węglowodór zawierał dwa wiązania podwójne, musi mieć co najmniej trzy atomy węgla. Przyjrzyjmy się im bliżej na przykładzie węglowodoru o pięciu atomach węgla. Poniżej przedstawiono wzory tych węglowodorów:



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.

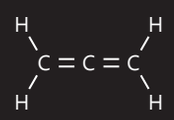
Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij informacje w tabeli, wpisując wzory sumaryczne i strukturalne.

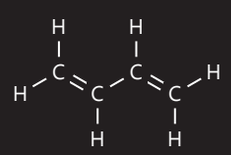
ALKENY			ALKADIENY		
Nazwa	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny
propen	C_3H_6		prop-1,2-dien	C_3H_4	
but-1-en	C_4H_8		buta-1,3-dien	C_4H_6	
pent-1-en	C_5H_{10}		penta-1,3-dien	C_5H_8	
heks-1-en	C_6H_{12}		heksa-1,3-dien	C_6H_{10}	

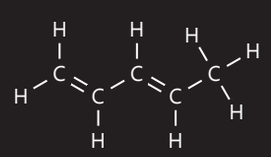
Na podstawie wzorów sumarycznych alkadienów podaj ich wzór ogólny.

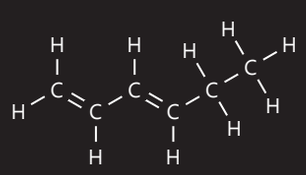
Jaki szereg homologiczny ma taki sam wzór ogólny jak alkadieny?

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









```
   H   H   H
   |   |   |
H — C — C — C — H
   |   |   |
   H   H   H
```

```
   H   H   H   H
   |   |   |   |
H — C — C — C — C — H
   |   |   |   |
   H   H   H   H
```

```
   H   H   H   H   H
   |   |   |   |   |
H — C — C — C — C — C — H
   |   |   |   |   |
   H   H   H   H   H
```

Podobnie jak alkadieny istnieją też alkatrieny (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

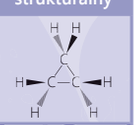
ZWIĄZKI CYKLICZNE to związki, w których występują atomy związane ze sobą tak, że tworzą jeden lub więcej zmkniętych pierścieni.

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).

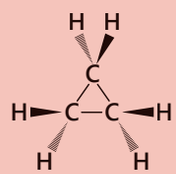
ĆWICZENIE 172.

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
pro-pan	C_3H_8	[redacted]	cyklo-propan	C_3H_6	
Butan	C_4H_{10}	[redacted]	cyklobutan	C_4H_8	[redacted]
pentan	C_5H_{12}	[redacted]	cyklo-pentan	C_5H_{10}	[redacted]

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?

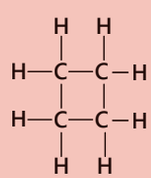
WZÓR STRUKTURALNY CYKLOPROPANU



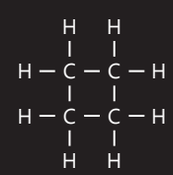
Atomy węgla leżą na płaszczyźnie kartki, czarne trójkąty oznaczają wiązania C-H skierowane ponad płaszczyzną kartki, natomiast szare trójkąty oznaczają wiązania C-H skierowane pod płaszczyzną kartki.

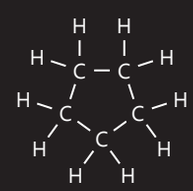
Piktogramy cyklopropanu.

CYKLOBUTAN



Piktogramy cyklobutanu.



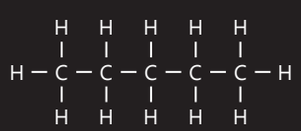


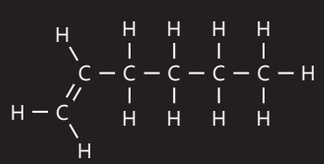
C_nH_{2n}

alkeny

Cykloalkany są izomerami alkenów.

Fragment wyjaśnia cel niniejszego podrozdziału. Nauczyciel powinien więc zwrócić na niego uwagę uczniów.





Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

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.

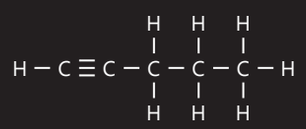
Przerysuj tabelę do zeszytu. Na przykładzie węglowodoru o pięciu atomach węgla spróbuj narysować w zeszycie wzory strukturalne (dowolny izomer) i na ich podstawie podać wzory sumaryczne węglowodorów należących do różnych szeregów homologicznych.

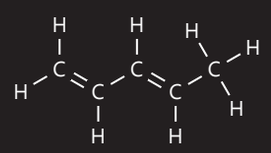
NAZWA SZEREGU	alkan	alken	alkin	alkadien
WZORY STRUKTURALNE				
WZORY SUMARYCZNE	C_5H_{12}	C_5H_{10}	C_5H_8	C_5H_6
WZÓR OGÓLNY	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-2}

Zaznacz, które szeregi mają takie same wzory ogólne.

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

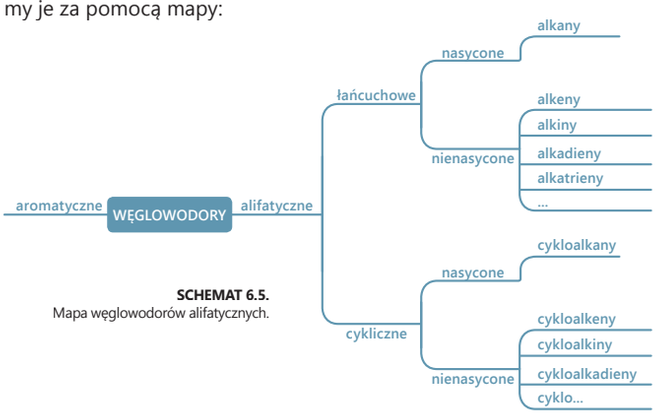
Podstawowym celem tego podrozdziału jest ukazanie różnorodności węglowodorów. Po lekcji uczniowie nie musza pamiętać ani wzorów sumarycznych poszczególnych szeregów, ani ich nazw, ale powinni wiedzieć, że łańcuchy węglowe mogą zamykać się w pierścienie, a także że w jednej cząsteczce może być kilka wiązań wielokrotnych. Powinni też wiedzieć, że nazwy węglowodorów tworzy się w sposób analogiczny do nazw alkanów, alkenów i alkinów – podając podstawniki i miejsca wiązań wielokrotnych – ale nie muszą samodzielnie umieć nazywać tych związków.





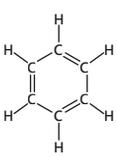
Pojęcie hybrydyzacji pojawia się, gdy chcemy wyjaśnić budowę cząsteczek. Ponieważ właściwości fizykochemiczne związków chemicznych zależą od budowy ich cząsteczek, wprowadzenie pojęcia hybrydyzacji jest konieczne.

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

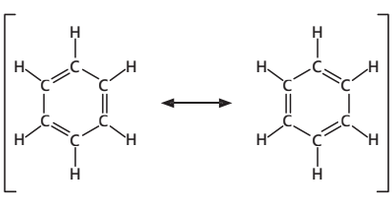


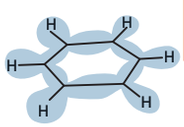
SCHEMAT 6.5.
Mapa węglowodorów alifatycznych.

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.

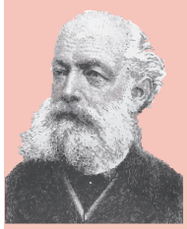




Obecnie wiemy, że atomy węgla w cząsteczce benzenu ulegają hybrydyzacji **sp²** i nakładając się na siebie, tworzą sześć wiązań atomowych (σ), które są równej długości. Natomiast sześć pozostałych, niezhybrydowanych orbitali p_z (od sześciu atomów węgla) nakłada się wzajemnie na siebie,

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

Zapisz w zeszycie jego osiągnięcia.



FRIEDRICH KEKULE
[fridrich kekule] – niemiecki chemik.

Zapisz w zeszycie jego osiągnięcia.

Wiązania w metalu (metaliczne) lub w graficie.

WYOBRAŻENIA A NAUKA

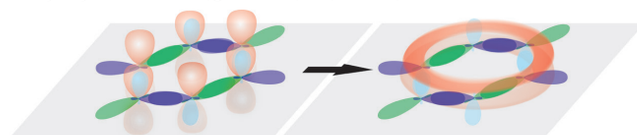
Czasami, aby rozwiązać jakiś problem, potrzebna jest jego wizualizacja w umyśle. Jako przykład takiej wizualizacji podaje się rozwiązanie problemu struktury benzenu przez Kekulego.

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:

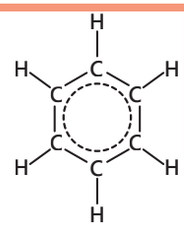
Odwróciłem krzesło do kominka i pogrążyłem się w półśnie. Znowu atomy harcowały przed moimi oczami. Tym razem mniejsze grupy trzymały się skromnie z tyłu. Moje duchowe oko, wyostrzone przez powtarzające się podobne wizje, rozróżniło teraz większe twory o różnorodnym kształcie. Długie szeregi, kilkakrotnie 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.

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



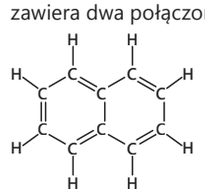
RYSUNEK 6.15. Hybrydyzacja sp^2 atomów węgla w cząsteczce benzenu.



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.

Często w pamięci uczniów powstają osobne „szufladki" na informacje dotyczące tego samego pojęcia – tworzone jednak na różnych przedmiotach szkolnych. Zadaniem dobrego nauczyciela jest jak najczęstsze wskazywanie połączeń pomiędzy tymi „szufladkami", poprzez odwoływanie się do informacji w nich zawartych.

24 marca 1989 roku na skały w Zatoce Księcia Williama wpadł statek, w wyniku czego do morza przedostało się od 11 do 35 milionów galonów surowej ropy, zanieczyszczając 1900 km wybrzeży Alaski. Zginęło około 5 000 wydr morskich i 250 000 mew.
13 listopada 2002 roku w Zatoce Biskajskiej wybuchł zbiornik tankowca. Rząd Hiszpanii pozwolił zatonąć jednostce i nastąpiło uwolnienie się ładunku ze zbiorników. Zniszczeniu ekologicznemu uległo wybrzeże pomiędzy portem A Coruña i przylądkiem Fisterra. W dalszej kolejności ropa zniszczyła wybrzeża Portugalii i Francji.

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.

Zadanie przeznaczone dla dwóch uczniów:
Przygotujcie informacje o katastrofach ekologicznych, np. statku Exxon Valdez lub katastrofy Prestige.
Podobnie dwóch uczniów przygotowuje krótkie informacje o Łukasiewiczu i Zehu.

Badane próbki ropy miały różną barwę, od brunatnej do prawie czarnej.

Ropa jest tłustą cieczą. Posiada specyficzny zapach, nie miesza się z wodą. Pływa po powierzchni wody, rozlewając się na całej jej powierzchni.

Dyskusję o katastrofach ekologicznych można zaproponować jako temat lekcji wychowawczych. Można zorganizować też ogólnoszkolną debatę lub konkurs plastyczny.

W podręczniku staramy się jak najczęściej nawiązywać do informacji, które były już omawiane, aby w ten sposób je utrwalić.

tlenu

wody

wydziela

tlenek węgla(II)

węgiel

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

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: 1 CH_4 + 2 O_2 → 1 CO_2 + 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: 2 CH_4 + 3 O_2 → 2 CO + 4 H_2O.

Gdy tlenu jest jeszcze mniej, spalanie zachodzi najgorzej i zamiast tlenków węgla powstaje sadza (czyli .....): 1 CH_4 + 1 O_2 → 1 C + 2 H_2O.

Gęstość jest pojęciem fizycznym, często niezrozumiałym dla uczniów, dlatego należy upewnić się, że rozumieją oni ów termin. Często uczniowie mówią o masie lub o ciężarze zamiast o gęstości. Mówią też, że coś jest lżejsze lub cięższe.
Natomiast gęstość (inaczej: masa właściwa) to stosunek masy pewnej ilości substancji do zajmowanej przez nią objętości.
Gęstość substancji jest zależna od panujących warunków, w szczególności od temperatury i ciśnienia. Dlatego w tablicach podaje się gęstość substancji zmierzoną w określonych warunkach, np. standardowych lub normalnych.
Warunki standardowe:
- ciśnienie standardowe (105 Pa);
- temperatura standardowa – 273,15 K (0 °C).

Warunki normalne:
- ciśnienie: 101325 Pa (1 atm);
- temperatura: 273,15 K (0 °C).

Przygotuj w zlewce mieszaninę wody i ropy. Zasyp powierzchnię zlewki trocinami. Po chwili usuń trociny. Czynność powtórz kilka razy.
Zamiast trocin można użyć bibuły filtracyjnej lub papierowych ręczników.

Ropa osiada na trocinach.

Ropę można usunąć z powierzchni wody, zasypując ją substancją pochłaniającą ropę, a następnie usuwając tę warstwę mechanicznie.

Celem tego podrozdziału jest zaznajomienie uczniów z właściwościami ropy naftowej (niemieszanie się z wodą, mniejsza gęstość od wody i rozpuszczanie się w niej tłuszczów), co jest konieczne ze względu na fakt wykorzystywania jej w gospodarce. Wymienione wyżej właściwości ropy powodują wielkie straty w ekosystemie, gdy katastrofie ulegają tankowce.

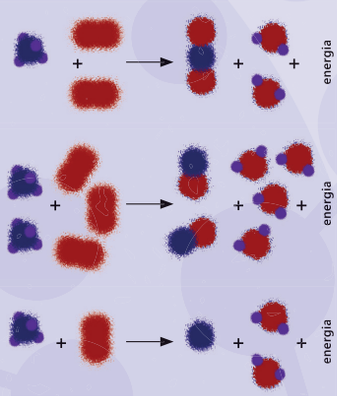
Informacje o tym, jak powstała ropa naftowa, uczniowie powinni znać z lekcji geografii.

Doświadczenia domowe pełnią funkcję motywacyjną w procesie nauczania chemii. Uczniowie powinni być do ich wykonywania zachęcani, a nie przymuszani. Zachętę mogą stanowić techniki prezentacji wyników doświadczeń (np. portfolio, filmiki na YouTube).

Umiejętność gaszenia płonącej ropy jest dość istotna, ze względu na fakt zapalania się niekiedy silników aut.

ĆWICZENIE 175.

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



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

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

$CH_4 + O_2 \rightarrow C + 2H_2O$

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.

Ropę trudno się zapala. Jej opary palą się ciemnym, kopcącym płomieniem. Gaszenie ropy wodą nie przynosi rezultatów. Po przykryciu parownicy szybą, ropa przestaje się palić, a na powierzchni szyby osadza się czarny nalot.

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

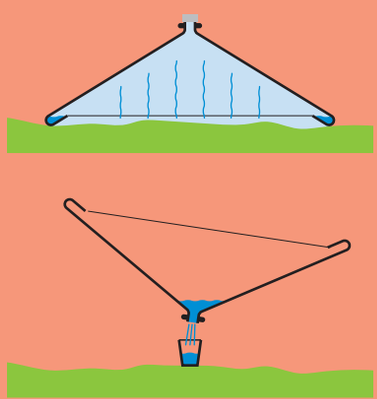
ĆWICZENIE 176.

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), przesiewanie
- powietrze (przypomnij sobie osiągnięcie Wróblewskiego i Olszewskiego), destylacja
- siarkę z żelazem (przypomnij sobie doświadczenie), magnes, flotacja
- wodę i ropę. destylacja, zbieranie ropy z powierzchni, rozdzielacz

Ropa jest cieczą palną. Ulega spalaniu niecałkowitemu. Jednym z produktów jej spalania jest węgiel.

Nowe urządzenie do solarnej destylacji wody Watercone:



Z ciemnobrunatnej ropy wydzielają się kolejne bezbarwne, ciekłe frakcje.

Doświadczenie potwierdza, że ropa jest mieszaniną. Można ją rozdzielić metodą destylacji frakcyjnej.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

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

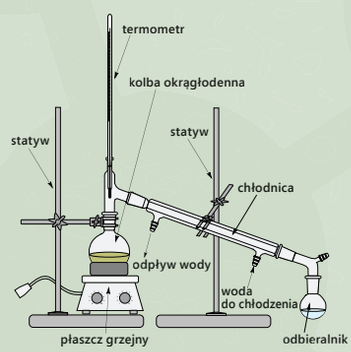
DESTYLACJA to proces rozdziału mieszanin ciekłych, wykorzystujący różnicę w temperaturze wrzenia składników mieszaniny. Przeprowadza się je w stan pary, a następnie skrapla się je.

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

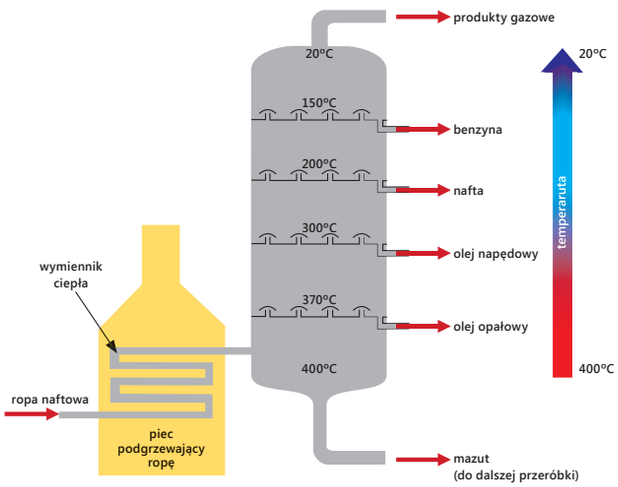


(potłuczona porcelana). Następnie zmontuj resztę aparatury zgodnie z rysunkiem:

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.

Jak rozdzielić ropę naftową na składniki?



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.

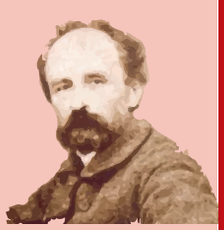
Mówiąc o ropie naftowej, nie sposób pominąć wkładu w rozwój przemysłu naftowego Polaków: Ignacego Łukasiewicza i Jana Zeha, którzy wynaleźli destylat naftowy, otrzymując go z ropy poprzez destylację. Odkrycia tego dokonali, pracując i prowadząc badania w lwowskiej aptece w latach 1852–1853. Wkrótce potem 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.

Zadanie przeznaczone dla dwóch uczniów:
Opracujcie tworzyw sztucznych: PVC, polistyrenu, PE.

Kopalnia ropy w Bóbrce ma bardzo ciekawą stronę internetową, umożliwiającą nawet wirtualny spacer (http://www.bobrka.pl/).

Jan Józef Ignacy Łukasiewicz (ur. w marcu 1822 roku w Zadusznikach, zm. w roku 1882 w Chorkówce) – polski farmaceuta i przedsiębiorca, z zainteresowania chemik i fizyk, wynalazca lampy naftowej, pionier przemysłu naftowego w Europie, rewolucjonista i działacz niepodległościowy, sprawny organizator, społecznik (zakładał sady, budował drogi i mosty, szkoły, szpitale itd., walczył z biedą i alkoholizmem, tworzył kasy zapomogowe i fundusze emerytalne).

Jan Zeh (ur. w 1817 roku w Łańcucie, zm. w roku 1897 w Borysławiu) – polski przemysłowiec, pionier przemysłu naftowego, jedyny posiadacz uprawnień do przetwarzania ropy naftowej w Galicji.

Można przypomnieć uczniom budowę cząsteczki etenu (wraz z hybrydyzacją).

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.

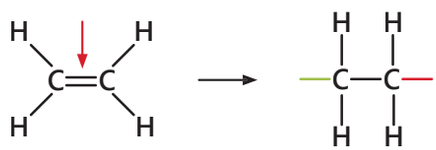
Cząsteczki węglowodorów nienasyconych, poddane działaniu wysokiego ciśnienia oraz obecności katalizatora (substancji, która przyspiesza zachodzenie reakcji chemicznej), mogą łączyć się ze sobą, tworząc długie łańcuchy. Reakcja ta nazywa się reakcją polimeryzacji. Ulegają jej zwykle niewielkie cząsteczki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

ZAPAMIĘTAJ

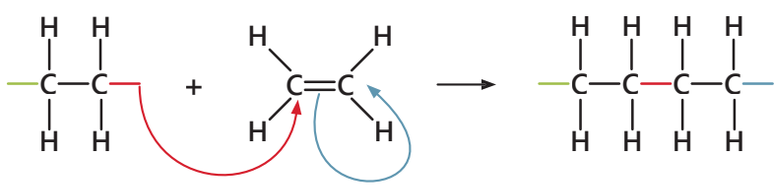
REAKCJA POLIMERYZACJI jest to reakcja, w której związki chemiczne o małej masie cząsteczkowej (małe) reagują pomiędzy sobą, tworząc jedną cząsteczkę o dużej masie, zwaną polimerem.

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

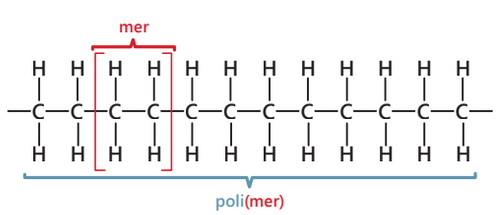
W momencie zainicjowania reakcji, w cząsteczce etenu rozrywa się jedno z wiązań pomiędzy atomami węgla (wiązanie π), natomiast wiązanie sigma (σ) pozostaje nierozerwane.



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.

Omawiając z uczniami rysunki z podręcznika, należy zwrócić uwagę na kolory.

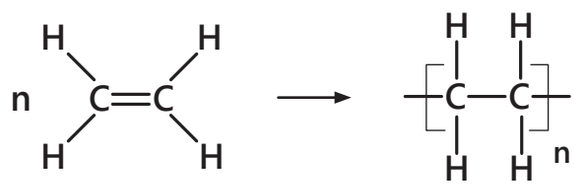
Odgrywanie reakcji polimeryzacji ułatwia unaocznienie, zwłaszcza tzw. uczniom słabszym, na czym polega ta reakcja. Stanowi też atrakcyjny przerywnik lekcji – zamiast proponowanej dawniej „gimnastyki śródlekcyjnej".

Podstawowym celem tego podrozdziału jest zapoznanie uczniów z polimerami, które obecnie występują niemal wszędzie. Należy zwrócić szczególną uwagę uczniów na rozróżnianie pojęć tworzywa sztuczne i tworzywa syntetyczne (czasami nazwy związków sugerują błędne konotacje, np. jedwab sztuczny należy do tworzyw syntetycznych).
Uczniowie powinni umieć napisać równanie reakcji polimeryzacji dowolnego prostego polimeru, jeśli dany im jest wzór strukturalny tego polimeru.
Wiadomości dotyczące trwałości polimerów i szkodliwości ich spalania powinny wpłynąć na wzrost świadomości ekologicznej uczniów.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

Reasumując, równanie reakcji polimeryzacji można zapisać w sposób zwięzły:

- za pomocą wzorów strukturalnych:



- za pomocą wzorów grupowych:

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

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.

FOLIA Z PLIETENTU
Jej handlowy symbol to PE.

POLIETYLEN

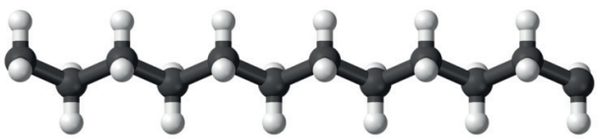
! ZAPAMIĘTAJ

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

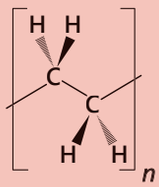
MER jest to powtarzający się fragment w łańcuchu polimeru, o budowie wynikającej ze struktury monomeru.

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.



UŁOŻENIE MERU W PRZESTRZENI



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

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.

Bezbarwne ciało stałe, miękkie, nie rozpuszcza się w wodzie. Po podgrzaniu topi się.

Tworzywo to jest odporne na działanie wody, ale nie jest odporne na działanie podwyższonej temperatury.

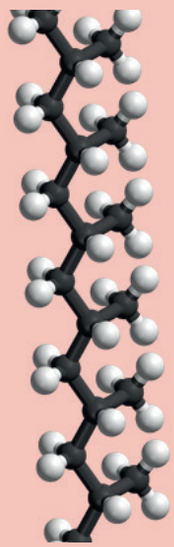
PE – właściwości fizyczne	PE – właściwości chemiczne
giętki woskowaty termoplastyczny traci elastyczność pod wpływem światła i wilgoci odporny na niskie temperatury	odporny na działanie związków nieorganicznych (kwasów, zasad, soli) nieodporny na działanie węglowodorów łatwo przepuszcza pary substancji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

TABELA 6.4. Właściwości fizyczne i chemiczne PE.

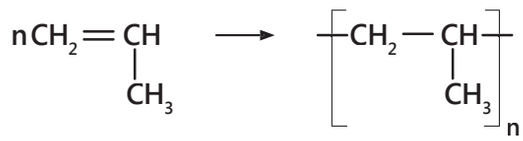
SCHEMAT 6.6. Zastosowanie PE.

Palny, bezbarwny, bezwonny i niewrażliwy na działanie wody. Wykazuje dużą odporność chemiczną w temperaturze pokojowej, w wyższej temperaturze rozpuszcza się w węglowodorach aromatycznych.

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.

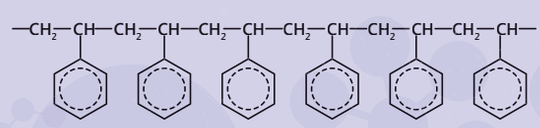
Zamknięcie pojemnika niektórych cukierków wykonane jest z polipropylenu.

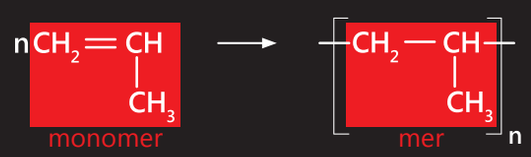
Kolejnym ważnym polimerem jest polistyren – jego handlowe oznaczenie to PS.

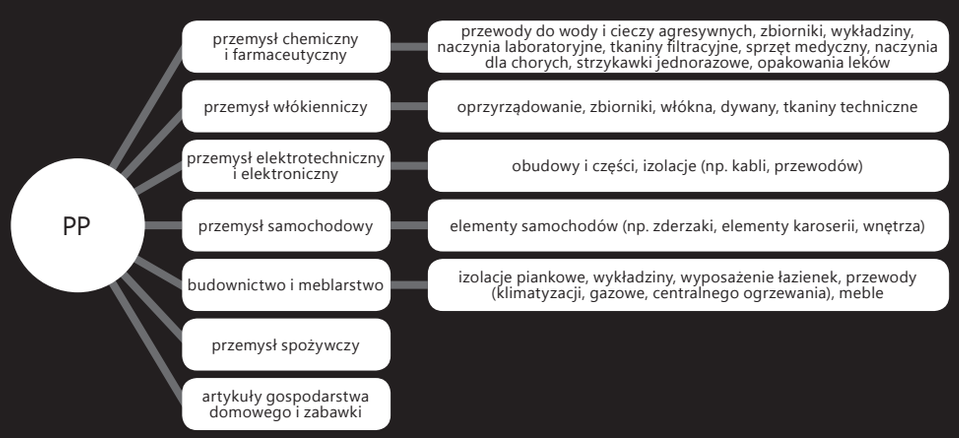
Czysty polistyren jest bezbarwny, twardy, termoplastyczny i ma ograniczoną elastyczność. Polistyren może być barwiony na dowolne kolory.

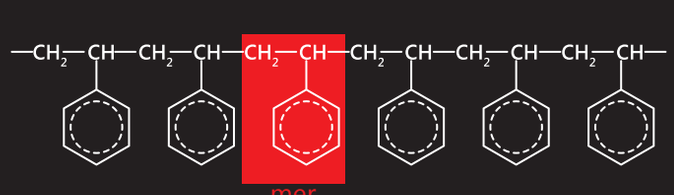
ĆWICZENIE 183.

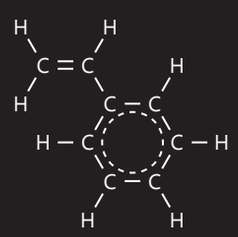
Poniżej narysowano fragment łańcucha polistyrenu. Narysuj w zeszycie monomer, z którego powstał, zaznacz mer.

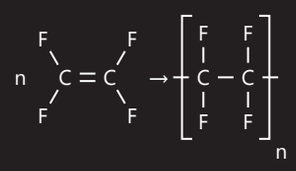


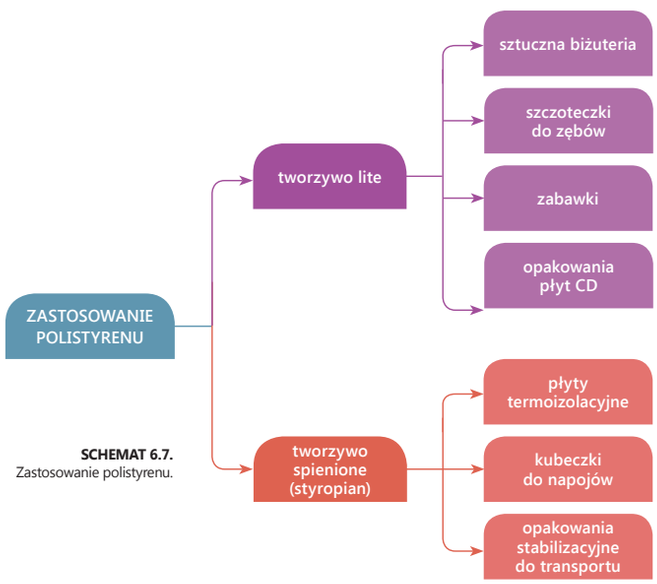

n CH2 = CH
CH3
monomer
CH2 — CH
CH3
n
mer


PP
przemysł chemiczny i farmaceutyczny
przewody do wody i cieczy agresywnych, zbiorniki, wykładziny, naczynia laboratoryjne, tkaniny filtracyjne, sprzęt medyczny, naczynia dla chorych, strzykawki jednorazowe, opakowania leków
przemysł włókienniczy
oprzyrządowanie, zbiorniki, włókna, dywany, tkaniny techniczne
przemysł elektrotechniczny i elektroniczny
obudowy i części, izolacje (np. kabli, przewodów)
przemysł samochodowy
elementy samochodów (np. zderzaki, elementy karoserii, wnętrza)
budownictwo i meblarstwo
izolacje piankowe, wykładziny, wyposażenie łazienek, przewody (klimatyzacji, gazowe, centralnego ogrzewania), meble
przemysł spożywczy
artykuły gospodarstwa domowego i zabawki


CH2 CH CH2 CH CH2 CH CH2 CH CH2 CH CH2 CH
mer







SCHEMAT 6.7.
Zastosowanie polistyrenu.

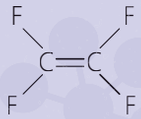
PRZEDMIOTY WYKONANE Z POLISTYRENU

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

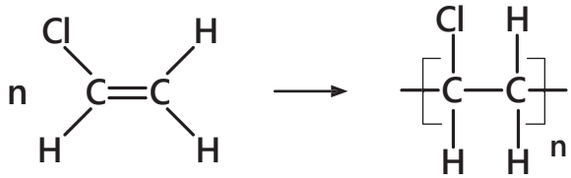
Innym ważnym tworzywem otrzymanym na drodze polimeryzacji jest politetrafluoroeten, znany powszechnie pod nazwą TEFLON (jego oznaczenie handlowe: PTFE). Otrzymuje się go z tetrafluoroetenu, czyli pochodnej etenu, w którym wszystkie atomy wodoru zostały zastąpione atomami fluoru.

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).



Zastosowanie teflonu w życiu codziennym:

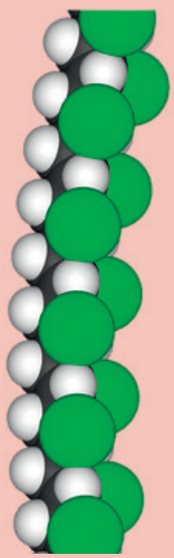
- materiały, przedmioty i powłoki przedmiotów oraz elementy urządzeń pracujące w wysokich temperaturach i w kontakcie z agresywnymi środkami chemicznymi (aparatura chemiczna, naczynia kuchenne, ubrania strażackie, np. chemiczne ubrania gazoszczelne, CUG);
- powłoki i materiały hydrofobowe (np. tkanina Gore-Tex);
- składnik smarów;
- materiały, elementy urządzeń i powłoki poślizgowe (np. pocisków do broni ręcznej);
- materiały uszczelniające (nici, taśmy);
- implanty, kolczyki i inne elementy mające stały kontakt z tkankami.

Źródło: Wikipedia.pl

W dzisiejszych czasach niewiele przedmiotów jest wykonanych z tworzywa bez domieszek – dlatego przed wykonaniem analizy płomieniowej z uczniami trzeba doświadczenie sprawdzić samemu, aby domieszki nie wytworzyły fałszywych objawów.

Tworzywa sztuczne mają liczne zastosowania i obecnie nie wyobrażamy sobie bez nich życia, są jednak bardzo uciążliwe dla środowiska naturalnego, ze względu na czas rozkładu. Tworzywa sztuczne z polietylenu i polipropylenu rozkładają się setki lat. Obecnie dodaje się do nich substancje, które przyspieszają ich rozkład. Ta chemiczna zmiana umożliwia naturalnie występującym mikroorganizmom spożywanie produktów o niskiej masie cząsteczkowej. Takie tworzywa nazywa się biodegradowalnymi.

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.

Polietylen pali się świecącym płomieniem z niebieskim środkiem. Po zapaleniu dalej pali się sam. Po zgaszeniu wydziela zapach palonej parafiny.
Polipropylen pali się świecącym płomieniem z niebieskim środkiem. Po zapaleniu dalej pali się sam.
Polistyren pali się świecącym, bardzo kopcącym płomieniem. Po zapaleniu dalej pali się sam. Po jego spaleniu wydziela się słodkawy zapach.
Polichlorek winylu pali się w płomieniu palnika. Po wyjęciu z płomienia gaśnie. Podczas spalania wydziela się biały dym. Charakteryzuje go gryzący zapach chlorowodoru.

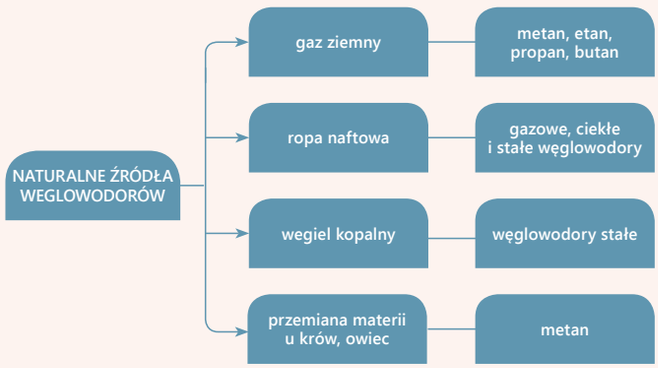
Tworzywa sztuczne wykazują pewne podobieństwa i różnice w zachowaniu w płomieniu palnika i poza nim. Korzystając z uzyskanych informacji oraz próbek wzorcowych, można tę metodę wykorzystać do identyfikacji próbek nieznanych.

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**.

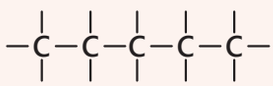
5. Rysowanie wzoru strukturalnego danego węglowodoru rozpoczynamy od narysowania odpowiedniej liczby atomów węgla (w wypadku pentanu – 5):

C C C C C

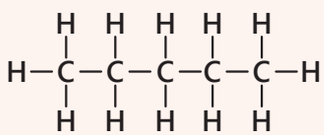
Jest to alkan (czyli węglowodór nasycony), dlatego wiązania pomiędzy atomami węgla są pojedyncze:

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.

Czy metan to jedyny związek zbudowany z atomów węgla i wodoru?

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

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

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

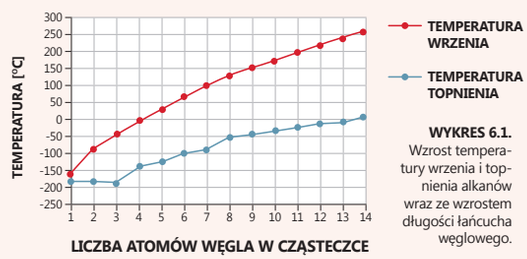
$CH_4 + O_2 \rightarrow C + 2H_2O$

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

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

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

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:

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

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

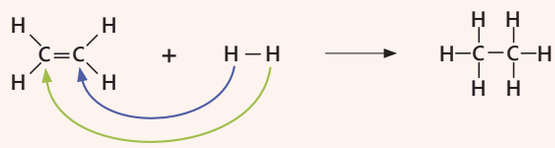
$C_2H_4 + O_2 \rightarrow 2C + 2H_2O$

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

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

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

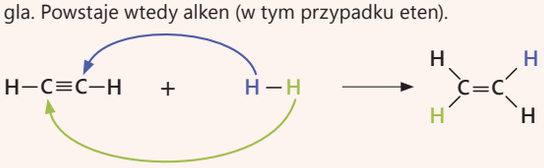
12. Przebieg przyłączenia wodoru do etenu ukazuje poniższy rysunek:



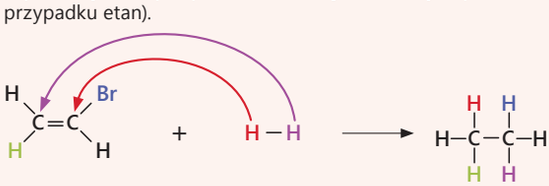
Cząsteczka wodoru atakuje wiązanie podwójne w etenie, co powoduje jego przemieszczenie i przyłączenie atomu wodoru do jednego z atomów węgla, a następnie do drugiego atomu węgla przyłącza się drugi atom wodoru. W wyniku reakcji powstaje więc związek nasycony (w tym przypadku etan).

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).

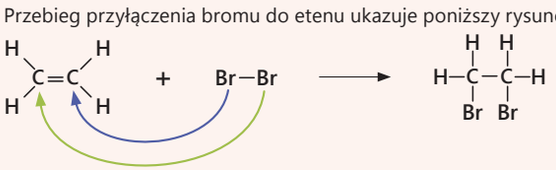


W wyniku przyłączenia (addycji) wodoru do alkinów powstają alkeny, a w wyniku addycji wodoru do alkenów powstają alkany, np.:

oktyn + wodór → okten

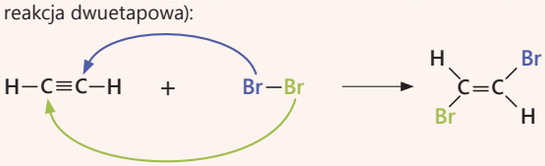
okten + wodór → oktan

13. Przebieg przyłączenia bromu do etenu ukazuje poniższy rysunek:

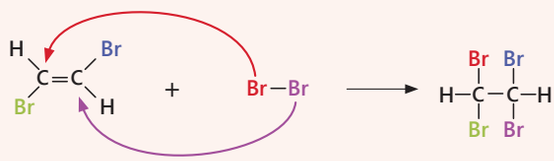


Cząsteczka bromu atakuje wiązanie podwójne, co powoduje jego przemieszczenie i przyłączenie atomu bromu do jednego z atomów węgla, a następnie do drugiego atomu węgla przyłącza się drugi atom bromu. W wyniku reakcji powstaje więc związek nasycony (w tym przypadku 1,2-dibromoetan).

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

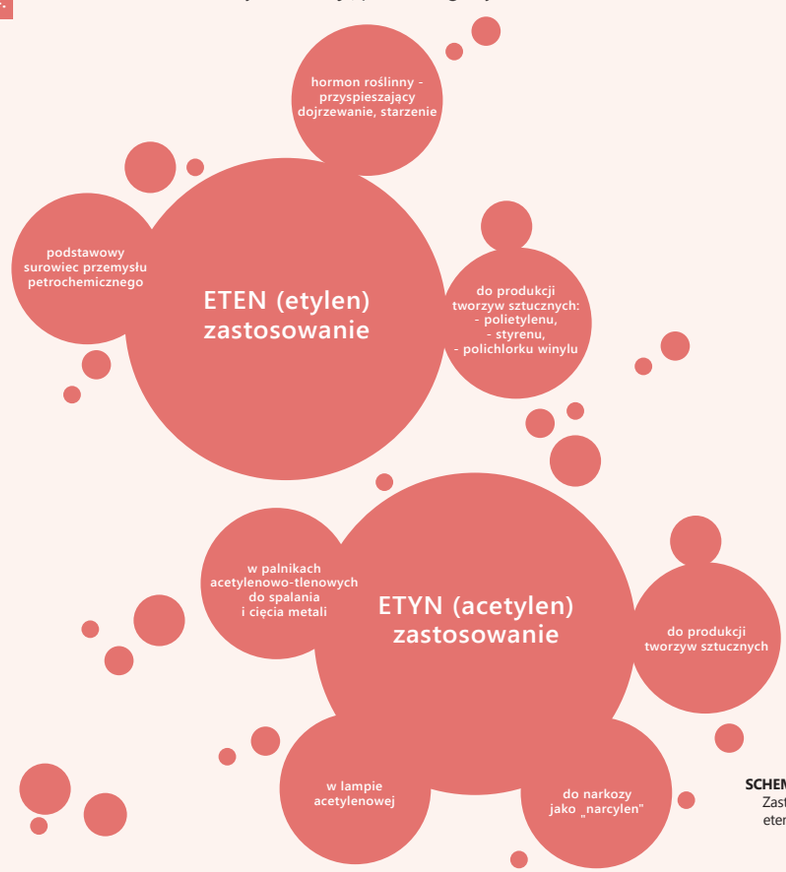


Początkowo atakowane jest wiązanie potrójne przez cząsteczkę bromu. Atom bromu przyłącza się do jednego z atomów węgla, a drugi atom bromu do drugiego atomu węgla. Powstaje wtedy pochodna alkenu (w tym przypadku 1,2-dibromoeten).



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).

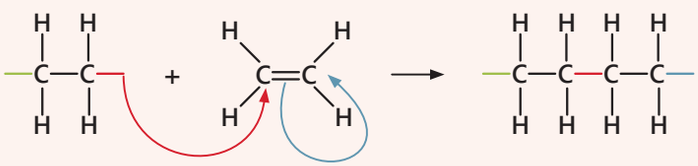
14. Zastosowania etenu i etynu ukazują poniższe grafy:



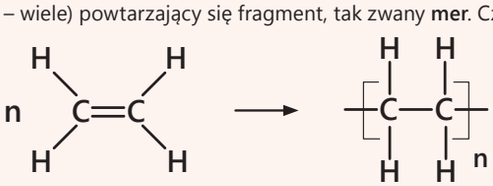
SCHEMAT 6.10. Zastosowanie etenu i etynu.

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.

Rozdział ten, pomimo wprowadzania nowych pojęć (tlenki, tlenki metali), ma charakter lekcji utrwalającej i przypominającej (podział pierwiastków na metale i niemetale, typy wiązań, związki binarne). Dlatego podczas jego realizacji należy jak najczęściej odwoływać się do informacji znanych już uczniom. Nieustanne przypominanie opracowanych wcześniej zagadnień wraz z nowym materiałem nauczania przyczynia się nie tylko do utrwalenia wiedzy, ale i do głębszego jej zrozumienia.

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

Mimo że pojęcie tlenku nie występuje bezpośrednio w podstawie programowej, to jednak pojawia się w niej w wielu aspektach:

- uczniowie „umieją pisać równania reakcji otrzymywania soli metodami: kwas + tlenek i wodorotlenek + tlenek";
- otrzymywanie kwasów i wodorotlenków;
- do wyjaśnienia procesu powstawania kwaśnych deszczów i efektu cieplarnianego;
- otrzymywanie metali z ich rud również wymaga znajomości tlenków.

W czytaniu tekstu i uzupełnianiu go o brakujące terminy powinna brać udział jak największa liczba uczniów (każdy uczeń czyta fragment tekstu).

Magnez spala się gwałtownie z oślepiającym białym blaskiem. W wyniku jego spalenia pozostaje biały proszek.

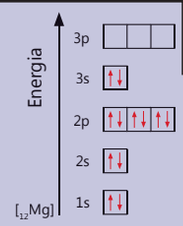
W wyniku reakcji magnezu z tlenem powstał tlenek magnezu.

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

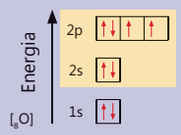
Znajomość budowy atomu (wraz z układem elektronów w chmurze elektronowej) ułatwia w toku dalszej nauki zrozumienie procesu tworzenia wiązań. Jeżeli mniej zdolny uczeń nie zrozumiał tej partii materiału w momencie, gdy była ona wprowadzana, ma szansę zrozumieć go na dalszych etapach nauczania – gdy po raz kolejny omawiamy ten problem. Dlatego mimo pozornej trudności omawianych zagadnień, w efekcie końcowym (na koniec trzeciej klasy gimnazjum) większość uczniów dobrze rozumie zagadnienia poruszane w tym podręczniku.

CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ?

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 O położony jest w 2 okresie i 16 grupie układu okresowego. Z układu okresowego można odczytać, że atom tlenu ma w jądrze 8 protonów o ładunku ..... a ponieważ atom jest elektrycznie obojętny, 8 elektronów o ładunku ..... tworzy jego chmurę .....

Pierwiastek magnez ma symbol chemiczny Mg. Umiejscowiony jest w 3 okresie, 2 grupie układu okresowego. Jądro atomu magnezu zawiera 12 dodatnio naładowanych ..... a co za tym jest otoczone chmurą elektronową złożoną z 12 ujemnie naładowanych ..... .

Chmury elektronowe atomów Mg i O można przedstawić za pomocą konfiguracji elektronowej. Z konfiguracji elektronowej atomu magnezu wynika, że ma on 2 elektrony walencyjne na orbitalach 3s. Natomiast z konfiguracji elektronowej atomu tlenu odczytujemy, że atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych na orbitalach 2s oraz 2p.

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 6 elektronów walencyjnych 2 są niesparowane, a pozostałe 4 tworzą dwie pary elektronowe, więc atomowi tlenu brakuje 2 elektronów, aby uzyskać bardziej korzystną konfigurację elektronową, w której wszystkie elektrony będą sparowane. Jeżeli atom magnezu utraci swoje 2 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 2 elektrony. W wyniku tego procesu atom magnezu straci 2 elektrony, a atom tlenu zyska 2 elektrony. Powstał ..... magnezu i ..... tlenu. A między nimi wiązanie ..... .

ujemnym

dodatnim

elektronową

protonów

elektronów

elektronowej

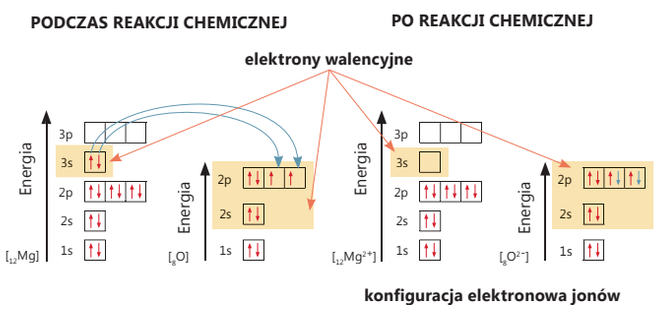
walencyjne

jon / kation

jonowe

jon / anion

Roboczo można przyjąć, że wiązania pomiędzy pierwiastkami z 1. i 2. grupy układu okresowego i pierwiastkami z 16. i 17. grupy są wiązaniami jonowymi.



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

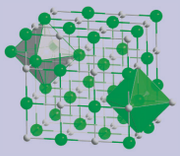
PRODUKT SPOŻYWCZY	W STANIE WOLNYM		W TLENKU MAGNEZU	
	atom magnezu	atom tlenu	jon magnezu	jon tlenu
liczba protonów w jądrze	12	8	12	8
liczba elektronów	12	8	10	10
ładunek jądra	+12	+8	+12	+8
ładunek chmury elektronowej	-12	-8	-10	-10
sumaryczny ładunek	0	0	+2	-2
			powstał jon	powstał jon

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.

Brak jonów magnezu w diecie człowieka powoduje depresję, drażliwość, brak koncentracji, drganie powiek i mięśni, skurcze i drętwienie kończyn, zmęczenie, arytmię oraz nadciśnienie tętnicze.
Jego nadmiar odpowiedzialny jest zaś za: biegunkę, osłabienie, złe przyswajanie jonów wapnia i zaburzenia oddychania.

Wzory strukturalne oddają strukturę związku chemicznego, czyli jego wewnętrzną budowę. Dlatego też w przypadku związków o wiązaniach jonowych powinniśmy zaznaczać to, rysując wzory strukturalne w taki sposób, aby zaznaczać jony istniejące w sieci krystalicznej. Kryształy jonowe nie składają się wyłącznie z cząsteczek jonów.
Oczywiście błędy uczniów w tym względzie, choć zawsze poprawiane przez nauczyciela, nie powinny w stopniu znaczącym wpływać na ocenę ucznia (jeśli sprawdzian nie dotyczy akurat tego aspektu).

Na poziomie gimnazjum pozostawienie odstępu lub podanie wartościowości w sytuacji, gdy nie powinno się tego robić, nie stanowi poważnego błędu (nie powinno zaważyć na ocenie ucznia), jednak nauczyciel zawsze powinien poprawić taki błąd.

Czy wszystkie tlenki mają taką samą budowę?

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)	$Zn^{2+}\ O^{2-}$	ZnO
Tlenek rtęci(II)	$Hg^{2+}\ O^{2-}$	HgO
Tlenek baru	$Ba^{2+}\ O^{2-}$	BaO
Tlenek żelaza(II)	$Fe^{2+}\ O^{2-}$	FeO

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.

W podręczniku często podajemy zastosowania praktyczne różnych związków chemicznych, aby uzmysłowić uczniom praktyczne zastosowanie chemii. Nie należy jednak wymagać od uczniów, aby znali te właściwości na pamięć.

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

H315 – działa drażniąco na skórę.
H318 – powoduje poważne uszkodzenie oczu.
H335 – może powodować podrażnienie dróg oddechowych.

Podczas dodawania tlenku wapnia do wody następuje roztwarzanie tlenku w wodzie. Tworzy się mleczna zawiesina, która po pewnym czasie opada na dno zlewki. W trakcie procesu następuje znaczny wzrost temperatury w układzie reakcyjnym.

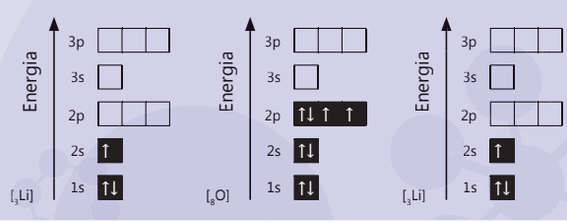
Tlenek wapnia (nazwa zwyczajowa: wapno palone) łączy się gwałtownie z wodą, tworząc nowy związek (nazwa zwyczajowa: wapno gaszone – chemiczna wodorotlenek wapnia). W trakcie reakcji wydziela się ciepło, jest to więc reakcja egzoenergetyczna.

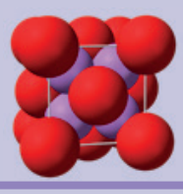
W wyniku reakcji tlenku wapnia z wodą wydziela się energia. Jest to proces egzoenergetyczny.

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

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.



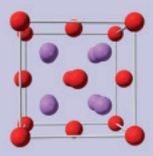


KRYSZTAŁ TLENKU LITU

Poniższe ćwiczenie uczniowie powinni wykonać samodzielnie, cały czas sprawdzając swój tok rozumowania z tym przedstawionym w podręczniku w przypadku tlenu i magnezu.

W nauczaniu chemii należy bardzo często zwracać uwagę na analogię, aby nie zachęcać uczniów do uczenia się na pamięć. Jeżeli będziemy zawsze używać jednego lub dwóch przykładów tlenków metali jednowartościowych, uczniowie nauczą się ich na pamięć, ale nie będą potrafili napisać wzoru innego tlenku z metalem jednowartościowym.

CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ?



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

Tlenek litu jest substancją bardzo żrącą:

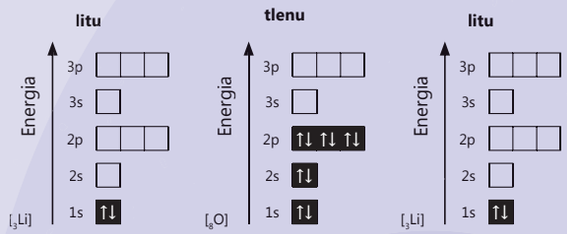
H314 – powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.

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

Wykorzystuje się go do absorbcji tlenku węgla(IV).

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



wzór jonu litu: Li^+ wzór jonu tlenu: O^{2-} wzór jonu litu: Li^+

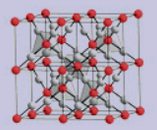
Ile jonów litu potrzeba na jeden jon tlenu, aby powstały związek chemiczny jako całość był elektrycznie obojętny? Potrzeba dwóch jonów litu.

Zapisz w zeszycie wzór strukturalny oraz sumaryczny powstałego związku chemicznego. $Li^+ O^{2-} Li^+$

Zapisz w zeszycie równanie reakcji litu z tlenem. $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$

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) $M^+ O^{2-} M^+$.

TLENEK MIEDZI(I)



MODEL KRYSZTAŁU TLENKU MIEDZI(I)

Piktogramy dla tlenku miedzi(I).

ĆWICZENIE 189.

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

NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY
tlenek potasu	$K^+ O^{2-} K^+$	K_2O
tlenek srebra(I)	$Ag^+ O^{2-} Ag^+$	Ag_2O
tlenek sodu	$Na^+ O^{2-} Na^+$	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

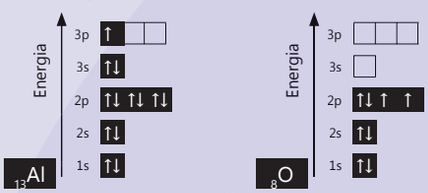
SCHEMAT 7.2. Zastosowanie niektorych tlenków jednowartościowych metali.

TLENEK SREBRA(I)

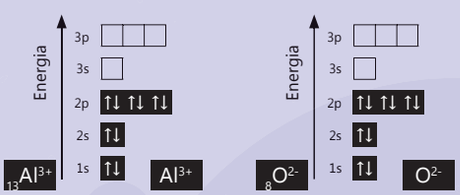
Piktogramy dla tlenku srebra(I).

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.

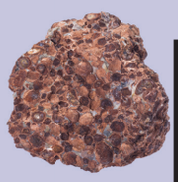
Zapisz w zeszycie równanie reakcji glinu z tlenem. $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

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

Potrzeba trzech jonów tlenu i dwóch jonów glinu.

Wzór strukturalny:

O^{2-} O^{2-} O^{2-}

Al^{3+} Al^{3+}

Wzór sumaryczny:

Al_2O_3

Przy pisaniu równań reakcji pierwiastków z tlenem należy zwrócić uczniom uwagę, że zapisy te dla pierwiastków o tej samej wartościowości wyglądają analogicznie. Do uzgodnienia pierwszych dwóch przykładów można wywołać do odpowiedzi uczniów pewniej uzgadniających równania reakcji, a do dalszych przykładów – uczniów słabszych.

CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ?

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)	Fe^{3+} O^{2-} Fe^{3+} O^{2-} Fe^{3+}	Fe_2O_3
tlenek galu(III)	O^{2-} Ga^{3+} O^{2-} Ga^{3+} O^{2-}	Ga_2O_3
tlenek indu(III)	In^{3+} O^{2-} In^{3+} O^{2-} In^{3+}	In_2O_3
tlenek chromu(III)	Cr^{3+} O^{2-} Cr^{3+} O^{2-} Cr^{3+}	Cr_2O_3

ĆWICZENIE 192.

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

$2\,Sr + O_2 \rightarrow 2\,SrO$

$2Cu + 1\,O_2 \rightarrow 2\,CuO$

$2Fe + O_2 \rightarrow 2\,FeO$

$4Ga + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Ga_2O_3$

$4\,In + 3\,O_2 \rightarrow 2In_2O_3$

$4\,Cr + 3O_2 \rightarrow 2\,Cr_2O_3$

$4\,Li + 1\,O_2 \rightarrow 2Li_2O$

$4\,Al + 3\,O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

$2\,Ba + 1\,O_2 \rightarrow 2BaO$

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. $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

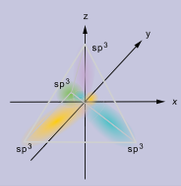
ĆWICZENIE 193.

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 4 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.

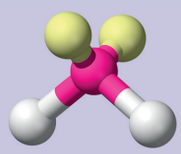
W tym przypadku atom tlenu do tworzenia wiązań może wykorzystać 2 hybrydy, każda obsadzona 1 elektronem. Dwa zhybrydyzowane orbitale, zawierające po dwa sparowane elektrony (orbitale zapełnione całkowicie), nie mogą być wykorzystane do tworzenia nowych wiązań. Są to tak zwane wolne pary elektronowe. Tworząc cząsteczkę wody, atom tlenu utworzy 2 pojedyncze wiązania z 2 atomami wodoru oraz będzie miał 2 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.



HYBRYDYZACJA sp^3

MODEL CZĄSTECZKI WODY



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

Właściwości wody zostaną dokładnie omówione w osobnym rozdziale.

O ile tlenki metali mają podobne właściwości, o tyle tlenki niemetali tworzą bardzo zróżnicowaną grupę. Jednak ze względu na ich występowanie w przyrodzie, uczniowie powinni znać ich właściwości fizykochemiczne, wynikające z budowy cząsteczkowej.

Po raz kolejny wracamy do budowy atomów i hybrydyzacji. Podczas uzupełniania brakujących terminów, uczniowie mogą korzystać z informacji zawartych we wcześniejszych rozdziałach. Powtarzanie informacji służy utrwalaniu i przypominaniu trudniejszych partii materiału. Pozwala też uczniom słabszym na „dogonienie" ich zdolniejszych kolegów.

walencyjnych

kątowy

CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ?

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
3,44	(C) 2,55	0,89	atomowe spolaryzowane
3,44	(S) 2,58	0,86	atomowe spolaryzowane
3,44	(P) 2,19	1,25	atomowe spolaryzowane
3,44	(N) 3,04	0,40	atomowe

ZAPAMIĘTAJ

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

DOŚWIADCZENIE 103.

WYKONANIE

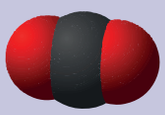
Przygotuj kolbę stożkową, z szeroką szyjką, wypełnioną tlenem. Na dno kolby nalej około 50 cm^3 wody wapiennej. Na łyżeczce do spalań umieść kawałek węgla drzewnego, a następnie zapal go w płomieniu palnika. Łyżeczkę z rozżarzonym węglem zanurz w kolbie z tlenem. Po zakończeniu spalania wyciągnij łyżeczkę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

Żarzący się węgiel w naczyniu z tlenem rozpala się i pali jasnym płomieniem. Po wstrząśnięciu kolbą woda wapienna mętnieje (tworzy się biała zawiesina).

W wyniku reakcji węgla z tlenem powstał tlenek węgla(IV), który reaguje z wodą wapienną, dając biały osad.

Spalanie: $C + O_2 \rightarrow CO_2$.
Mętnienie wody wapiennej:
$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$.

ĆWICZENIE 195.

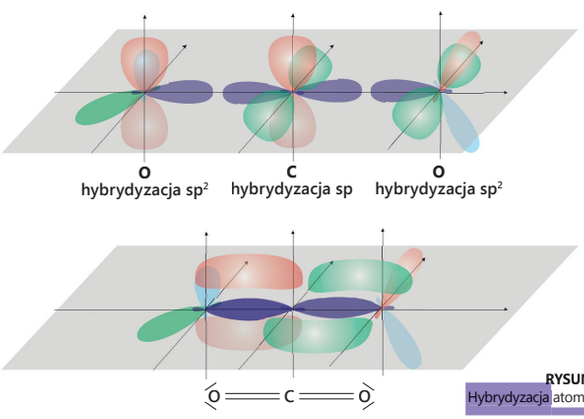
Przeczytaj tekst, uzupełnij ustnie brakujące informacje (pomocny będzie podrozdział 6.1.)

Atom węgla ma 4 elektrony walencyjne – 2 niesparowane umieszczone na orbitalach 2p oraz 2 sparowane na orbitalu 2s. Jeden orbital 2p pozostał pusty.

W takim układzie atom węgla mógłby wytworzyć maksymalnie 2 wiązania, natomiast w tlenku węgla(IV) węgiel jest czterowartościowy. Taka sytuacja jest możliwa dzięki hybrydyzacji.

Dotychczas pusty orbital 2p wymieszał się z całkowicie wypełnionym orbitalem 2s. Nastąpiła więc hybrydyzacja typu sp.

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

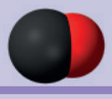
Doświadczenie wykonuj pod digestorium (wyciągiem laboratoryjnym).

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.

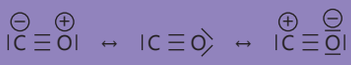
Wyjaśnienie budowy tej cząsteczki znacznie wykroczyłoby poza realizowany materiał, dlatego też pozostaniemy przy wzorze sumarycznym tej cząsteczki:

CO

Piktogramy dla tlenku węgla(II).

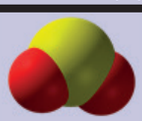
H220, H331, H360D, H372

Wzór strukturalny cząsteczki tlenku węgla(II) CO można przedstawić trzema strukturami rezonansowymi:

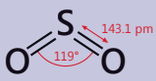


Z zastrzeżeniem, że największy udział ma struktura z lewej strony rysunku.

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.



Tląca się siarka w naczyniu z tlenem pali się intensywnym, jasnoniebieskim płomieniem. Wydzielają się przy tym gryzące dymy.

W wyniku spalania siarki w tlenie powstaje tlenek siarki(IV): $S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2$.

Nauczyciel powinien zawsze starać się przekazać jak najbardziej aktualną wiedzę, dlatego pisząc o występowaniu siarki, zapisujemy jej wzór jako S_8. Jest to informacja czysto pamięciowa. Jeżeli uczniowie jej nie zapamiętają, nie może to wpływać na ich ocenę.

Tlący się fosfor w naczyniu z tlenem pali się intensywnym, biało-żółtym płomieniem. Wydzielają się przy tym białe, gryzące dymy.

W wyniku spalania fosforu w tlenie powstają tlenki fosforu:
$P_4 + 3O_2 \rightarrow P_4O_6$
lub
$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$.

Uwaga analogiczna, jak w przypadku cząsteczki siarki.

W przypadku tlenków fosforu ich wzory empiryczne nie odzwierciedlają prawdziwej struktury związku. Na tym etapie nauki nie możemy jednak obniżać uczniom oceny, gdy podadzą wzór empiryczny zamiast rzeczywistego. Zawsze powinno to zostać skorygowane przez nauczyciela.

CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ?

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).

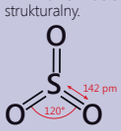
$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{katalizator } (V_2O_5)} 2SO_3$$

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

DOŚWIADCZENIE 105.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj pod digestorium (wyciągiem laboratoryjnym).

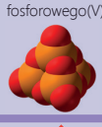
Przygotuj kolbę stożkową, z szeroką szyjką, wypełnioną tlenem. Na łyżeczce do spalań umieść niewielką ilość piasku, a następnie niewielką ilość fosforu czerwonego. Zapal fosfor w płomieniu palnika. Łyżeczkę z płonącym fosforem zanurz w kolbie z tlenem.

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

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.

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}.

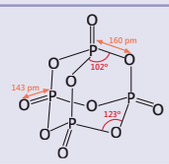
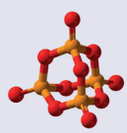
Spalanie przy ograniczonym dostępie tlenu	Spalanie w dużej ilości tlenu
$P_4 + 3O_2 \rightarrow P_4O_6$	$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$
	
	

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.

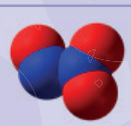
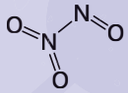
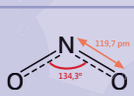
TLENEK AZOTU(I)
N_2O

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.

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)	N_2O
	$\langle N{=}O \rangle$	tlenek azotu(II)	NO
		tlenek azotu(III)	N_2O_3
		tlenek azotu(IV)	NO_2

TLENEK AZOTU(IV)
NO_2

Brunatny gaz, cięższy od powietrza. Jest silnie toksyczny.

Piktogramy dla tlenku azotu(IV).

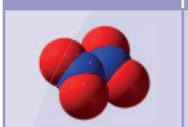
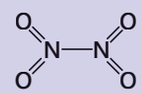
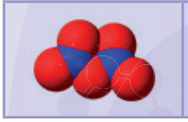
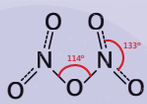
H270 – może spowodować lub zintensyfikować pożar; utleniacz.
H314 – powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.
H330 – wdychanie grozi śmiercią.
W fazie gazowej cząsteczki NO_2 łączą się ze sobą, tworząc dimery N_2O_4.

Wzory strukturalne tlenków azotu są dość skomplikowane. Liczba tworzonych przez azot wartościowości nie zawsze odpowiada wartościowości podanej w nazwie związku. Korelację: wartościowość – liczba wiązań – liczba poszczególnych atomów w cząsteczce utrudnia też pojawianie się wiązań pomiędzy atomami azotu. Uczniowie absolutnie nie muszą znać i pamiętać tych wzorów, jednak w ramach ćwiczeń odczytywania liczby poszczególnych atomów z modelu i ze wzoru strukturalnego, każdy uczeń powinien wykonać to ćwiczenie.

Arszenik jest substancją, która wpłynęła w sposób znaczący na historię poszczególnych rodów arystokratycznych. Jest on nie tylko niewyczuwalny w napojach i potrawach, ale daje efekty bardzo podobne do *cholera nostras*, czyli cholery. A ponieważ bardzo długo nie potrafiono go wykryć w ciele ofiar, stanowił „ulubioną" truciznę wielu zamachowców. Obecnie chętnie wykorzystują go autorzy kryminałów.

Powieści kryminalne Agathy Christie.
Anna M. Zawadzka, „Miłość, zazdrość i arszenik".

CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ?

MODEL CZĄSTECZKI	WZÓR STRUKTURALNY	NAZWA TLENKU	WZÓR SUMARYCZNY
		tetratlenek diazotu	N_2O_4
		tlenek azotu(V)	N_2O_5

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).

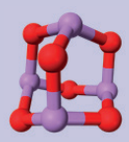
$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$

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 bielidła. 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?

BRUD – PATYNA CZYSTOŚCI.

WIESŁAW MALICKI

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.

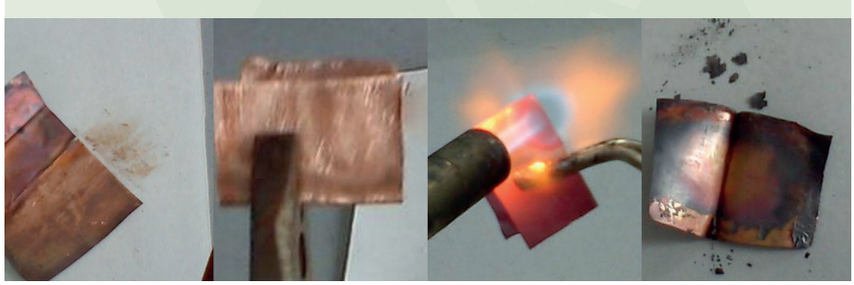
Tlenki metali to ciała stałe. Ich barwa może być różna, ale wiele z nich ma białą barwę. Tlenki metali często powstają w reakcji syntezy z pierwiastków (czyli bezpośredniej reakcji metalu i tlenu), czasami reakcja ta zachodzi samoczynnie, a czasami trzeba metal podgrzać. Metale szlachetne w warunkach 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.



Celem tego podrozdziału jest przedstawienie mechanizmu powstawania tlenków w znanych uczniom z życia codziennego procesach, np. korozji i pasywacji.
Należy zwrócić uczniom uwagę na fakt, że procesy identyczne z punktu widzenia chemii (powstawanie tlenków z metalu) czasami są procesami pożytecznymi (pasywacja), a czasami szkodliwymi (korozja).
Znajomość zjawisk związanych z reakcjami metali w powietrzu jest ważna ze względu na to, że skutki tych reakcji oglądamy codziennie. Również znajomość czynników sprzyjających korozji i środków jej zapobiegających jest ważna ze względów praktycznych.

Na zewnątrz blaszki powstał czarny nalot. We wnętrzu zagięcia blaszka pozostała niezmieniona.

Powierzchnia blachy miedzianej mająca kontakt z tlenem i płomieniem uległa spaleniu do tlenku miedzi(II):
$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$.

Powierzchnia zardzewiałego przedmiotu jest niejednorodna, brunatna, jest na niej nalot i są w niej wżery. Nie ma połysku.

Powierzchnia pokryta jest warstwą tlenku. Rdzewienie niszczy powierzchnię żelaza.

Jedną z odmian pasywacji jest pokrywanie metalu (miedzi) warstwą patyny. Jej głównym składnikiem jest węglan hydroksomiedzi(II): $[Cu(OH)]2CO_3$. Ze względu na skomplikowany wzór pomijamy omawianie tego procesu.

Czy wszystkie tlenki mają taką samą budowę?

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.

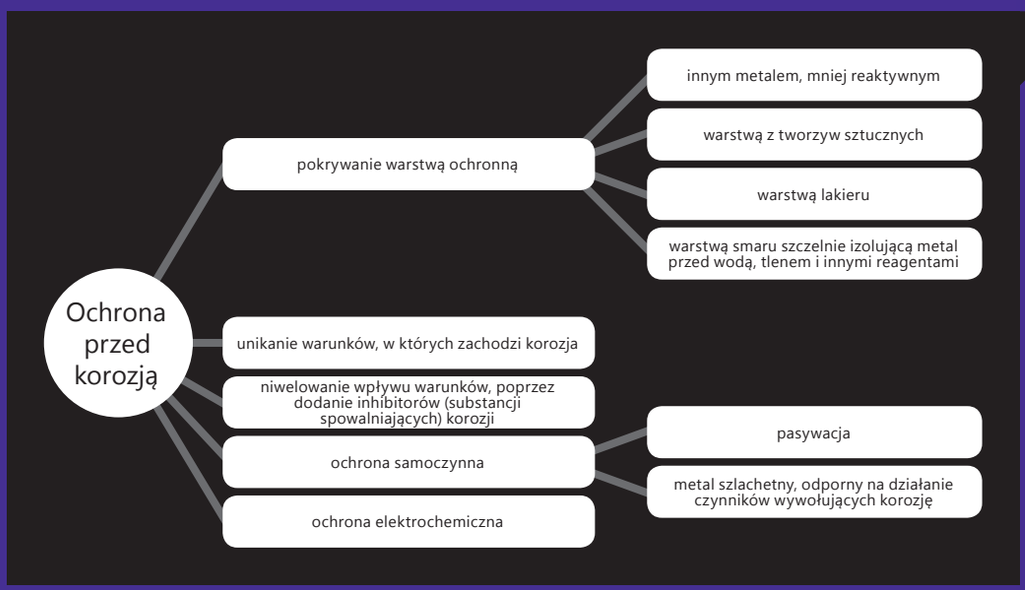
Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Obecnie termin korozja bywa stosowany w odniesieniu do niszczenia struktury nie tylko metali, ale również i niemetali (np. betonu, żelbetu, drewna, skał, szkła lub nawet tworzyw sztucznych). Dlatego, aby być precyzyjnym, posługujemy się pojęciem korozja metali.
Korozja metali to zarówno procesy chemiczne, jak i elektrochemiczne. Na poziomie gimnazjum można tylko wspomnieć o bardziej skomplikowanym niż proste reakcje chemiczne przebiegu procesów korozji.

Powierzchnia naczynia nie ma metalicznego połysku. Połysk pojawia się po zarysowaniu, lecz tylko na pewien czas, po którym powierzchnia ponownie staje się matowa.

Powierzchnia glinu w wyniku reakcji z tlenem pochodzącym z powietrza pokryła się szczelną warstwą tlenku glinu, który chroni tę powierzchnię przed dalszymi zmianami.

Z punktu widzenia zmian zachodzących podczas reakcji, rdzewienie żelaza przebiega analogicznie do pasywacji glinu. W jednym i drugim przypadku mamy do czynienia z metalem (trójwartościowym) reagującym z tlenem, w wyniku czego powstają tlenki (o wzorze Me_2O_3). Tlenek glinu pokrywa jednak szczelnie powierzchnię metalu, uniemożliwiając dalsze zachodzenie reakcji, natomiast rdza wybrzusza się i wykrusza, ukazując coraz to nowsze partie żelaza, które mogą w dalszym ciągu ulegać reakcji korozji.



KIEDY POWSTAWANIE TLENKÓW JEST SZKODLIWE, A KIEDY POŻYTECZNE?

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**.

Natura procesu korozji i pasywacji jest taka sama, lecz powstająca w wyniku korozji warstwa jest nieszczelna, co pozwala kolejnym cząsteczkom tlenu dotrzeć do głębszych warstw metalu. Tymczasem w przypadku pasywacji powstająca warstwa jest na tyle szczelna, że nie dopuszcza kolejnych cząsteczek tlenu do głębszych warstw metalu, zabezpieczając je tym samym przed korozją.

! 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.

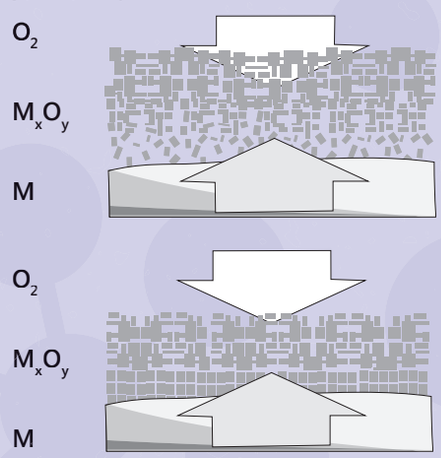
Pasywacja jest więc jednym ze sposobów ochrony powierzchni metalu przed korozją – zachodzi samorzutnie lub jest wymuszana sztucznie przez człowieka.

ĆWICZENIE 197.

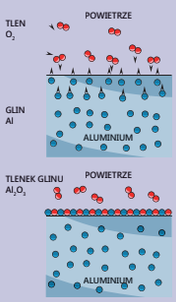
Zapisz w zeszycie różne sposoby ochrony metali przed korozją. Swoje propozycje przedstaw np. w formie mapy myśli.

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.



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).



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

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

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

Realizacja tego zadania domowego wymaga minimum jednego tygodnia.

Celem tego podrozdziału jest wprowadzenie nowego typu reakcji – reakcji redoks. Po zapoznaniu się z nim uczniowie powinni znać definicję tego typu reakcji i wiedzieć, że reakcji utleniania towarzyszy zawsze reakcja redukcji.

Umiejętność rozszerzania znaczeń pojęć znanych uczniom z innych przedmiotów ułatwia im rozumienie nowowprowadzanych terminów. Sprawia też, że nie są one całkowicie nowe.

Należy unikać innych, przestarzałych definicji redukcji. W szczególności nie należy wprowadzać pojęcia stopień utlenienia, jest to bowiem twór hipotetyczny i jako taki powoduje wyłącznie zamieszanie.

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.

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:

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

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

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

Ponieważ zachodzą jednocześnie oba procesy: żelazo ulega utlenieniu, a tlen ulega redukcji. Dlatego właściwa nazwa to reakcja redoks.

Nauczyciel nie powinien stosować nazwy utlenianie dla reakcji z tlenem, aby nie powodować transferu ujemnego w umysłach uczniów. Prawidłowa nazwa na tego typu reakcje to reakcja redoks.

Umiejętność samodzielnego uzgadniania równań reakcji redoks (z rozpisaniem na równania połówkowe z bilansem elektronowym) to już wyższy poziom umiejętności i wiedzy. Zrozumienie procesów zachodzących podczas reakcji tego typu, nie przekracza jenak możliwości uczniów gimnazjum.

Wśród uczniów (a czasem również wśród nauczycieli) istnieje błędne przekonanie, że równania połówkowe w reakcjach redoks i bilans elektronowy służą uzgodnieniu równania reakcji. Nie jest to jednak prawda. Jeżeli chodziłoby nam tylko o wstawienie właściwych współczynników, zdecydowanie szybsze jest uzgodnienie równań, za pomocą technik matematycznych. Równania połówkowe i bilans elektronowy mają za zadanie pomóc nam w zrozumieniu mechanizmów zachodzących procesów. To jest ich główny cel. Dlatego staramy się nie stosować hipotetycznego pojęcia stopień utleniania, tylko zapisywać jony tak, jak faktycznie występują one w danej reakcji.

Wiele nieporozumień pomiędzy nauczycielami i uczniami wynika z faktu, że często najpierw wprowadzamy uczniom definicje pojęć, a dopiero później stosujemy je żargonowo – tak, jak w tym przypadku pojęcia redukcja.

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:

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

Przykładowo:

$S + Fe \rightarrow FeS$

Fe – reduktor; utlenianie: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$,

S – utleniacz; redukcja: $S + 2e- \rightarrow S^{2-}$.

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

Mg – reduktor; utlenianie: $2Mg \rightarrow 2Mg^{2+} + 4e^-$,

O_2 – utleniacz; redukcja: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$.

$S_8 + 8Mg \rightarrow 8MgS$

Mg – reduktor; utlenianie: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$,

($8Mg \rightarrow 8Mg^{2+} + 16e^-$),

S (S_8) – utleniacz; redukcja: $S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$,

($S_8 + 16e^- \rightarrow 8S^{2-}$)

$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

Al – reduktor; utlenianie: $4Al \rightarrow 4Al^{3+} + 12e^-$,

O_2 – utleniacz; redukcja: $3O_2 + 12e^- \rightarrow 6O^{2-}$.

$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$

Ca – reduktor; utlenianie: $2Ca \rightarrow 2Ca^{2+} + 4e^-$,

O_2 – utleniacz; redukcja: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$.

$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$

Cu – reduktor; utlenianie: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$,

Cl_2 – utleniacz; redukcja: $Cl_2 + 2^{e-} \rightarrow 2Cl^-$.

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

Na – reduktor; utlenianie: $2Na \rightarrow 2Na^+ + 2e^-$,

Cl_2 – utleniacz; redukcja: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$.

Następuje iskrzenie, a po kilku minutach żółta substancja zamienia się w metaliczne szare kulki.

Tlenek ołowiu(II) reaguje z węglem, a w wyniku reakcji powstaje tlenek węgla(IV) oraz ołów.

W wyniku reakcji czarna barwa tlenku miedzi(II) zmienia się na miedzianą. Na ściankach probówki pojawiają się kropelki cieczy.

W wyniku reakcji wodoru z tlenkiem miedzi(II) powstaje miedź i woda.

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).

ZASTOSOWANIE PbO

Produkcja szkła ołowiowego

Produkcja farb

Produkcja kitu

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).

Spalanie magnezu w tlenku węgla(IV) jest bardzo wartościowym doświadczeniem, ponieważ przeczy stereotypowi, że spalanie zachodzi tylko w tlenie (nie jest to oczywiście prawdą, metale spalają się również w chlorze czy fluorze).

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.

$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ analizy

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

$Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ syntezy

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

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

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

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.

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

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

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!

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.

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.

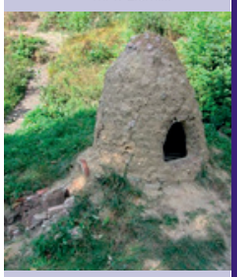
Pierwotnie dymarki były zagłębieniami w ziemi. Dno takiego zagłębienia było wyłożone kamieniami, podsypką z piasku i gliny, na tym podłożu znajdowała się drobno zmielona ruda zmieszana z węglem drzewnym. Ogień był podsycany za pomocą miecha. Stopniowo te prymitywne dymiarki zaczęto udoskonalać. Dobudowywano 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.).

Temat ten doskonale pokazuje, jak od bardzo prymitywnych narzędzi (których działanie jest zrozumiałe dla większości ludzi) przechodzimy do coraz bardziej skomplikowanych.

Głównym celem tego podrozdziału jest zapoznanie uczniów z procesami otrzymywania metali z tlenków tych metali.
Rozdział ten jest swego rodzaju powtórzeniem i ugruntowaniem wiadomości o redukcji metali i przedstawieniem metod hutnictwa.
Dobrze byłoby także zwrócić uwagę na powiązanie chemii z historią (uczniowie poznają informacje o epoce żelaza i o dymarkach).
Jest to również doskonała okazja do rozwiązania kilku zadań tekstowych.

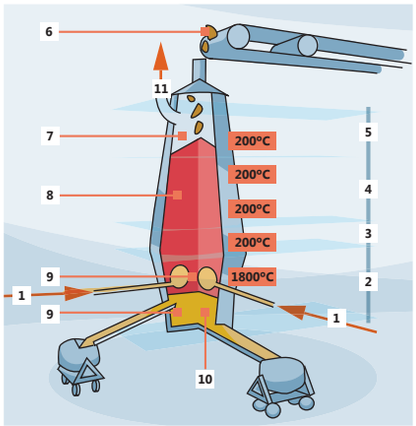
Czy wszystkie tlenki mają taką samą budowę?

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.

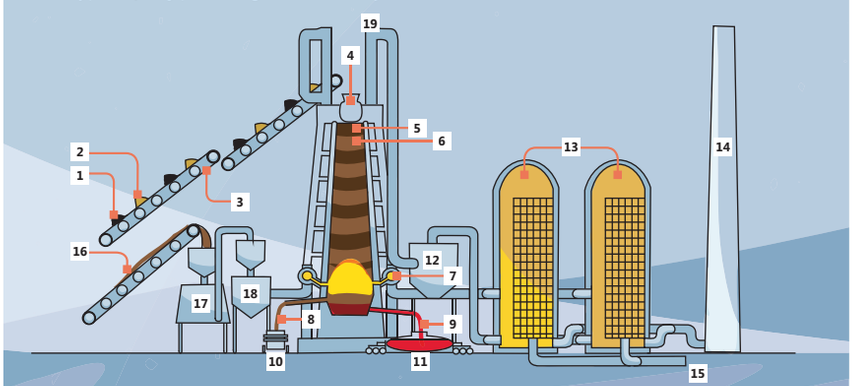
ZDJĘCIE 7.1. Surówka hutnicza.

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

- spalanie koksu do tlenku węgla(II): $2C + O_2 \rightarrow 2CO$,
- redukcja tlenków żelaza:
  $Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$ $\quad$ $Fe_3O_4 + 4C \rightarrow 3Fe + 4CO$
  $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$ $\quad$ $Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2$,
- 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.



1	A – Ruda żelaza i topniki.	4	K – Otwór załadowczy.
5	B – Warstwa koksu.	2	L – Koks.
3	C – Przenośnik taśmowy.	6	M – Warstwa rudy żelaza i topników.
7	D – Gorące powietrze (ok. 1200°C).	8	N – Żużel.
10	E – Kadź na żużel.	11	O – Kadź na surówkę.
9	F – Ciekła surówka.	15	P – Odpylanie spalin.
12	G – Wlot powietrza do ogrzewnic.	14	R – Wylot spalin (komin).
13	H – Ogrzewnica gazów.	16	S – Sproszkowany węgiel.
18	I – Piec na sproszkowany węgiel.	19	T – Rury odprowadzające gaz wielkopiecowy.
17	J – Sproszkowany węgiel.		

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.

Znajomość równań reakcji przez uczniów nie jest konieczna. Wystarczy, gdy będą oni umieli wyjaśnić, na czym polegają procesy zachodzące w wielkich piecach.

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.

$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$

$ZnO + CO \rightarrow Zn + CO_2$
$ZnO + C \rightarrow Zn + CO$

Tlenki są stosunkowo prostą grupą związków, dlatego bardzo dobrze nadają się do ćwiczeń przypominających budowę wewnętrzną (wiązania jonowe i spolaryzowane), do pisania oraz uzgadniania równań reakcji (przypomnienia typów reakcji), a także do prostych obliczeń stechiometrycznych.

Celem tego podrozdziału jest uporządkowanie wiadomości, które uczniowie już posiadają. Zebranie ich w jednym miejscu i usystematyzowanie na pewno pozwoli uczniom z jednej strony na przypomnienie sobie tego, co już wiedzą, z drugiej zaś na przećwiczenie umiejętności.

Należy zwrócić uwagę uczniom na stosowany żargon chemiczny: mimo że pisaliśmy, iż istnieją reakcje redoks i nie może istnieć odrębnie reakcja utleniania, w przypadku reakcji otrzymywania tlenków stosujemy sam termin utlenianie (ponieważ tak naprawdę nie interesuje nas to, co dzieje się z tlenem, tylko to, co dzieje się z drugim pierwiastkiem).

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:

$S_8 + O_2 \rightarrow 8SO_2$

$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$

$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$

$2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO$

$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

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**.

Naeży zwrócić uczniom uwagę na fakt, że mówiąc o utlenianiu tlenków używamy chemicznego żargonu: tzw. reakcja utleniania (czy redukcji) tlenków to tak naprawdę reakcja redoks. W reakcjach utleniania tlenków pierwiastek ulega utlenieniu (oddaje elektrony), a tlen redukcji (przyjmuje elektrony), np. w reakcji:
$4FeO + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$,
$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e$,
$O + 2e \rightarrow O^{2-}$.

CZY TLENKI POWSTAJĄ TYLKO W REAKCJI SYNTEZY?

ĆWICZENIE 204.

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

$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ wartościowość węgla przed reakcją: II, wartościowość węgla po reakcji: IV

$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$ wartościowość siarki przed reakcją: IV, wartościowość siarki po reakcji: VI

$4FeO + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$ wartościowość żelaza przed reakcją: II, wartościowość żelaza po reakcji: III

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:

$CO_2 + C \rightarrow 2CO$

$MnO_2 + H_2 \rightarrow MnO + H_2O$

$Fe_2O_3 + C \rightarrow 2FeO + CO$

$PbO_2 + C \rightarrow PbO + CO$

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.

Magnez spala się gwałtownie. Na ściankach zlewki pojawia się czarny nalot.

Magnez spala się w tlenku węgla(IV), w wyniku czego powstaje węgiel (sadza) oraz tlenek magnezu. Tlenek węgla(IV) w tym przypadku podtrzymuje palenie i pełni rolę utleniacza.
$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$

Słychać syknięcie i ulatują bąbelki gazu.

Następuje wyrównanie ciśnień i uwolnienie nadmiaru rozpuszczonego tlenku węgla(IV) do atmosfery. Zaburza to równowagę i następuje rozkład słabego kwasu węglowego, który powstał w wyniku nasycania wody tlenkiem węgla(IV) pod wysokim ciśnieniem.

W wyniku ogrzewania masa tygla zmalała.

Soda oczyszczona uległa rozkładowi, z czego część produktów, jako gazy, opuściła środowisko reakcji, co spowodowało spadek masy tygla.

CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ?

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.

Ulatniające się gazy tworzą pęcherzyki i spulchniają ciasto.

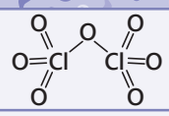
Po dodaniu wodorotlenku sodu do roztworu siarczanu(VI) miedzi(II), wytrąca się niebieski galaretowaty osad, który po podgrzaniu czernieje.

W wyniku reakcji siarczanu(VI) sodu z wodorotlenkiem sodu powstaje wodorotlenek miedzi(II), który po ogrzaniu ulega rozkładowi na dwa tlenki: wodę i tlenek miedzi(II).

$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$

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: H–O–H.

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

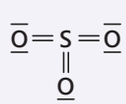
WARTOŚCIOWOŚĆ to ilość oddanych lub przyjętych elektronów przez jon w związku chemicznym lub ilość uwspólnionych elektronów przez atom w związku chemicznym.

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).

Czy wszystkie tlenki mają taką samą budowę?

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).

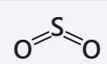
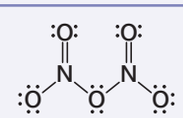
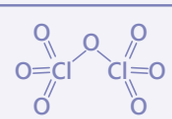
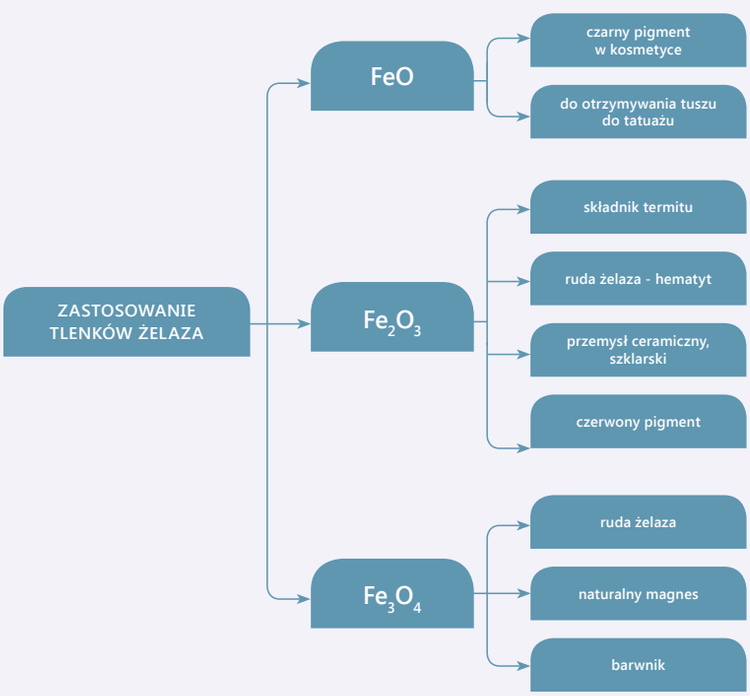
NAZWA PIERWIASTKA	JEGO WARTOŚCIOWOŚĆ	WZÓR SUMARYCZNY TLENKU	WZÓR STRUKTURALNY TLENKU
Siarka	IV	SO_2	
Azot	V	N_2O_5	
Chlor	VII	Cl_2O_7	

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.

tlenek węgla(IV)

znikanie

Produktem

Substratami

reakcji

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

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

Rozdział zawiera wiadomości uzupełniające i rozszerzające. Można go realizować w tzw. wolnym czasie lub pominąć.

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).

Częste powtarzanie, w jaki sposób zbudowane są cząsteczki poszczególnych związków chemicznych, powoduje utrwalenie tych informacji w umysłach uczniów.

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU WĘGLA(IV)

O=C=O

δ– 2δ+ δ–

O=C=O

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.

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.

Żarzący się węgiel w naczyniu z tlenem rozpalił się jasnym płomieniem. Węgiel znika.

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 IV. Z układu okresowego pierwiastków można odczytać,

W wyniku reakcji węgla z tlenem powstaje tlenek węgla(IV).

tlenu

węgla

Można przypomnieć uczniom schemat spalania węglowodorów.

Wykrywanie tlenku węgla(IV) jest częstym zadaniem na egzaminach.

że atom tlenu uwspólnia 2 elektrony. Cząsteczka tlenku węgla(IV) zbudowana jest więc z 2 atomów ..... i jednego atomu ..... Między atomem węgla i atomem tlenu powstają wiązania chemiczne. Różnica elektroujemności pomiędzy atomem węgla i atomem tlenu wynosi 1 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.

Bezbarwna i klarowna woda wapienna nalana do naczynia z tlenkiem węgla(IV) staje się mętna; wytrąca się biały osad.

Tlenek węgla(IV) reaguje z wodą wapienną, w wyniku czego tworzy się trudno rozpuszczalny w wodzie związek chemiczny o białej barwie (węglan wapnia). Reakcja może posłużyć do identyfikacji CO_2 w nieznanej próbce.

Na lejku częściowo osadza się czarny osad.
Woda wapienna w zlewce mętnieje.

Podczas spalania benzyny może powstawać węgiel lub tlenek węgla(IV), w zależności od ilości dostępnego do spalania tlenu.

woda

oktanu

egzoenergetyczną

Woda wapienna mętnieje.

Powietrze wydychane z płuc zawiera znaczną ilość CO_2.

W oświetlonej probówce poziom wody obniżył się i pojawiła się „pusta” przestrzeń nad poziomem wody, a w probówce pozostawionej w ciemności nie nastąpiły żadne zmiany.

W probówce oświetlonej zachodził proces fotosyntezy. Jednym z jego produktów jest gazowy tlen, który słabo rozpuszcza się w wodzie, dlatego wypiera wodę z probówki.

Stosowanie pojęcia mol do mieszaniny, jaką jest powietrze, bywa dyskusyjne. Z jednej strony trudno mówić o molu mieszaniny, z drugiej zaś strony skład powietrza jest w miarę stały i takie uproszczenie jest czasami stosowane. Można ten problem przedyskutować z uczniami i stosować ów termin z całą świadomością jego pewnego uproszczenia.

CZY ZNAMY JUŻ WSZYSTKIE WŁAŚCIWOŚCI TLENKÓW WĘGLA?

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

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

Gdy tlenu jest jeszcze mniej, spalanie zachodzi najgorzej i zamiast tlenków węgla powstaje sadza (czyli węgiel): $2\ C_8H_{18} + 9\ O_2 \rightarrow 16\ C + 18\ H_2O$.

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

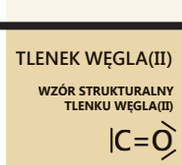
Rośliny wodne (np. moczarkę kanadyjską) umieść w 2 probówkach pełnych wody. Probówki do góry dnem wstaw do zlewek z wodą. Jedną probówkę pozostaw w całkowitej ciemności przez 12 godzin, drugą pozostaw na świetle.

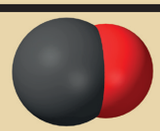
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Również podczas kiełkowania nasiona pobierają tlen i wydalają tlenek węgla(IV).

TLENEK WĘGLA(II)

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU WĘGLA(II)





Model cząsteczki tlenku węgla(II).

Piktogramy tlenku węgla(II).

tlenu

wydziela

tlenek węgla

Probówkę z rurką należy ustawić dokładnie tak, jak przedstawiono to na rysunku, ponieważ czasami ciecz „wyskakuje" z probówki.

Nie należy dmuchać do probówki zbyt długo, ponieważ powoduje to zanik osadu i ponowne pojawienie się bezbarwnego roztworu na skutek tworzenia się rozpuszczalnego wodorowęglanu wapnia.

Należy zwrócić uczniom uwagę na fakt, że w fazie „jasnej" rośliny pobierają tlenek węgla(IV), a wydzielają tlen, natomiast w fazie „ciemnej" rośliny pobierają tlen, a produkują tlenek węgla(IV). Dlatego w sypialni nie powinno być zbyt wiele kwiatów.

Po wprowadzeniu CO_2 do naczynia świeczki gasną kolejno, od najniższej do najwyższej.

CO_2 ma znacznie większą gęstość od gęstości powietrza, dlatego wypełnia naczynie od dołu. Nie podtrzymuje palenia i nie jest palny. Może być stosowany jako środek gaśniczy.

Jeden mol gazu ma objętość 22,4 dm^3.
Masa 1 mola CO_2
= 12 g + 16 g • 2 = 44 g.
Powietrze składa się głównie z azotu (ok. 78%; masa molowa 28 g) i tlenu (ok. 21%; masa molowa 32 g). Masa 22,4 dm^3 powietrza wynosi ok. 29 g.
Tlenek węgla(IV) ma większą masę niż powietrze, dlatego gromadzi się na dole pomieszczeń.

Jakie tlenki występują w przyrodzie?

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

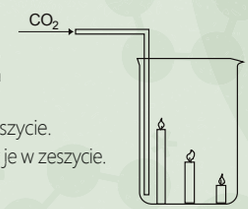
Przygotuj zestaw do robienia baniek mydlanych oraz duży, wysoki garnek.

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).

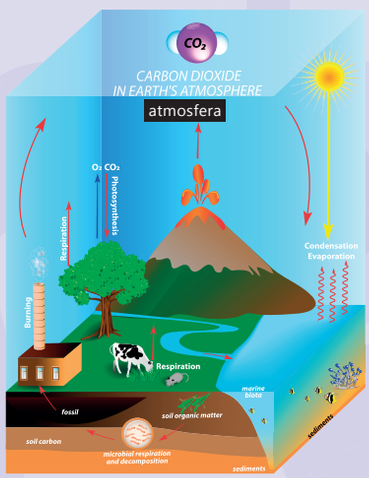
Proces wydzielania się bąbelków gazu (CO_2) służy też do identyfikacji skał wapiennych – polane kwasem, np. cytrynowym czy octem skały „burzą się". Pozwala to odróżnić skały wapienne, marmur od np. piaskowca, granitu.

CZY ZNAMY JUŻ WSZYSTKIE WŁAŚCIWOŚCI TLENKÓW WĘGLA?

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:

$$\boxed{2}\,CH_4 + \boxed{3}\,O_2 \rightarrow \boxed{2}\,CO + \boxed{4}\,H_2O.$$

Tlenki węgla pojawiały się już w trakcie nauki chemii wielokrotnie, jednak są one bardzo ważne i stosunkowo często spotykamy się z nimi w życiu codziennym. Dlatego uważamy, że zasłużyły one na osobny rozdział, zbierający niejako podane wcześniej informacje.
Oczywiście może on zostać uznany przez nauczyciela za nadobowiązkowy i zostać zrealizowany w innym terminie (np. po klasyfikacji) lub w innej formie (np. zadania domowego dla uczniów).
Uważamy jednak, że rolą podręcznika nie jest wyłącznie stanowienie pomocy do przeprowadzania lekcji, ale że jest on również zbiorem podręcznych informacji. Z tego powodu niektóre wiadomości znacznie rozszerzają podstawę programową.

Najwolniej ogrzewa się kolba z powietrzem.

Para wodna, metan oraz CO_2 szybciej pochłaniają ciepło niż czyste powietrze. Zwiększanie ilości tych gazów może powodować wzrost efektu cieplarnianego.

tlenek wegla(II)

Jeden mol gazu ma objętość 22,4 dm^3.
Masa 1 mola CO = 12 g + 16 g = 28 g.
Masa 1 mola CO_2 = 12 g + 16 g • 2 = 44 g.
Powietrze składa się głównie z azotu (ok. 78%; masa molowa 28 g) i tlenu (ok. 21%; masa molowa 32 g). Masa 22,4 dm^3 powietrza wynosi ok. 29 g.
Tlenek węgla(II) ma masę porównywalną z powietrzem.

Zadanie przeznaczone dla dwóch uczniów:
przygotujcie notatkę o Josephie Prestley'u.

Jakie tlenki występują w przyrodzie?

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.

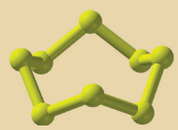
ĆWICZENIE 213.

Przerysuj tabelę do zeszytu.

Symbol pierwiastka	S
Liczba protonów w jądrze	16
Liczba elektronów w chmurze	16

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.

Siarka początkowo słabo się pali. Po zanurzeniu w naczyniu z tlenem, rozpala się jednak i pali jasnym, niebieskim płomieniem. Powstaje drażniący gaz o charakterystycznym zapachu.

Siarka spala się w tlenie. Produktem reakcji jest tlenek siarki(IV).

Jakie tlenki występują w przyrodzie?

siarki

strukturalny

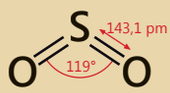
Mieszanina spala się. Zanika zapach zgniłych jaj i pojawia się gryzący zapach. Na ściankach pojawiają się żółty osad oraz kropelki cieczy.

Siarkowodór spala się w tlenie. Produkty spalania mogą być różne. W zależności od ilości dostępnego tlenu, może powstać siarka lub tlenek siarki(IV) oraz para wodna.

TLENEK SIARKI(IV)

Model cząsteczki tlenku siarki(IV).

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU SIARKI(IV)

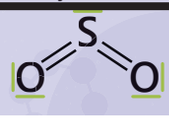


Piktogramy dla tlenku siarki(IV).

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 IV wartościowa, oznacza to, że może wytworzyć 4 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:

$$1\,S_8 + 8\,O_2 \rightarrow 8\,SO_2.$$

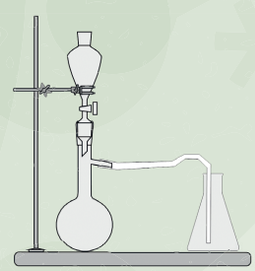
Tlenek ten powstaje również podczas procesu spalania siarkowodoru w tlenie. Uzgodnij w zeszycie równanie reakcji, dopisując współczynniki stechiometryczne:

$$2\,H_2S + 3\,O_2 \rightarrow 2\,SO_2 + 2\,H_2O.$$

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.

Jak bardzo szkodliwe są niektóre tlenki?

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:

$$Cu + 2\,H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2\,H_2O.$$

Nie jest wymagane, aby uczniowie potrafili zapisać to równanie reakcji.

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.

Miedź znika, pojawia się zaś niebieskie zabarwienie roztworu. Wydziela się gryzący gaz.

Miedź roztwarza się w kwasie siarkowym(VI) z wydzieleniem tlenku siarki(IV).

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:

$$4\,FeS_2 + 11\,O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_3 + 8\,SO_2 \qquad 2\,ZnS + 3\,O_2 \rightarrow 2\,ZnO + 2\,SO_2$$

$$4\,FeS + 7\,O_2 \rightarrow 2\,Fe_2O_3 + 4\,SO_2 \qquad 1\,HgS + 1\,O_2 \rightarrow 1\,Hg + 1\,SO_2$$

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.

Płatki róż odbarwiają się, a liście i igły brunatnieją.

SO_2 wywiera szkodliwy wpływ na rośliny.

Z tego powodu tlenek siarki(IV) jest dodawany do tanich win, aby zapobiec rozwojowi w nich bakterii i pleśni.

Proszę wpisać w wyszukiwarce internetowej hasło: skala porostowa lub lichen scale.

Jakie tlenki występują w przyrodzie?

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

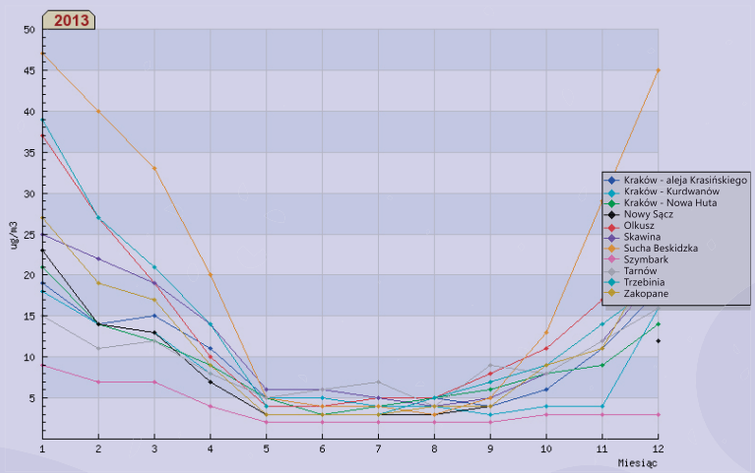
TABELA 8.1. Skala porostowa służąca do oceny zanieczyszczenia powietrza tlenkami siarki.

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.

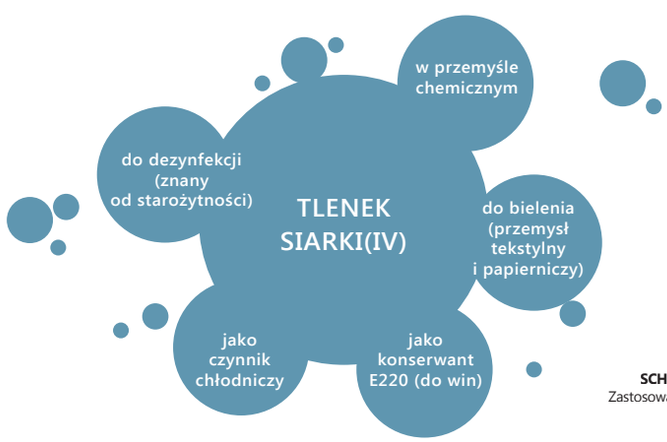


Źródło: *Małopolska sieć monitoringu powietrza* (http://213.17.128.227/iseo/).

Na podstawie wykresu omów, w jaki sposób zmienia się zawartość SO_2 w powietrzu w ciągu roku. Jak wyjaśnisz przyczyny tych zmian?

Największa zawartość SO_2 w powietrzu występuje w miesiącach zimowych. Jest to związane ze spalaniem paliw kopalnych (zawierających związki siarki) w paleniskach domowych (ogrzewanie), a także spalaniem paliw w silnikach samochodowych. Wiele osób podróżuje samochodem na krótkich odcinkach. Zimą czas potrzebny na rozgrzanie silnika do optymalnej temperatury pracy jest wydłużony, co wpływa na jakość spalania i ilość emitowanych zanieczyszczeń.

Tlenek siarki(IV) znalazł liczne zastosowania:



SCHEMAT 8.2. Zastosowania tlenku siarki(IV).

Masa jednego mola SO_3 wynosi 80 g.
Z równania reakcji wynika, że z jednego mola SO_3 powstaje jeden mol kwasu, czyli:

- z 80 g SO_3 powstaje 1 mol kwasu,
- z 40 g SO_3 powstaje x moli kwasu.

x = (40g • 1mol) : 80 g,
x = 0,5 mola.

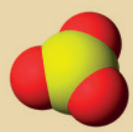
Z 40 g tlenku siarki(VI) powstanie 0,5 mola kwasu siarkowego(VI).

Elektrony walencyjne, razem pięć: dwa sparowane na orbitalu 2s, trzy niesparowane na orbitalach 2p. Wynikają z tego bezpośrednio dwie wartościowości azotu: III oraz V.

Jakie tlenki występują w przyrodzie?

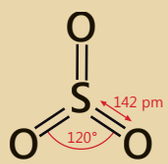
TLENEK SIARKI(VI)

Cząsteczka tlenku siarki(VI) ma kształt trójkąta równobocznego i tak samo rysujemy jej wzór strukturalny.



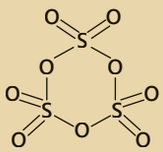
Model cząsteczki tlenku siarki(VI).

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)).

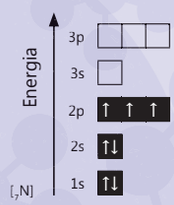
Reakcje te zachodzą w atmosferze, a produkty reakcji wraz z deszczem opadają na powierzchnię ziemi. Takie opady nazywane są kwaśnymi deszczami.

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?



Jak bardzo szkodliwe są niektóre tlenki?

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].

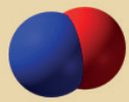
Butle z tlenkiem azotu do znieczulenia u dentysty.

Naboje do śmietany.

Podrozdział zawiera wiele treści wykraczających poza program, program. Zawarte w nim informacje dotyczą jednak codziennych zastosowań tlenków. Materiał służy utrwalaniu i ćwiczeniu zdobytej wcześniej wiedzy, a także zaciekawieniu uczniów chemią.

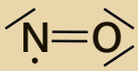
Jakie tlenki występują w przyrodzie?

TLENEK AZOTU(II)



Model cząsteczki tlenku azotu(II).

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU AZOTU(II)



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.

TLENEK AZOTU(III)

Model cząsteczki tlenku azotu(III).

Kolejny tlenek azotu **tlenek azotu(III)** jest produktem reakcji pomiędzy tlenkiem azotu(II) i tlenkiem azotu(IV):

$$NO + NO_2 \leftrightharpoons N_2O_3.$$

Związek ten, ze względu na swoją nietrwałość, w postaci czystej nie znajduje żadnych praktycznych zastosowań.

TLENEK AZOTU(IV)

Model cząsteczki tlenku azotu(IV).

Tlenek azotu(IV) to w temperaturze pokojowej brunatny, silnie toksyczny gaz. Ma ostry zapach, podobny do zapachu chloru.

Zachodzi burzliwa reakcja. Miedź znika i pojawia się niebieskie zabarwienie roztworu oraz wydziela się brunatny gaz o charakterystycznym zapachu.

DOŚWIADCZENIE 126.

WYKONANIE

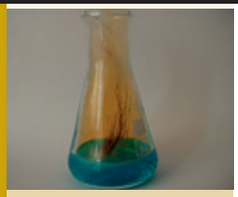
Doświadczenie wykonuj tylko pod sprawnie działającym wyciągiem. Stosuj rękawice i okulary ochronne.

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.

Miedź w stężonym kwasie azotowym(V) roztwarza się, czemu towarzyszy wydzielanie tlenku azotu(IV).



Otrzymywanie NO_2.

Cząsteczki NO_2 spontanicznie łączą się ze sobą (ulegają dimeryzacji), tworząc związek o wzorze N_2O_4, według równania reakcji:

$$2NO_2 \leftrightharpoons N_2O_4.$$

Jak bardzo szkodliwe są niektóre tlenki?

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.

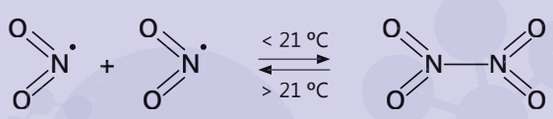
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

$2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$

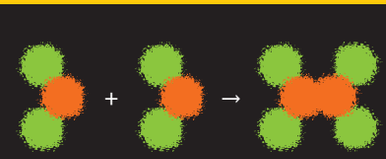
Podczas obniżania temperatury barwa brunatna staje się coraz mniej intensywna. Podczas ogrzewania staje się zaś bardziej intensywna.

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)?



Cząsteczki NO_2 (brunatny gaz) ulegają dimeryzacji, tworząc bezbarwny gaz. Im niższa temperatura, tym więcej dimerów N_2O_4. Im wyższa temperatura, tym więcej NO_2.



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**.

NASA – National Aeronautics and Space Administration [naszynal eronadyks end spejs administrejszyn] (w Stanach Zjednoczonych – Narodowa Agencja Aeronautyki i Przestrzeni Kosmicznej)

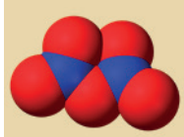
Tlenek azotu(V) w temperaturze pokojowej występuje w formie białych kryształków. Ze względu na swoją nietrwałość, nie znajduje on w formie czystej praktycznych zastosowań. Reaguje gwałtownie z wodą, tworząc kwas azotowy(V).

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).

$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$

Niniejszy podrozdział ma typowo interdyscyplinarny charakter. Być może dobrym pomysłem byłoby wspólne przeprowadzenie lekcji z nauczycielem geografii. Najważniejszym celem podrozdziału jest ukazanie, że związki chemiczne są głównym składnikiem rud i minerałów. Nie należy jednak wymagać od uczniów znajomości nazw i wzorów wymienionych tutaj rud i minerałów.

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.**

Umiejętność ustalania hierarchii pojęć oraz wzajemnych relacji jest bardzo ważna w kontekście definiowania pojęć.

ĆWICZENIE 221.

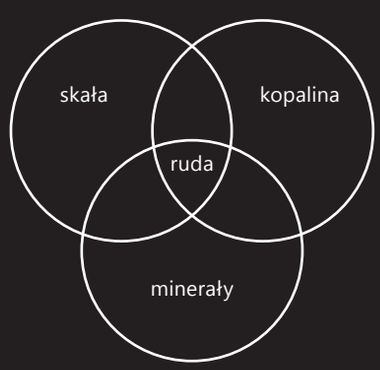
Porównaj poniższe definicje. Za pomocą narysowanych w zeszycie kręgów spróbuj zaznaczyć ich wzajemne relacje (które pojęcie zawiera inne pojęcie, jaka jest ich część wspólna...). W miarę omawiania kolejnych substancji wpisuj je jako przykłady w odpowiednie części kręgów.

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.

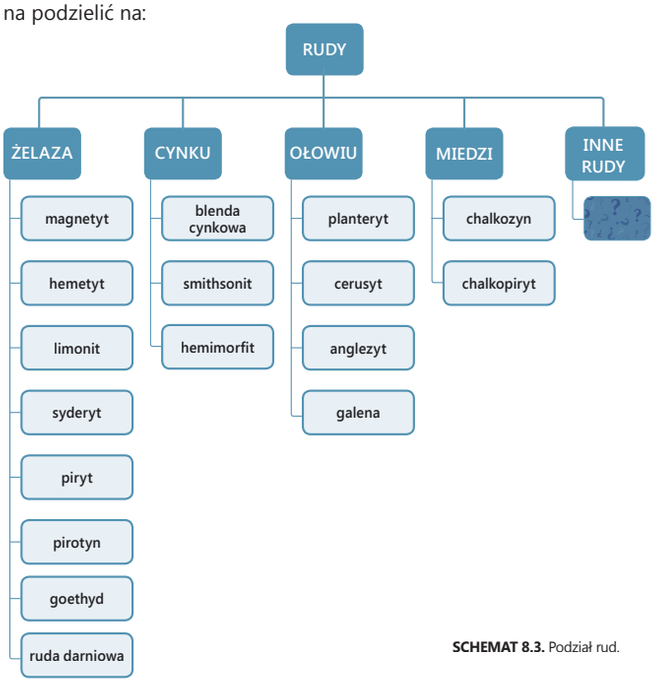
Kopalina – surowiec o znaczeniu gospodarczym (skała lub minerał). Jest wydobywany z ziemi, np. węgiel, rudy, sól, ropa naftowa, gaz ziemny, wody mineralne.

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.

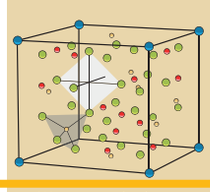
RUDY ŻELAZA

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?*

Ponieważ rudy i minerały mają swoje zwyczajowe nazwy, uczniowie często są zdziwieni, że ich składnikami są związki chemiczne.

Omawiając rysunek kryształu magnetytu, należy przypomnieć uczniom, jak się ma wielkość atomu do jonów z niego powstających (a także na przykład jonów dwudodatnich do dodatnich i jonów trójdodatnich.

Szare kulki symbolizują jony (aniony) tlenu O^{2-}, niebieskie (większe) jony (kationy) Fe^{2+}, a zielone (mniejsze) jony (kationy) Fe^{3+}.

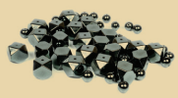
Masa jednego mola Fe_3O_4 wynosi 56 g • 3 + 16 g • 4 = 168 g + 64 g = 232 g.
232 g – 100%
168 g – x%
x = 72,4%

Masa jednego mola Fe_2O_3 wynosi 56 g • 2 + 16 g • 3 = 112 g + 48 g = 160 g.
160 g – 100%
112 g – x%
x = 70%
W hematycie jest nieco mniejszy procent żelaza niż w magnetycie (72,4%).

W 1790 roku Goethe odbył podróż do Tarnowskich Gór, Krakowa, Wieliczki i Częstochowy oraz do Wrocławia. W kopalni w Tarnowskich Górach umieścił wpis: *Z dala od ludzi wykształconych, na końcu świata...*
Jego ogólne wrażenie z podróży było niekorzystne. Proponował nawet wprowadzenie języka niemieckiego w Polsce, w celu podniesienia kultury klas niższych.

Jakie tlenki występują w przyrodzie?

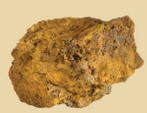
KRYSZTAŁ HEMATYTU



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?

CZY RUDY METALI WYSTĘPUJĄ TYLKO W POSTACI TLENKÓW?

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

ĆWICZENIE 225.

Zapoznaj się z definicjami pojęć: absorpcja, biogaz. Zapisz je w zeszycie.

KOŚCIÓŁ W STUDZIEŃCU (MUR Z RUDY DARNIOWEJ)

Absorpcja – proces wnikania jednej substancji (cząsteczek, atomów lub jonów) do innej substancji.
Biogaz – produkt fermentacji beztlenowej związków pochodzenia organicznego oraz ich rozpadu gnilnego (głównym składnikiem jest metan).

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.

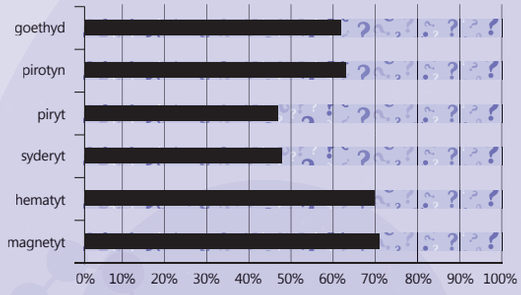
MUR Z RUDĄ DARNIOWĄ

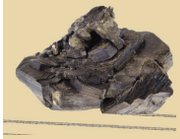
Pirotyn to rzadki minerał (o wzorze FeS). Występuje we wszystkich skałach głębinowych. Należy także do nielicznej grupy minerałów wykazujących właściwości magnetyczne. Bywa stosowany jako źródło żelaza i siarki, z uwagi na zawarte w nim domieszki niklu, kobaltu, złota i platyny jest poszukiwanym kamieniem kolekcjonerskim.

PIRYT – ZŁOTO GŁUPCÓW

ĆWICZENIE 226.

Przerysuj poniższy wykres do zeszytu. Uzupełnij go, ukazując procentową zawartość żelaza w poszczególnych minerałach.





PIROTYN

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.

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.

BLENDA CYNKOWA

ĆWICZENIE 228.

Napisz w zeszycie równania reakcji, które muszą zajść w procesach hutniczych, aby z blendy cynkowej otrzymać czysty cynk.

$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$
$ZnO + CO \rightarrow Zn + CO_2$
lub $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$

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.

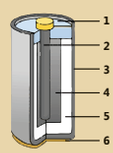
HEMIMORFIT

W dostępnych źródłach znajdź skład procentowy:
- *mosiądzu,*
- *tombaku.*

Mosiądz Cu oraz do 40% Zn
Tombak 80% Cu oraz Zn

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.



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 (-).

ĆWICZENIE 229.

Przypomnij sobie, jakie znaczenie biologiczne mają jony cynku.

Brak jonów cynku powoduje zaburzenia wzrostu i rozwoju ośrodkowego układu nerwowego i gruczołów płciowych oraz prowadzi do osłabienia odporności organizmu.

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.

GALENA

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.

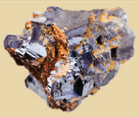
$6PbO + O_2 \rightarrow 2Pb_3O_4$
$2Pb + O_2 \rightarrow 2PbO$

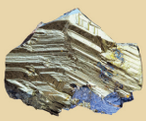
Jakie tlenki występują w przyrodzie?

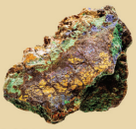
CERUSYT

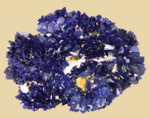
PIROMORFIT

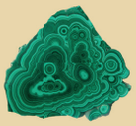
MIMETEZYT


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):

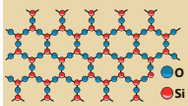
Określ stan skupienia, barwę, zapach. Sprawdź jego rozpuszczalność w wodzie.

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.

Tlenek krzemu(IV) występuje powszechnie na Ziemi jako minerał oraz powstaje w organizmach żywych (opal, skorupki okrzemek, fitolity u roślin). Z tego powodu uczniowie powinni zapoznać się z jego właściwościami. Nie można od nich jednak wymagać, aby zapamiętali wszystkie te informacje.

Barwa biała do jasnożółtej, bez zapachu. W wodzie tlenek krzemu(IV) nie rozpuścił się. Brak reakcji z rozcieńczonym roztworem kwasu solnego i z rozcieńczonym roztworem wodorotlenku sodu.

Odporny na działanie różnych czynników chemicznych.

Elektroujemność tlenu wynosi 3,5. Elektroujemność krzemu wynosi 1,8.
Różnica elektroujemności wynosi 1,7, a więc wiązanie występujące w tlenku krzemu(IV) to wiązanie atomowe spolaryzowane.

PIASEK KWARCOWY

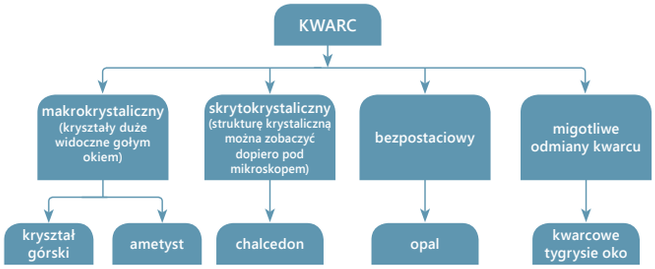
RZEŹBA NA PIASKU

ŚWIATŁOWODY

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**.

Jednym z najważniejszych zastosowań krzemionki jest jej udział w produkcji szkła, czyli bezpostaciowego ciała stałego, otrzymanego przez schłodzenie stopionych tlenków bez krystalizacji.

Co mają ze sobą wspólnego piasek, ametyst i kryształ górski?

ĆWICZENIE 233.

Na podstawie poniższych danych narysuj w zeszycie wykres kołowy składu procentowego dla wybranego rodzaju szkła.

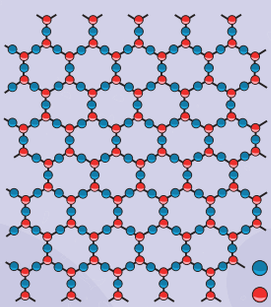
Skład chemiczny niektórych szkieł (w % masowych[a])

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

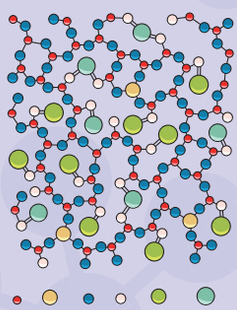
[a] *Bez zanieczyszczeń (np. Fe_2O_3, barwników, środków klarujących)*

ĆWICZENIE 234.

Na podstawie poniższych rysunków opisz, czym różnią się te struktury.



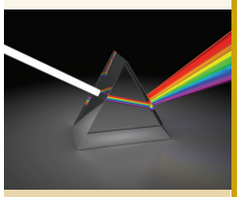
Sieć krystaliczna kwarcu (SiO_2)



Struktura szkła wapienno-sodowego

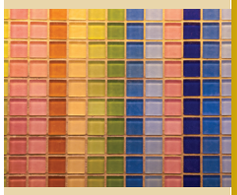
ĆWICZENIE 235.

Przerysuj schemat zastosowania szkła do zeszytu i uzupełnij go:



PRYZMAT

SZKLANE PACIORKI

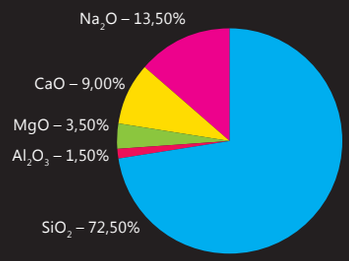


SZKŁO W BUDOWNICTWIE

SZKŁO W BUDOWNICTWIE

SZKLANE NACZYNIA

Szkło sodowo-wapienne okienne



Sieć krystaliczna kwarcu jest symetryczna i uporządkowana, składa się tylko z dwóch rodzajów atomów: Si i O.
Sieć krystaliczna szkła wapienno-sodowego jest niesymetryczna i nieuporządkowana, składa się głównie z atomów Si i O, ale występują w niej też jony: Al, O, Na i Ca.

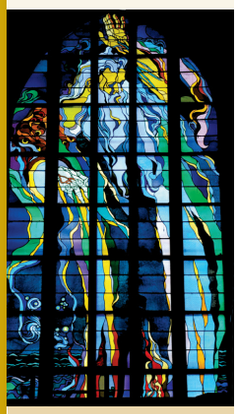
Drewno impregnowane nie chce się zapalić, drewno nieimpregnowane pali się.

Szkło wodne może służyć jako impregnat przeciwogniowy.

Kryształki rosną tak, jak rośliny w ogródku.

Wrzucone do mieszaniny kryształki soli częściowo rozpuszczają się w wodzie, zawartej w mieszaninie. Oddysocjowane jony metali ulegają reakcji z jonami krzemianowymi zawartymi w szkle wodnym, tworząc półprzepuszczalną błonę z trudno rozpuszczalnych w wodzie krzemianów. Woda wnika przez membranę do środka otoczki, co powoduje w konsekwencji przerwanie błony i umożliwienie kolejnym kationom reakcji z jonami krzemianowymi oraz wytworzenie kolejnej otoczki.

Jakie tlenki występują w przyrodzie?



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.

Kamienie szlachetne od zawsze fascynowały ludzi, jednak rzadko kiedy zwraca się uwagę na ich skład chemiczny – część kamieni szlachetnych to tlenki. Być może zafascynowanie kamieniami szlachetnymi choć u części uczniów przełoży się na zafascynowanie tlenkami.

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?

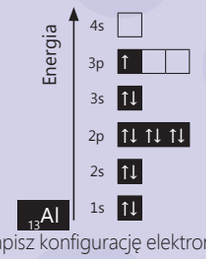
WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

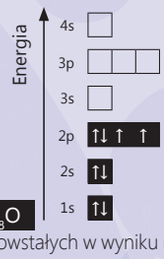
Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kryształ, tlenek, wiązanie jonowe, pasywacja, odmiana polimorficzna, higroskopijny;**
- **jak określa się typ wiązania.**

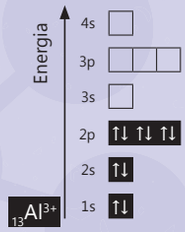
ĆWICZENIE 236.

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.



TLENEK GLINU

Jakie tlenki występują w przyrodzie?

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?

Potrzebne są dwa jony (kationy) glinu i trzy jony (aniony) tlenu.

Skonstruuj wzór strukturalny oraz zapisz wzór sumaryczny powstałego tlenku. $O^{2-}Al^{3+}O^{2-}Al^{3+}O^{2-}$ Al_2O_3

Zapisz i uzgodnij równanie reakcji otrzymywania tlenku glinu.

$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

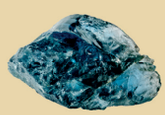
Jak nazywa się samorzutny proces pokrywania warstwy glinu jego tlenkiem? pasywacja

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+}.

„Jan Czochralski (1885-1953) – polski chemik, metaloznawca, wynalazca stosowanej do dzisiaj metody otrzymywania monokryształów krzemu (nazwanej później metodą Czochralskiego), podstawy procesu produkcji mikroprocesorów. Najczęściej cytowany polski uczony we współczesnym świecie techniki.
Interesował się chemią. W wieku 16 lat rozpoczął pracę w aptece, gdzie prowadził eksperymenty naukowe w dziedzinie chemii. W 1904 roku wyjechał do Berlina i rozpoczął pracę w aptece, później zaś w AEG-Kabelwerk Oberspree. Zajmował się określaniem jakości i czystości rud, olejów, smarów, metali, stopów i ich półproduktów oraz rafinowaniem miedzi. Jednocześnie zyskał ogromną wiedzę na temat przyrządzania leków.
Uczęszczał na wykłady chemii specjalnej na Politechnice w Charlottenburgu pod Berlinem jako wolny słuchacz. W 1906 roku rozpoczął pierwszą naukową pracę w laboratorium firmy Kunheim & Co, a rok później w Allgemeine Elektricitäts Gesellschaft. Na Politechnice w Charlottenburgu uzyskał w 1910 roku dyplom inżyniera chemika.
W latach 1911-1914 był asystentem Wicharda von Moellendorffa, z którym opublikował swoją pierwszą pracę poświęconą krystalografii metali. Największy rozgłos przyniosła mu odkryta w 1916 roku metoda pomiaru szybkości krystalizacji metali, wykorzystywana obecnie do produkcji monokryształów krzemu.
W 1917 roku przeniósł się do Frankfurtu nad Menem, gdzie został szefem laboratorium metaloznawczego Metallbank und Metallurgische Gesellschaft AG. Tam opracował i w 1924 roku opatentował bezcynowy stop łożyskowy, który wykorzystano w produkcji panewek do ślizgowych łożysk kolejowych.
W 1924 roku został wiceprzewodniczącym, a w 1925 przewodniczącym Niemieckiego Towarzystwa Metaloznawczego i członkiem honorowym Międzynarodowego Związku Badań Materiałoznawczych w Londynie.
W 1925 roku pojawiła się propozycja powrotu do Polski i objęcia katedry na Politechnice Warszawskiej. Po rozmowach m. in. z prezydentem RP Ignacym Mościckim i na jego osobiste zaproszenie, w 1928 roku powrócił do kraju, rezygnując ze wszystkich pełnionych w Niemczech funkcji i odrzucając propozycję objęcia posady dyrektora nowo powstałej fabryki duraluminium w amerykańskich zakładach Forda. W 1929 roku otrzymał doktorat honoris causa i objął posadę profesora na Wydziale Chemicznym Politechniki Warszawskiej. W 1930 roku uzyskał tytuł profesora zwyczajnego. Czochralski zbudował Instytut Metalurgii i Metaloznawstwa”.

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.

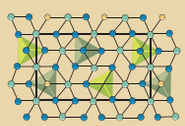
CYRKONIA

Głownia noży ceramicznych wykonana jest z tlenku cyrkonu(IV), co nadaje jej wysoką twardość (ok. 8,5 w skali Mohsa). Ostrze wymaga ostrzenia na tarczy diamentowej, ale wystarczy to robić raz na kilka lat. Noże te są lekkie, nierdzewne, obojętne chemicznie, nie przewodzą prądu elektrycznego i nie oddziałują z polem magnetycznym. Z powodu swoich właściwości wykorzystywane są jako noże kuchenne, ponieważ nie zmieniają smaku i koloru potraw; w nurkowaniu, ponieważ są lekkie i nie rdzewieją nawet w wodzie morskiej; przy rozbrajaniu bomb, ponieważ są niemagnetyczne i nie przewodzą prądu; jako noże „codziennego noszenia".
Głownie ceramiczne są jednak kruche, dlatego nie nadają się do trybowania kości i krojenia zamrożonych potraw. Ostrzem ceramicznym nie można również niczego podważać.
Noże ceramiczne nie są wykrywane przez czujniki metalu, z tego względu mogą stanowić zagrożenie w miejscach, gdzie wnoszenie ostrych przedmiotów jest zabronione.

Aleksandryt ma zdolności do odfiltrowywania różnych części widma światła. W przestrzeni kosmicznej nie istnieje naturalna ochrona przed szkodliwym promieniowaniem ultrafioletowym oraz innymi rodzajami promieniowania kosmicznego.

NÓŻ CERAMICZNY

ALEKSANDRYT



STRUKTURA ALEKSANDRYTU

KAMEA (GEMMA) RZYMSKIEGO CESARZA AUGUSTA WYKONANA Z ONYKSU

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 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.

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).

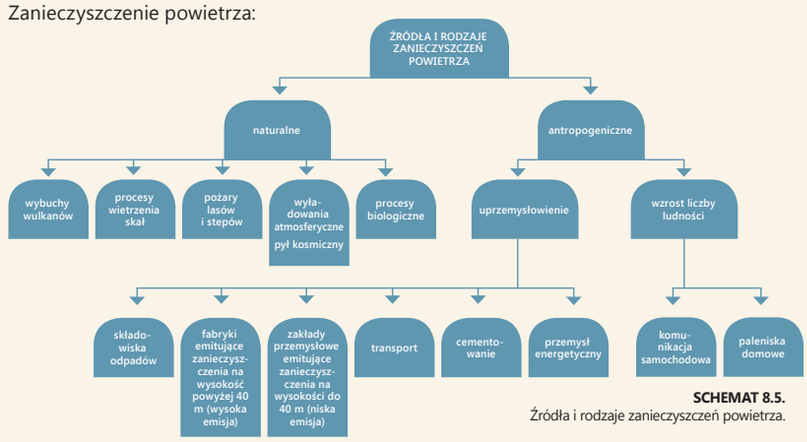
ODPOWIEDZI

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.

! 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.

SÓL KUCHENNA ROZPUSZCZA SIĘ W WODZIE

Do procesów zachodzących w roztworach podczas rozpuszczania należą: rozpuszczanie, solwoliza, dyfuzja, dysocjacja elektrolityczna, adsorpcja powierzchniowa i związane z tym zmiany napięcia powierzchniowego. Dlatego skutki makroskopowe procesu rozpuszczania są trudne do przewidzenia, jako że są one sumą skutków kilku procesów. Z tego również powodu trudno przewidzieć efekty cieplne towarzyszące zjawisku rozpuszczania – czasem następuje wzrost temperatury roztworu, czasem jej spadek, a w zdecydowanej większości przypadków brak jest istotnych efektów termicznych.

Temperatura roztworu jest niższa niż temperatura wody.

Rozpuszczanie azotanu(V) potasu w wodzie jest procesem endoenergetycznym.

Rozpuszczalnikami mogą być różne substancje. To, czy substancja jest w danym rozpuszczalniku rozpuszczalna, zależy zarówno od natury substancji, jak i natury rozpuszczalnika.

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	dobrze	słabo	–	–	dobrze	słabo	–	–
siarka	–	–	słabo	–	–	–	dobrze	–
jod	bardzo słabo	słabo	dobrze	dobrze	bardzo słabo	słabo	dobrze	dobrze

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!

Celem tego podrozdziału jest uporządkowanie podstawowych pojęć dotyczących rozpuszczania, znanych już uczniom z lekcji przyrody, i spojrzenie na proces rozpuszczania z punktu widzenia mikroświata.
Proponowane doświadczenia są bardzo proste i bezpieczne, uczniowie powinni więc wykonywać je samodzielnie – jest to również jedna z umiejętności zapisanych w podstawie programowej.

Pełna i poprawna definicja roztworu brzmi: *mieszanina co najmniej dwóch różnych chemicznie składników, o jednorodnym składzie w całej objętości i molekularnej dyspersji składników, której jednorodność nie ulega zmianie w dowolnie długim czasie.*
Jak widzimy, rzadko który roztwór występujący w przyrodzie spełnia to kryterium (podobnie jak pojęcie gazu doskonałego).
Z jednej strony mamy nietrwałą fizycznie zawiesinę, z drugiej zaś roztwór idealny, a pomiędzy tymi skrajnymi przypadkami: subtelne zwiesiny, roztwory koloidalne, emulsje i mikroemulsje. Nie ma pomiędzy nimi ostrych, zdecydowanie zdefiniowanych granic.

Przygotuj kilka takich samych zlewek, np. o pojemności 100 cm^3. Do każdej ze zlewek nalej po 50 cm^3 wody destylowanej o różnej temperaturze (np. w pierwszej zlewce woda o temperaturze 10°C, w drugiej 20°C, trzeciej 30°C itd.).
Przygotuj także naważki z soli kuchennej o masie 2 g, o takim samym stopniu rozdrobnienia (tyle naważek, ile zlewek).
Przygotuj stoper i mieszadło magnetyczne. Na mieszadle umieść zlewkę z wodą, a następnie wrzuć do niej naważkę soli, jednocześnie włączając stoper. Zanotuj czas, w jakim sól uległa rozpuszczeniu. Powtórz pomiar dla każdej ze zlewek.
Możesz także powtórzyć pomiar dla innej ilości badanej soli albo innej substancji rozpuszczanej.

Kryształki wpadają na dno zlewki, zostawiając fioletowe smugi. $KMnO_4$ utarty w moździerzu natychmiast zabarwia całą wodę.

Stopień rozdrobnienia ma wpływ na szybkość rozpuszczania substancji.

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?

Im wyższa temperatura, tym mniejsza rozpuszczalność 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.

Pole powierzchni dużego kryształu wynosi 6 • 1 cm • 1 cm = 6 cm^2.
Po pokrojeniu na osiem części powierzchnia wzrasta o sześć ścian krojenia: 6 cm^2 + 6 cm^2 = 12 cm^2 (pole powierzchni można także obliczyć, licząc pole powierzchni małego sześcianu i mnożąc przez liczbę tych sześcianów: 0,5 cm • 0,5 cm • 6 • 8 = 12 cm^2).

Kryształki wrzucone do wody opadają na dno naczynia, pozostawiając fioletowe smugi. Na dnie tworzą fioletową warstwę. W zlewce, po zamieszaniu kryształów, cały roztwór przyjął intensywnie fioletowe zabarwienie.

Mieszanie znacznie przyspiesza szybkość rozpuszczania.

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.

Umiejętność porównywania definicji to nie tylko czytanie ze zrozumieniem – to również umiejętność znajdowania elementów wspólnych i różnic oraz porównywania zakresu definicji. Jest ona jednym z elementów strategii IBSE.

W życiu codziennym (również w chemii na poziomie gimnazjum) kryształy traktuje się jako podgrupę w ciałach stałych, jednak dla fizykochemika kryształ to synonim ciała stałego. Jego podstawową cechą jest uporządkowanie elementów, ponieważ właściwości fizykochemiczne kryształu zależą od budowy jego sieci krystalicznej. Porównaj na przykład różnice we właściwościach fizykochemicznych alotropowych odmian niektórych pierwiastków (np. fosforu, siarki, węgla lub tlenu).
W przypadku, gdy brak jest praktycznych oddziaływań pomiędzy cząsteczkami substancji (np. węglowodory parafinowe), mamy do czynienia z substancjami, które fizycznie przypominającą ciało stałe (własny kształt), ale nie posiadającą innych właściwości ciała stałego krystalicznego (ostre topienie, regularna budowa, polimorfizm). Swoimi właściwościami przypominają one raczej ciecz i tak je na ogół traktujemy – jako ciecze o dużej lepkości.

Rys. *Kapiący asfalt. Od początku eksperymentu zapoczątkowanego prawie 100 lat temu spadło zaledwie osiem kropel (autor: John Mainstone).*

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?

Dawna definicja opiera się na obserwacji ze świata makro. Współczesna definicja oparta jest na pomiarach w świecie mikro.

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.

Przykładowo: kryształ chlorku sodu – przezroczyste, bezbarwne sześciany.

Pojęcie równowagi dynamicznej – w podręczniku staramy się trudniejsze pojęcia chemiczne wyjaśniać z zastosowaniem zasad synektyki, jednak to na nauczycielu, który zna dobrze swoja klasę, ciąży główny ciężar wymyślania tego typu przykładów.

Podstawą zrozumienia zjawisk chemicznych jest zrozumienie ich dualizmu: obserwacje zachodzących zmian widzimy w makroświecie, natomiast ich wyjaśnienia szukamy w mikroświecie. Ta dwoistość utrudnia niektórym uczniom zrozumienie chemii, dlatego należy jak najczęściej ćwiczyć z uczniami taki typ rozumowania.

Po chwili następuje błyskawiczna krystalizacja substancji w probówce.

W probówce powstał roztwór przesycony. Aby wywołać krystalizację, potrzebny jest zarodek krystalizacji (np. pocieranie pręcikiem o ścianki zlewki).

Co zachodzi w roztworach wodnych?

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.

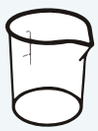
	Kryształ cukru zbudowany jest z bardzo dużej liczby jednakowych cząsteczek cukru. Cząsteczki te są powiązane ze sobą niezbyt silnymi siłami (tzw. siłami van der Waalsa [wan der wausza]). Siły te są dużo słabsze w porównaniu z siłami wiązania pomiędzy atomami w każdej cząsteczce cukru.
Na podstawie opisu 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.

*Przechodzić z kryształu do roztworu.

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).

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.

Na tej zasadzie działa część ogrzewaczy do rąk i butów.

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.

Krystalizacja miodu – w życiu codziennym często spotykamy się z nieprecyzyjnymi terminami chemicznymi oraz nieprecyzyjnym opisem zjawisk fizykochemicznych. Nauczyciel nie zawsze ma czas, by reagować na błędy, pojawiające się choćby w reklamach. Dlatego powinno się wyrobić u uczniów umiejętność samodzielnego krytycznego myślenia, analizowania danych i poszukiwania informacji w czasopismach popularnonaukowych, Wikipedii lub na portalach edukacyjnych.

Jeżeli procesy w makroświecie wyglądają podobnie (np. w tym przypadku ich efektem jest powstanie kryształu), to większość uczniów uważa, że w mikroświecie przebiegają one w identyczny sposób. Umiejętność analizy definicji i na tej podstawie odróżnienia od siebie zjawisk jest niezbędną umiejętnością w toku dalszej nauki. Ćwiczy ona u uczniów analityczne i krytyczne myślenie.

Miód ulega krystalizacji, gdy pojawią się zarodki, np. pył. Często dzieje się tak, gdy miód jest wielokrotnie przelewany.
Z tego powodu nie należy miodu przelewać zbyt często, lecz raczej zamknąć go szczelnie i utrzymywać temperaturę powyżej 20°C oraz zamieszać go od czasu do czasu.
W celu wyeliminowania krystalizacji należy delikatnie podgrzać całość do temperatury 45°C.

Co zachodzi w roztworach wodnych?

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*

Planowanie doświadczeń to jedno z podstawowych zadań w strategii IBSE. Przyrównuje ona proces nauczania do dociekania naukowego, gdzie „dociekanie naukowe to intencjonalny proces polegający na diagnozowaniu problemów, dokonywaniu krytycznej analizy eksperymentów i znajdywaniu alternatywnych rozwiązań, planowaniu badań, sprawdzaniu hipotez, poszukiwaniu informacji, konstruowaniu modeli, dyskusji z kolegami oraz formułowaniu spójnych argumentów". (Llewellyn, D., *Inquire Within: Implementing Inquiry-Based Science Standards*, Corwin Press, 2002).

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).

Do zlewki nalej około 100 cm^3 wody destylowanej o temperaturze 20°C. Kontrolując cały czas temperaturę, dodawaj porcjami rozdrobniony cukier, aż do momentu, gdy nie będzie chciał się rozpuszczać i na dnie naczynia pozostanie osad z nierozpuszczonego cukru. Pozostaw mieszaninę przez jakiś czas w temperaturze 20°C. Zważ czystą i suchą zlewkę, a następnie przesącz do niej mieszaninę. Zważ zlewkę z mieszaniną. Odparuj ostrożnie całą wodę z mieszaniny. Zważ zlewkę ponownie. Oblicz masę cukru w zlewce oraz masę odparowanej wody. Oblicz rozpuszczalność cukru w wodzie.

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.

Cukier dobrze rozpuszcza się w wodzie.
Odparowanie wody należy prowadzić powoli, w niezbyt wysokiej temperaturze.
Rozpuszczalność można obliczyć, znając masę pustej zlewki, zlewki z roztworem cukru oraz masę zlewki z cukrem po odparowaniu wody.

Przypomnij sobie, jak badałeś/badałaś rozpuszczalność gazów, a konkretnie tlenku węgla(IV), w zależności od temperatury.

Czy wiesz, jak można wykonać ten pomiar ilościowo?

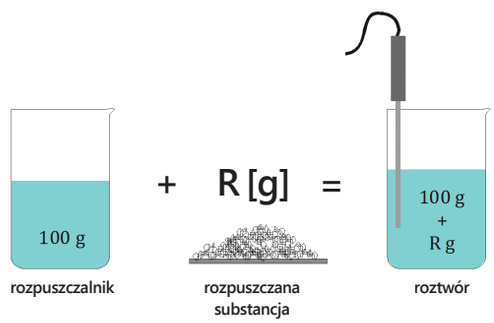
Weź dwie nowe plastikowe butelki wody mineralnej tej samej firmy i tej samej wielkości. Jedna woda powinna być gazowana, a druga niegazowana. Ściśnij obie butelki. Czym się różnią? Wyjaśnij zjawisko.

W butelkach z wodą gazowaną jest większe ciśnienie.

! ZAPAMIĘTAJ

ROZPUSZCZALNOŚĆ większości **CIAŁ STAŁYCH** wzrasta wraz ze wzrostem temperatury (i praktycznie nie zależy od ciśnienia).

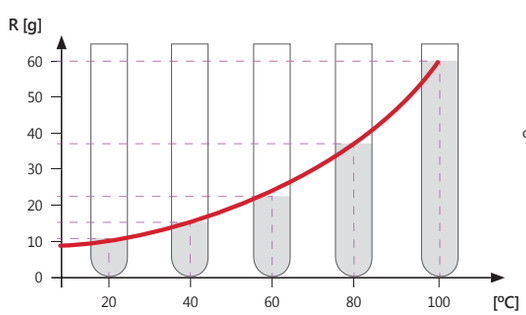
ROZPUSZCZALNOŚĆ GAZÓW maleje wraz ze wzrostem temperatury i wzrasta wraz ze wzrostem ciśnienia.



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.

Uczniowie powinni umieć odczytywać dane zarówno z tabel, jak i z wykresów.

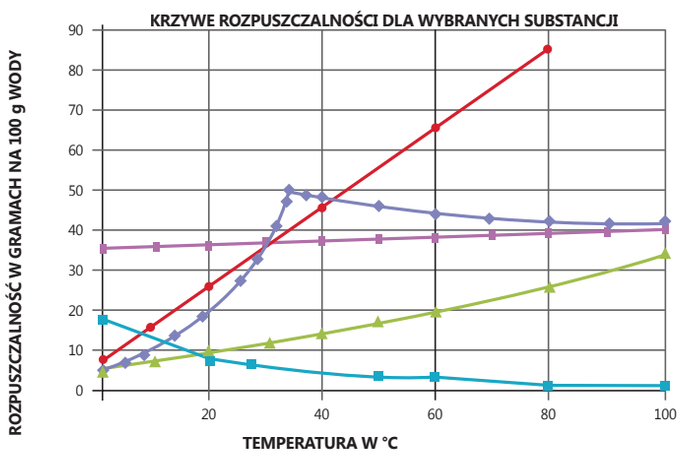
Te same dane mogą być przedstawione w tabeli.

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.

- Na_2SO_4 (siarczan(VI) sodu)
- NaCl (chlorek sodu – sól kuchenna)
- $Ba(NO_3)_2$ (azotan(V) baru)
- $Ce_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$ (nonahydrat siarczanu(VI) ceru(III))
- Na_2HAsO_4 (ortowodoroarsenian(V) sodu)

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?

Podstawowym celem tego podrozdziału jest zapoznanie uczniów z krzywymi rozpuszczalności i nauczenie ich odczytywania danych z wykresu, a także obliczanie prostych zadań stechiometrycznych w oparciu o krzywe rozpuszczalności.

Umiejętność wyciągania ogólnych wniosków z danych (np. wykresu) jest znacznie trudniejsza niż wyciąganie wniosków z pojedynczych zdarzeń. Dlatego należy ćwiczyć ją z uczniami tak często, jak to tylko możliwe.

W większości przypadków rozpuszczalność nie zależy od temperatury w sposób liniowy. Generalnie rozpuszczalność ciał stałych w wodzie rośnie wraz ze wzrostem temperatury, ale są od tego odstępstwa. Zależność rozpuszczalności od temperatury jest charakterystyczna dla poszczególnych substancji.

Umiejętność odczytywania danych z wykresu powinni nabyć wszyscy uczniowie. Osoby z dysgrafią miewają natomiast niekiedy kłopoty z określaniem kierunków, co może przekładać się na kłopoty z odczytywaniem danych z wykresu.

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	R = 19 g/100 g wody
NaCl	R = 36 g/100 g wody
$Ba(NO_3)_2$	R = 10 g/100 g wody
$Ce_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$	R = 9 g/100 g wody

Odczytaj z wykresu, ile gramów poszczególnych substancji rozpuści się, gdy woda będzie miała temperaturę 10°C:

Na_2SO_4	R = 9 g/100 g wody
NaCl	R = 35,5 g/100 g wody
$Ba(NO_3)_2$	R = 7 g/100 g wody
$Ce_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$	R = 13 g/100 g wody

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:

Proporcje są naturalną metodą rozwiązywania tego typu zadań, nie wymagają bowiem zapamiętania wzorów, tylko logicznego myślenia.

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.

W tym podrozdziale staramy się pokazać wszystkie typy zadań, jakie są oparte o wykresy rozpuszczalności.
Uczniów należy zawsze uprzedzić, jakich informacji, wiadomości i umiejętności będziemy od nich wymagać, na przykład na sprawdzianie.

Należy przyzwyczaić uczniów do tego, że w zadaniach na stężenie procentowe nie muszą znać związku (czasem nawet jego wzór nie jest potrzebny), by poprawnie rozwiązać zadanie.

ĆWICZENIE 247.

W zeszycie wykonaj analogiczne obliczenia dla 250 g wody.

Jeżeli w 100 g wody w 20°C rozpuszcza się 18 g siarczanu(VI) sodu, to w 250 g wody w 20°C rozpuszcza się x g siarczanu(VI) sodu, stąd obliczamy x:
x = (250 • 18)/100 = 45 g.

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 · 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.

W 25 g wody:
- 60 g siarczanu(VI) sodu.

w 100 g wody:
- x g siarczanu(VI) sodu.

x = 240 g
Porównując otrzymany wynik z krzywą rozpuszczalności, można stwierdzić, że nie można rozpuścić 60 g siarczanu(VI) sodu w 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 NaCl w 100°C wynosi 40 g.
Natomiast rozpuszczalność NaCl w 0°C wynosi 36 g.
Wytrącą się 4 g kryształków.

Należy unikać sformułowania nierozpuszczalne.

Co zachodzi w roztworach wodnych?

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
rozpuszczalny	praktycznie nierozpuszczalny	rozpuszczalny	rozpuszczalny	praktycznie nierozpuszczalny

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.

Inny przebieg procesu rozpuszczania cukru spożywczego i soli kuchennej ukazuje, że znajomość budowy wewnętrznej substancji (wiązań, jakie występują w danym związku chemicznym) jest niezbędna, by móc przewidzieć zachowanie danej substancji.

cząsteczek

wody

szybko

wybijać

więcej

cukru

A KIEDY CIĘ POCAŁUJĘ,
TRZY DNI W GĘBIE CUKIER CZUJĘ.

JAN KOCHANOWSKI, „PIEŚŃ ŚWIĘTOJAŃSKA O SOBÓTCE, PANNA XI"

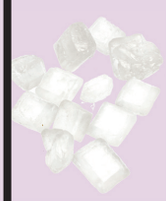
9.4. CZY CUKIER SPOŻYWCZY I SÓL KUCHENNA ROZPUSZCZAJĄ SIĘ W WODZIE TAK SAMO?

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 ___.

mocnymi siłami

słabsze

Uderzają

energię

przechodzić

wody

malał

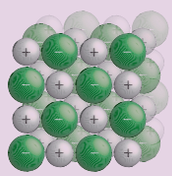
Po raz kolejny przypominamy wewnętrzną budowę atomu, rozkład elektronów w chmurze elektronowej i tworzenie wiązań – w tym wypadku jonowych.

Wzór strukturalny: Na^+ Cl^-.
Wzór sumaryczny: NaCl.

Co zachodzi w roztworach wodnych?

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.

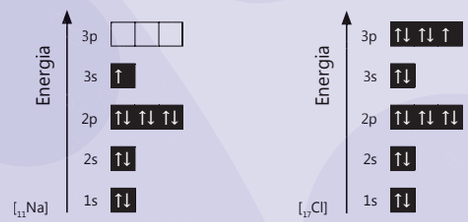
W wyniku rozpuszczania cukru spożywczego w wodzie powstaje mieszanina jednorodna, w której skład wchodzą cząsteczki wody i cząsteczki cukru.

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.

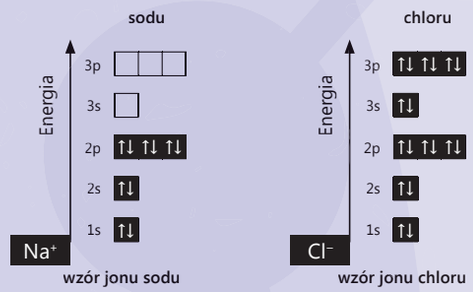
Przypomnij sobie informacje z lekcji 1.5.

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.

CZY CUKIER SPOŻYWCZY I SÓL KUCHENNA ROZPUSZCZAJĄ SIĘ W WODZIE TAK SAMO?

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^-.

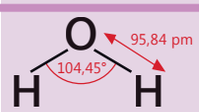
Z uwagi na fakt, że kryształ chlorku sodu jest zbudowany z jonów mechanizm jego rozpuszczania jest bardziej złożony.

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:

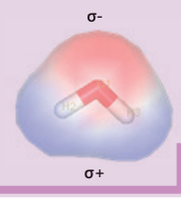
$$NaCl \xrightarrow{woda} Na^+ + Cl^-.$$

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.

Można powtórzyć wcześniejsze ćwiczenia przedstawiające, w jaki sposób powstała cząsteczka wody, jakie wiązania w niej występują i dlaczego ma budowę kątową (hybrydyzacja).

Aby nie wprowadzać terminów niezrozumiałych dla uczniów, lepiej posługiwać się terminem dysocjacja jonowa (zamiast elektrolityczna). Nie wprowadzamy pojęcia elektrolitu, ponieważ nie ma go w podstawie programowej i nie jest ono niezbędne na tym etapie edukacji.

Przygotuj dwie zlewki z wodą destylowaną, sól kuchenną oraz cukier, a także przyrząd do badania przewodnictwa prądu (lub zmontuj obwód elektryczny, złożony z dwóch grafitowych elektrod, żarówki oraz źródła prądu stałego, np. baterii o maksymalnym napięciu 9V). Sprawdź przewodnictwo prądu przez wodę destylowaną, a następnie przez roztwór cukru i roztwór soli kuchennej.

Prąd przewodzi jedynie roztwór soli kuchennej.
Wodny roztwór soli zawiera jony, gdyż przewodzi prąd elektryczny. Brak przewodnictwa prądu przez roztwór cukru świadczy o braku jonów w roztworze.

Ćwiczenie pisania równań dysocjacji na prostych, binarnych związkach jonowych upraszcza późniejszą naukę pisania równań dysocjacji dla bardziej skomplikowanych związków: wodorotlenków, soli kwasów tlenowych i organicznych.

Uczniowie powinni umieć napisać równania dysocjacji prostych związków binarnych, mając podane ich wzory sumaryczne i mając przed oczyma powyższe wzory równań reakcji (można wykonać odpowiednie plansze).

$KBr \xrightarrow{woda} K^+ + Br^-$
$CaCl_2 \xrightarrow{woda} Ca^{2+} + 2Cl^-$
$FeCl_3 \xrightarrow{woda} Fe^{3+} + 3Cl^-$
$Na_2S \xrightarrow{woda} 2Na^+ + S^{2-}$

Co zachodzi w roztworach wodnych?

Warunkiem dysocjacji związku jest jego dobra rozpuszczalność w wodzie!

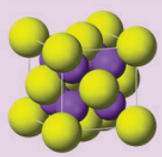
SIARCZEK POTASU

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.

Celem tego podrozdziału jest wprowadzenie pojęć: roztwór nasycony, roztwór nienasycony i roztwór przesycony, a także podziału na roztwory właściwe, koloidalne oraz zawiesiny.
W dalszym procesie nauczania tę wiedzę wykorzystuje się dość rzadko. Najczęściej pojawia się ona na sprawdzianach, w postaci zadań dotyczących roztworu nasyconego.

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:

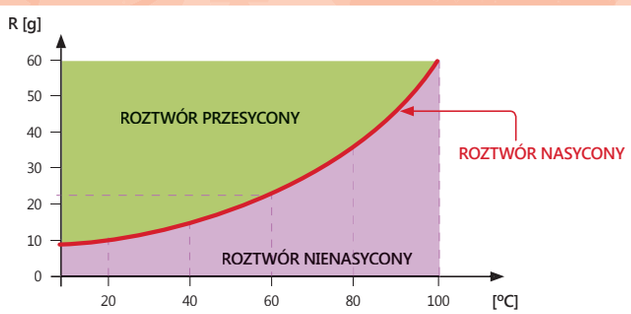
- **definicje pojęć: roztwór, mieszanina, mieszanina jednorodna, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczana;**
- **jak odczytuje się dane z wykresu rozpuszczalności i tabeli rozpuszczalności.**

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.

Pojęcie równowagi dynamicznej wprowadzaliśmy już wcześniej, używając przykładu synektycznego, tj. porównując ją do tłoku w sklepie, panującego w godzinach szczytu. Należy przypomnieć uczniom to porównanie lub użyć innego.

! 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.

Rozpuszczalność azotanu(V) baru w temperaturze 60°C wynosi 20 g/100 g wody. Rozpuszczalność azotanu(V) baru w temperaturze 20°C wynosi 10 g/100 g wody. W 100 g wody rozpuści się 20 g azotanu(V) baru w temperaturze 60°C. Po obniżeniu temperatury do 20°C w roztworze pozostanie 10 g azotanu(V) baru. W postaci kryształów wydzieli się więc 20 – 10 = 10 g azotanu(V) baru.

Rozumowanie to należy uczniom wyjaśnić, pokazując im odpowiednie wartości na powyższym wykresie.

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.

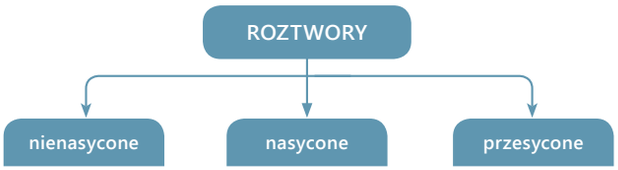
Ochładzając roztwór nasycony sporządzony w wyższej temperaturze, spowodujemy, że chwilowo osiągniemy nietrwały stan, w którym substancji rozpuszczonej będzie więcej niż w tych warunkach w roztworze nasyconym. Będzie to tzw. roztwór przesycony. Jak stwierdziliśmy, jest to nietrwały stan i w szybkim czasie 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, roztwór nienasycony
43 g związku, roztwór nasycony
50 g związku. roztwór przesycony

Z krzywej rozpuszczalności wynika, że rozpuszczalność Na_2SO_4 wynosi 43 g/100 g wody.

ĆWICZENIE 256.

Zaproponuj, w jaki sposób można z roztworu nasyconego zrobić roztwór nienasycony, a także w jaki sposób z roztworu nienasyconego otrzymać roztwór nasycony.

W większości przypadków, aby z roztworu nasyconego zrobić roztwór nienasycony, można dodać rozpuszczalnika lub podnieść temperaturę roztworu.
W większości przypadków, aby z roztworu nienasyconego zrobić roztwór nasycony, można dodać substancji rozpuszczonej, odparować rozpuszczalnik lub obniżyć temperaturę roztworu.

$1\ nm = 10^{-9} m$

Roztwory można też podzielić ze względu na wielkość cząsteczek rozpuszczonych.

Uczniowie nie muszą znać wielkości cząsteczek, które to wielkości powodują klasyfikację do danej grupy roztworów.

SCHEMAT 9.2. Podział roztworów ze względu na wielkość cząsteczek rozpuszczonych.

ROZPRASZANIE ŚWIATŁA W LESIE

ROZPRASZANIE ŚWIATŁA W GOTYCKIEJ KATEDRZE

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.

Wiązka światła przechodzi przez roztwór soli niewidoczna. W roztworze białka ulega zaś rozproszeniu.

Roztwór białka wykazuje efekt Tyndalla; jest to roztwór koloidalny. Roztwór soli jest roztworem właściwym.

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.

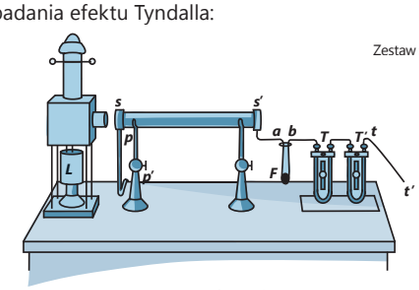
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

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.

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.

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].

W zależności od ośrodka rozpraszającego i substancji rozproszonej można wyróżnić następujące rodzaje układów koloidalnych:

		SUBSTANCJA ROZPRASZANA		
		Gaz	Ciecz	Ciało stałe
Ośrodek rozpraszający	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.

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.

Do słoika wbijamy jajko, dodajemy $\frac{1}{3}$ łyżeczki soli, $\frac{1}{2}$ łyżeczki cukru, szczyptę pieprzu, 1 łyżeczkę musztardy, 1 łyżkę soku z cytryny (lub octu) i na koniec wlewamy 200 cm^3 oleju. Miksujemy.

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, woda w kałuży, woda z mąką, niektóre leki
- roztworów rzeczywistych, herbata, sok, posolona woda
- układów koloidalnych. żelatyna, białka, skrobia

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%?

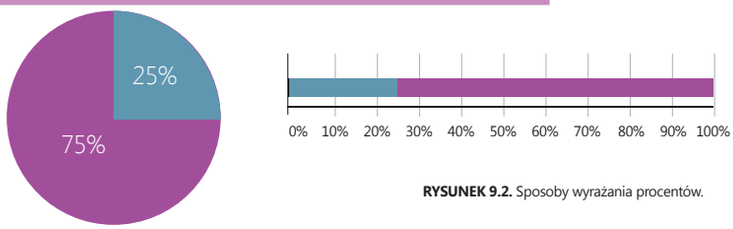
WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

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.

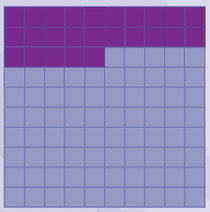
Różnorodność zapisu procentów sprawia niekiedy trudności uczniom z dyskalkulią i dysgrafią.



RYSUNEK 9.2. Sposoby wyrażania procentów.

ĆWICZENIE 259.

Przerysuj poniższe zakratowane pole do zeszytu, zaznacz na nim 25%.



Każdy ze sposobów zapisu jest poprawny, jednak niektóre można łatwiej odczytać.

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?

Na zrozumienie chemii bardzo wielki wpływ mają nasze codzienne doświadczenia z nią związane. Na przykład to, że syrop jest stężonym roztworem sacharozy w wodzie (ponad 60%) jeszcze logicznie rozumiemy, ale czemu spirytus to 96% roztwór etanolu w wodzie, a nie 4% roztwór wody w etanolu? Co w tym przypadku jest rozpuszczalnikiem, a co substancją rozpuszczaną?
Czy w przypadku dwóch cieczy ma sens określanie, która z nich to stanowi rozpuszczalnik, a która substancję rozpuszczoną? Jeśli uznamy, że dla dwóch cieczy nie określamy funkcji rozpuszczalnika, to co zrobimy np. z roztworem fenolu w wodzie (w 20°C to roztwór ciała stałego w wodzie, ale w 45°C to już roztwór ciecz-ciecz)?

Do wykonania doświadczenia potrzebne będą: cylinder miarowy o pojemności 100 cm^3, waga laboratoryjna, zlewka o pojemności 150 cm^3, bagietka szklana, szkiełko zegarkowe lub sączek.
W 100 g roztworu o stężeniu 5% znajduje się 5 g cukru oraz 95 g wody. W celu sporządzenia roztworu, w cylindrze miarowym odmierz 95 cm^3 wody (co odpowiada masie 95 g) i przelej do zlewki. Na wadze połóż sączek lub szkiełko zegarkowe, wytaruj wagę, a następnie odważ 5 g cukru. Przesyp cukier do zlewki. Wymieszaj zawartość zlewki bagietką szklaną. Mieszaj aż do całkowitego rozpuszczenia kryształków cukru.

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!

Umiejętność rozwiązywania zadań dotyczących stężenia procentowego roztworów jest bardzo ważna. Należy zwrócić uwagę, jak tego typu zadania rozwiązywane są na lekcjach matematyki i ustalić wspólny sposób prowadzenia obliczeń.

Należy zwracać uwagę uczniów na to, że możemy mówić o opisie jakościowym i ilościowym.

Należy przyzwyczaić uczniów do tego, aby zadania dotyczące stężenia procentowego rozwiązywali, wykorzystując definicję i proporcję, a nie wzór. Wzór można zapomnieć, ale jeżeli nauczymy uczniów właściwego sposobu rozumowania, będą zawsze potrafili rozwiązać tego typu zadania.

Roztwór ma być 7%, co oznacza, że jest w nim 7 g kwasku cytrynowego w 100 g roztworu, czyli:
x g kwasku cytrynowego w 250 g roztworu wynosi:
x = (7 • 250)/100 = 17,5 g.

Zważ pustą parownicę. Dodaj 50 g roztworu 5%. Ponownie zważ parownicę po odparowaniu wody. Oblicz masę cukru. Powinno pozostać 2,5 g cukru.

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%.

Objętość wody równa 20 cm^3 odpowiada masie wody równej 20 g (gęstość wody wynosi 1 g/cm^3). Masa kwasku cytrynowego to 2 g. Po zmieszaniu składników powstaną 22 g roztworu (20 g wody + 2 g kwasku cytrynowego).
Skoro w 22 g roztworu są zawarte 2 g kwasku cytrynowego, to w 100 g roztworu zawarte będzie x g kwasku cytrynowego:
x = (2 g • 100 g) : 22 g,
x = 9,1 g.
Stężenie procentowe roztworu wynosi 9,1%.

Roztwory o podanym stężeniu molowym przygotowuje się znacznie prościej niż roztwory o podanym stężeniu procentowym.

Jeżeli chcemy otrzymać dwumolowy roztwór KI (jodku potasu), musimy odważyć dwa mole KI. W tym celu obliczamy masę jednego mola (masę molową) KI, która wynosi 166 g. Skoro jeden mol to 166 gramów, to dwa mole będą stanowić masę 332 g. Taką masę KI odważamy na wadze.
Następnie odważoną próbkę należy przenieść do kolby miarowej o pojemności 1000 cm^3 i dopełnić do kreski wodą destylowaną.

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: $x = \frac{10 \cdot 100}{110} = 9\%$.

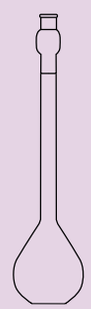
Odpowiedź: stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu(V) baru wynosi 9%.

Tego typu zadania uważa się za trudne (pojawiają się na olimpiadach i testach), ponieważ wymagają dwóch umiejętności: odczytywania danych z wykresów rozpuszczalności i obliczania stężenia procentowego.

Oprócz stężenia procentowego chemicy używają innych jednostek wyrażania stężeń. Najczęściej używanym jest stężenie wyrażone w mol/dm^3, czyli stężenie molowe.

! ZAPAMIĘTAJ

STĘŻENIE MOLOWE to liczba moli substancji rozpuszczonej w 1 dm^3 (w 1000 cm^3) roztworu. Symbol c_m.



KOLBA MIAROWA

Ponieważ wprowadzenie pojęcia mola jest konieczne (z uwagi na odczytywanie równań reakcji związków o wiązaniach jonowych i obliczanie mas molowych, trudno mówić o masie cząsteczkowej w przypadku związków o wiązaniach jonowych), wprowadzenie stężenia molowego wynika niejako z tego faktu. Nie jest to materiał obowiązkowy. Dobrze jest jednak przypomnieć uczniom to pojęcie.

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.

Rozdział ten ma charakter powtórzeniowy. Przypominamy w nim informacje o mieszaninach i o sposobach ich rozdzielania.
Staramy się również zwrócić uwagę uczniów na to, że cały otaczający nas świat to mieszaniny i związki chemiczne.

węglowodorów

mieszaniny

rozdzielić

wrzenia

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.

kopaliną

destylacja frakcyjna

Przypomnienie informacji pochodzących z rozdziału 6.7. 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 i tym bardziej lotne frakcje są odbierane. Na szczycie kolumny, gdzie odprowadzane są składniki gazowe, panuje temperatura około 20°C.

Olszewski

1883

węgla

gazu

kaskadowej

następnego

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).

Wróblewski

tlen

temperaturach

kilka

nałożenie

silniej

spolaryzowane

dwa

tlenu

104,45°

ĆWICZENIE 266.

Uzupełnij ustnie tekst (skorzystaj z informacji z lekcji 1.5. i 5.3.).

Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, z których 2 są niesparowane. Z tego wynika, że atom tlenu może zaangażować 2 elektrony do tworzenia wiązania, natomiast atom wodoru 1. Z tego powodu z 1 atomem tlenu połączą się 2 atomy wodoru. Połączone ze sobą 2 atomy wodoru i 1 atom tlenu utworzyły nową cząsteczkę - wody.

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 2 wiązania z 2 atomami wodoru, a także będzie zawierał 2 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.

uwspólnienie

tlenu

walencyjnych

dwie

pary elektronowe

kątowy

Po pewnym czasie na ściankach zlewki osadzają się pęcherzyki gazów.

Może to być tlen, a także chlor używany do uzdatniania wody. Wydzielają się one, ponieważ woda w kranie ma zwykle niższą temperaturę niż temperatura otoczenia, a rozpuszczalność gazów w wodzie maleje wraz ze wzrostem temperatury.

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.

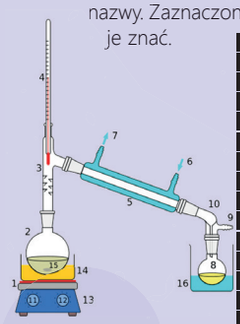
Woda występująca w przyrodzie nie jest substancją czystą chemicznie (tzn. że nie zawiera tylko i wyłącznie cząsteczek H_2O). Ponieważ woda jest bardzo dobrym rozpuszczalnikiem, rozpuszczone są w niej różne substancje, zarówno gazowe, ciekłe, jak i stałe.

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.



4	A.	Termometr.
8	B.	Odbieralnik.
1	C.	Płyta grzewcza (źródło ciepła).
3	D.	Nasadka destylacyjna.
7	E.	Oliwka – wylot wody.
2	F.	Kolba.
15	G.	Roztwór do destylacji, mieszadełko, kamyczki wrzenne.
13	H.	Mieszadło.
5	I.	Chłodnica.
6	J.	Oliwka – wlot wody.
11	K.	Regulacja temperatury.
9	L.	Oliwka (do próżni lub gazu obojętnego).
12	M.	Regulacja obrotów mieszadła.
10	N.	Łącznik destylacyjny.
16	O.	Chłodzenie destylatu.
14	P.	Łaźnia (wodna, olejowa, piaskowa).

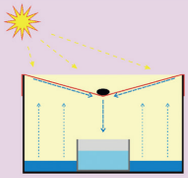
Kamień kotłowy w powiększeniu

Po odparowaniu, na dnie zlewek pozostał osad.

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.

Woda mineralna oraz woda z kranu to mieszaniny jednorodne.

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.

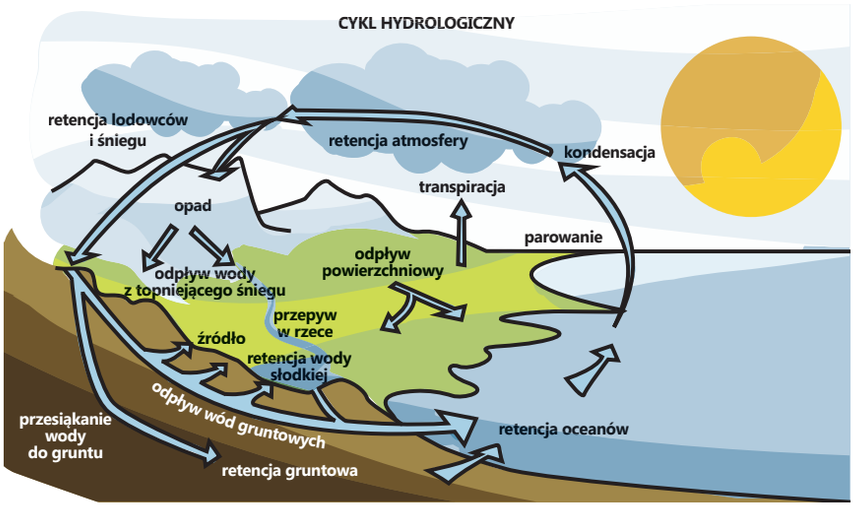
Obieg wody na Ziemi to tzw. cykl hydrologiczny. Obejmuje on procesy zachodzące w:
- hydrosferze (parowanie, kondensacja, opady, transport wilgoci (pary wodnej)),
- litosferze (wsiąkanie, spływ podziemny i powierzchniowy),
- biosferze (pobieranie wody i jej oddawanie – proces transpiracji).

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).

Program do tworzenia komiksów: **ragemaker.net**.

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

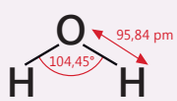
1. Zdolność do rozpuszczania się różnych substancji w wodzie bada się, wrzucając niewielką ilość badanej substancji do wody, a następnie ją mieszając.

! 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.

2. BUDOWA CZĄSTECZKI WODY



KĄT POMIĘDZY WIĄZANIAMI W CZĄSTECZCE WODY WYNOSI 104,45°

ROZKŁAD ŁADUNKU W CZĄSTECZCE WODY

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 ulegaja 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.

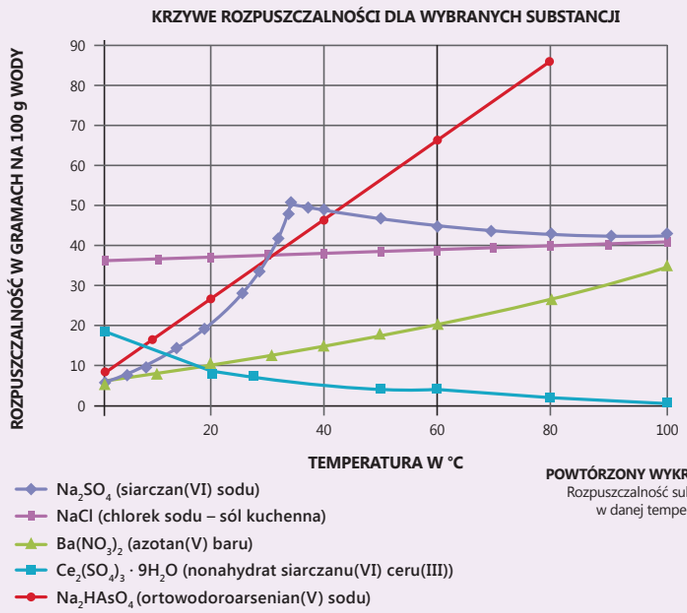
ROZTWÓR PRZESYCONY – roztwór, w którym w danych warunkach (temperatury i ciśnienia) jest rozpuszczone więcej substancji niż w tych samych warunkach w roztworze nasyconym. Jest to stan nietrwały.

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 · 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 · 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.

Celem kolejnych rozdziałów jest wytworzenie poprawnych konotacji dotyczących pojęcia kwas. Jest to o tyle trudne, że chemiczne znaczenie tego pojęcia dość mocno różni się od jego znaczeń potocznych.
Definiujemy termin kwas, stosując teorie Brønsteda, ponieważ jest ona wystarczająca nie tylko w nauczaniu chemii w szkole średniej, ale i na studiach.

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?

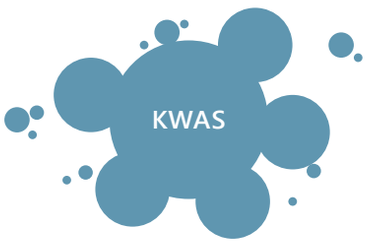
WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

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.

Mapa myśli, czyli mapa dowolnych skojarzeń. Jeżeli mamy w klasie tablicę interaktywną, lub w ostateczności komputer z rzutnikiem, można spróbować utworzyć wspólnie z uczniami interaktywną mapę myśli. Następnie, na każdej kolejnej lekcji, powinniśmy ją porządkować i uzupełniać. W ten sposób otrzymamy pod koniec poprawną mapę pojęcia kwas.



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.

Między innymi: teoria Arrheniusa, teoria Brønsteda – Lowry'ego, teoria Lewisa, teoria rozpuszczalnikowa, teoria Luxa – Flooda, koncepcja twardych i miękkich zasad oraz kwasów.

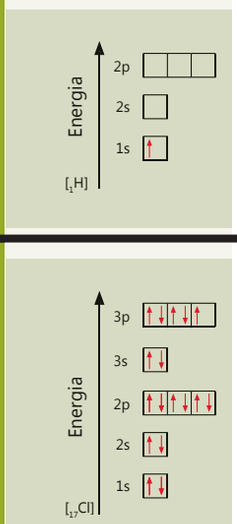
Kwas oleinowy lub stearynowy nie mają kwaśnego smaku, a ma go np. tzw. kwaśna woda, czyli wodny roztwór hydroksyetanianu glinu $Al(OH)(CH_3COO)_2$.

pojedyncze

silniej

przesunięta

spolaryzowane



ĆWICZENIE 269.

Przeczytaj i uzupełnij ustnie tekst (skorzystaj z informacji z lekcji 5.1.).

Z układu okresowego możemy odczytać, że atom wodoru może uwspólniać 1 elektron. Natomiast atom chloru może ..... 1, 3, 5, 7 lub przyjmować 1 elektron (chlor wykazuje różne wartościowości w zależności od substancji, z którą reaguje). W reakcji z wodorem atom chloru jest 1 wartościowy – uwspólnia 1 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 1 .

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 ..... .

Polaryzację wiązania można graficznie oznaczać na kilka sposobów, uwzględniając wolne pary elektonowe:

δ+ δ–

H–Cl

H→Cl

albo pomijając je:

δ+ δ–

H–Cl

H→Cl

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.

uwspólniać

jednakowej

spolaryzowane

dipolem

Smak lekko kwaśny, uniwersalny papierek wskaźnikowy barwi się na czerwono.

Uniwersalny papierek wskaźnikowy wskazuje na obecność kwasu. Badana substancja wykazuje odczyn kwasowy.

Woda destylowana jest bez smaku. Nie zmienia barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Woda nie wykazuje odczynu kwasowego.

Suchy papierek z zielenią malachitową nie zmienia barwy.
Mokry papierek z zielenią malachitową zmienia barwę na żółtą.

Za zmianę barwy papierka odpowiedzialny jest produkt reakcji chlorowodoru z wodą.

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?

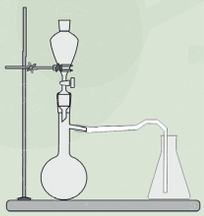
Odczyn roztworu.

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).

Omawiając budowę zestawu, należy zapytać uczniów, czy erlenmajerka jest zamontowana poprawnie i czy nie powinna być zamontowana dnem do góry. Należy również zadać pytanie, czy uczniowie potrafią to uzasadnić (najlepiej za pomocą obliczeń).

Papierek z zielenią malachitową zmienia barwę na żółtą. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia barwę na czerwoną.

Omawiając dysocjację kwasu solnego, należy posługiwać się rysunkami umieszczonymi obok. Ukazują one, że proton nie jest samoczynnie oddawany przez kwas (jak to błędnie sugeruje teoria Arrheniusa), ale jest zabierany (w tym przypadku przez cząsteczkę wody).
Sam proton (H^+) jest tak reaktywny, że nie może samodzielnie istnieć.
Natomiast doświadczalnie stwierdzono istnienie jonów H_3O^+.

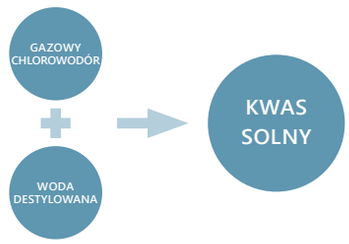
Jakie właściwości mają kwasy?

DOŚWIADCZENIE 147.

WYKONANIE

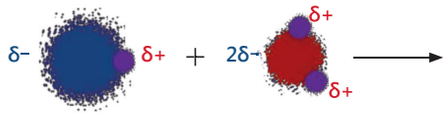
Do kolby z chlorowodorem nalej niewielką ilość wody destylowanej i jej zawartość dokładnie wytrząśnij. Do otrzymanego roztworu wprowadź najpierw papierek nasycony zielenią malachitową, a następnie uniwersalny papierek wskaźnikowy.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj 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.

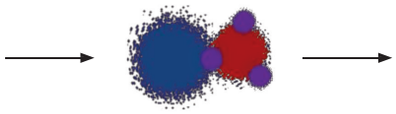


SCHEMAT 10.2. Sposób powstawania kwasu solnego.

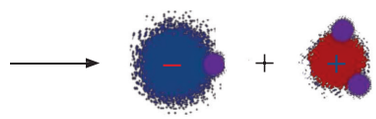
W cząsteczkach chlorowodoru i wody występują wiązania atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane. Oba rodzaje cząsteczek są dipolami. W obydwu cząsteczkach na atomach wodoru występuje cząstkowy ładunek dodatni (mniejszy niż w jonie), a na atomach tlenu i chloru występuje cząstkowy ładunek ujemny (mniejszy 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.

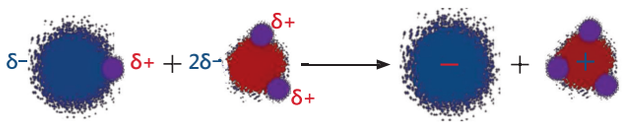


W tym nietrwałym połączeniu na wspólny atom wodoru, pochodzący od chlorowodoru, teraz silniej niż atom chloru oddziałuje atom tlenu. Dlatego następuje rozerwanie połączenia wody i chlorowodoru. W jego wyniku chmura elektronowa pochodząca od atomu wodoru pozostanie przy atomie chloru, a samo jądro atomu 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.

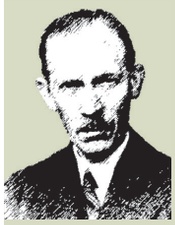
Obecność jonów oksoniowych w roztworze kwasu solnego spowodowała, że:

- 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.

Nasza wieloletnia praktyka nauczycielska i prowadzone badania wykazały, że uczniowie nie mają żadnych kłopotów ze zrozumieniem teorii Brønsteda – o ile jest to pierwsza teoria kwasów i zasad, z jaką się spotykają. Uczenie metodą tradycyjną, najpierw przestarzałej teorii Arrheniusa, a dopiero później teorii Brønsteda, powoduje transfer ujemny u uczniów i utrudnia im zrozumienie tej teorii. Dlatego należy całkowicie pominąć teorię Arrheniusa!

Uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze chlorku sodu nie zmienia barwy.
Uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze kwasku cytrynowego zmienia barwę na czerwoną.

Za zmianę barwy wskaźnika odpowiedzialne są jony oksoniowe H_3O^+.

Ponieważ w podstawie programowej wymieniona jest teoria Arrheniusa, podajemy zapis dysocjacji HCl zgodny z wyobrażeniami tej teorii. Lepiej byłoby jednak poinformować uczniów o archaiczności tego zapisu. Kolejność wprowadzania teorii (ze względu na transfer ujemny) musi być taka, jak zaprezentowano to w podręczniku (najpierw Brønsted, potem ewentualnie Arrhenius).

Kwas fluorowodorowy:
$HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$
$HF \xrightarrow{H_2O} H^+ + F^-$

Kwas bromowodorowy:
$HBr + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Br^-$
$HBr \xrightarrow{H_2O} H^+ + Br^-$

Kwas jodowodorowy:
$HI + H_2O \rightarrow H_3O^+ + I^-$
$HI \xrightarrow{H_2O} H^+ + I^-$

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?

Cel eksperymentu:
Zbadanie, czy wszystkie kwasy wykazują kwaśny smak.
Hipoteza:
Wszystkie kwasy mają kwaśny smak.
Wykonanie:
Przygotuj małe kubeczki jednorazowego użytku i nalej do nich niewielkie porcje badanych substancji lub ich wodnych roztworów (uwaga! użyj tylko substancji przeznaczonych do celów spożywczych, z oryginalnych opakowań): kwasku cytrynowego, octu, witaminy C, oliwy z oliwek, oleju rzepakowego, oleju słonecznikowego. Spróbuj smaku niewielkich ilości badanych substancji.
Obserwacje:
Kwaśny smak zaobserwowano w przypadku kwasku cytrynowego, octu oraz witaminy C. Oleje oraz oliwa z oliwek nie wykazywały kwaśnego smaku.
Wnioski:
Hipoteza została obalona. Nie wszystkie substancje, które są kwasami, mają kwaśny smak.

Gdy w roztworze stężenie jonów H_3O^+ jest niewielkie, nie czujemy kwaśnego smaku roztworu, a papierek uniwersalny nie zmienia barwy.

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:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-.$$

Głównym celem tego podrozdziału jest uzmysłowienie uczniom, że za kwaśny smak odpowiadają jony oksoniowe. Jest to kolejny przykład tego, jak mikroświat wpływa na świat odbierany naszymi zmysłami. Należy też uświadomić uczniom, że nie każda substancja mająca w nazwie słowo kwas ma kwaśny smak, a także że istnieją substancje, które mają smak kwaśny, mimo że ich nazwy są inne. W rozdziale tym wprowadzamy ogólne równanie dysocjacji, które będziemy ćwiczyć na kolejnych lekcjach.

Proponujemy wykonanie plakatu „Kwasy dookoła nas", by uczniowie zauważyli, jak wiele kwasów nas otacza.

Uczniowie w gimnazjum nie muszą wiedzieć, które kwasy dysocjują całkowicie, a które nie, ale nauczyciel zawsze powinien poprawnie posługiwać się oboma rodzajami strzałek. Powinien też poprawiać uczniów, gdy zapiszą oni strzałki nieprawidłowo – oczywiście bez konsekwencji w ocenie.

Po raz kolejny pojawia się pojęcie równowagi dynamicznej.

Jest to kolejny przykład tego, jak znajomość budowy mikroświata wpływa na nasze myślenie o makroświecie.

Jakie właściwości mają kwasy?

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 cm³ płynu daj 99 cm³ 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.

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.

WZORY STRUKTURALNE CZĄSTECZEK KWASÓW BEZTLENOWYCH JEDNOPROTONOWYCH

H – Cl

H – F

H – Br

H – I

organiczne

żywe

siła życiowa

XIX

Wöhlera

syntezy

1828

Wśród uczniów powinno się wyrabiać przekonanie, że układ okresowy pierwiastków to najlepsza ściąga, ponieważ gdy znają właściwości jednego z pierwiastków w danej grupie, mogą wykoncypować właściwości pozostałych pierwiastków.

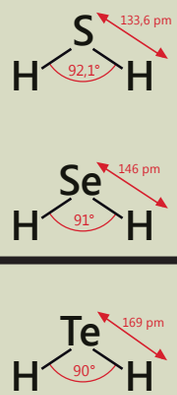
H_2Se, H_2Te

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.

$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$
$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$
$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$
$8H_2 + S_8 \rightarrow 8H_2S$
$H_2 + Se \rightarrow H_2Se$
$H_2 + Te \rightarrow H_2Te$

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.

Należy przypomnieć uczniom definicję izomeru i zwrócić uwagę na fakt, że wśród związków nieorganicznych też występują izomery.

ĆWICZENIE 277.

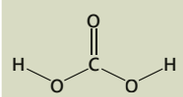
Wiedząc, że kwasy beztlenowe tworzone przez pierwiastki 17. grupy układu okresowego są przeważnie mocne i ich moc wzrasta proporcjonalnie do spadku elektroujemności tworzącego je niemetalu, uszereguj je od najmocniejszego do najsłabszego.

HI, HBr, HCl, HF

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.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU WĘGLOWEGO



Przykładowo chlor, tworząc kwasy tlenowe, może przyjmować wartościowości nieparzyste: I, III, V i VII, co odpowiednio należy zapisać w nazwie kwasu.

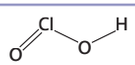
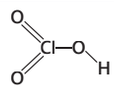
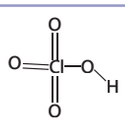
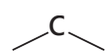
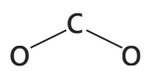
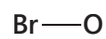
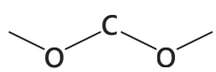
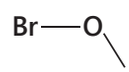
Wartościowość chloru	Wzór strukturalny	Wzór sumaryczny	Nazwa kwasu
I		$HClO$	kwas chlorowy(I)
III		$HClO_2$	kwas chlorowy(III)
V		$HClO_3$	kwas chlorowy(V)
VII		$HClO_4$	kwas chlorowy(VII)

TABELA 10.2. Chlor a kwasy tlenowe.

W procesie nauczania zdecydowanie szybciej jest nauczyć uczniów wzorów sumarycznych i strukturalnych na pamięć, ale wtedy uczniowie (i nauczyciel) posługują się tylko kilkoma wzorami. Umiejętność tworzenia wzorów na podstawie nazwy rozszerza nam liczbę związków, na których możemy pracować. Ćwiczy też umiejętność logicznego myślenia i improwizowania.

Jakie właściwości mają kwasy?

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.		

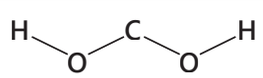
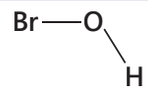
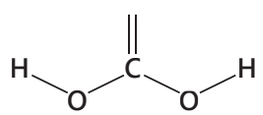
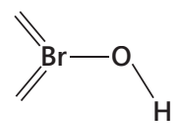
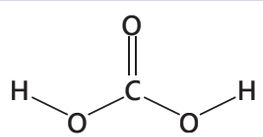
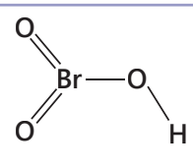
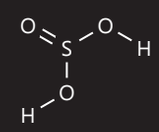
Do drugiego końca każdej z dopisanych poprzednio kresek dopisz symbol atomu wodoru.		
Od liczby kresek ustalonych na podstawie wartościowości odejmij liczbę kresek odchodzących bezpośrednio od symbolu pierwiastka, połączonych z atomami tlenu. Ile odchodzących od symbolu pierwiastka kresek pozostało do 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.

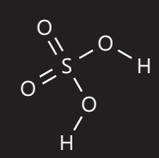
Z narysowanego wzoru strukturalnego odczytujemy, że cząsteczka kwasu węglowego zbudowana jest z dwóch atomów wodoru, jednego atomu węgla i trzech atomów tlenu – stąd wzór sumaryczny H_2CO_3. Cząsteczka kwasu bromowego(V) składa się natomiast z jednego atomu bromu, jednego atomu wodoru oraz trzech atomów 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.

kwas siarkowy(IV) H_2SO_3



kwas siarkowy(VI) H_2SO_4



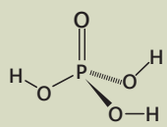
ĆWICZENIE 278.

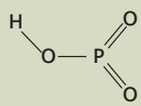
W zeszycie narysuj wzory strukturalne kwasów: siarkowego(IV) oraz siarkowego(VI), podaj ich wzory sumaryczne.

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.

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)**.

W poniższej tabeli umieszczono niektóre wzory i nazwy kwasów tlenowych:

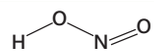
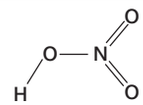
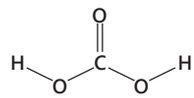
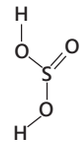
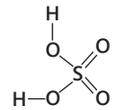
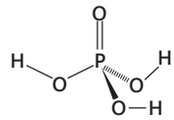
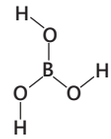
Nazwa kwasu	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny
Kwas azotowy(III)	HNO_2	
Kwas azotowy(V)	HNO_3	
Kwas węglowy	H_2CO_3	
Kwas siarkowy(IV)	H_2SO_3	
Kwas siarkowy(VI)	H_2SO_4	
Kwas orofosforowy(V)	H_3PO_4	
Kwas borowy	H_3BO_3	

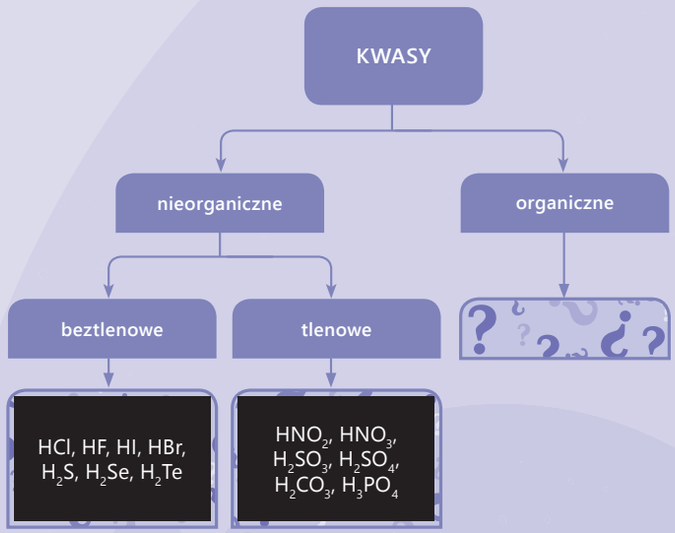
TABELA 10.4. Wzory i nazwy niektórych kwasów tlenowych.

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:
$HClO < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$.

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?

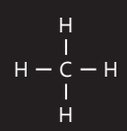
WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

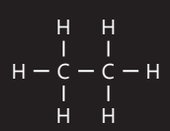
Przypomnij sobie:

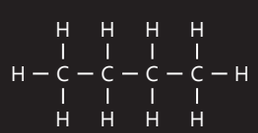
- **definicję pojęcia szereg homologiczny węglowodorów oraz nazewnictwo węglowodorów;**
- **jak rysuje się wzory strukturalne węglowodorów.**

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.

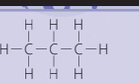






ĆWICZENIE 280.

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	CH_4	[redacted]	CH_4
etan	C_2H_6	[redacted]	CH_3-CH_3
propan	C_3H_8		CH_3-CH_2-CH_3
butan	C_4H_{10}	[redacted]	CH_3-CH_2- CH_2-CH_3

Kwasy organiczne (a w zasadzie karboksylowe) omawiamy łącznie z kwasami nieorganicznymi. Głównym celem lekcji jest bowiem uświadomienie uczniom jedności chemii. Definicja kwasów nieorganicznych i organicznych jest taka sama – ich podstawowe właściwości również.
Uczniowie po lekcji powinni umieć tworzyć wzory i nazwy kwasów karboksylowych na podstawie znanych im węglowodorów.

Nauczyciel powinien zawsze podawać nazwę systematyczną, a następnie uzupełniać ją nazwą zwyczajową. Taka redundancja spowoduje, że w efekcie uczniowie będą znać obie nazwy. Nauczyciel powinien jednak wymagać od uczniów tylko znajomości jednej z nich – najlepiej systematycznej. Uczy ona bowiem logicznego myślenia i pozwala wydedukować wzory na podstawie nazw, a nie uczyć się ich na pamięć!

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**.

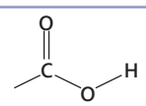
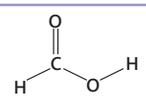
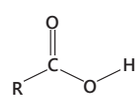
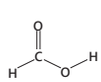
W skład grupy karboksylowej wchodzi atom węgla.	C
Atom węgla, jak w innych związkach organicznych, jest czterowartościowy, co symbolizują 4 kreski odchodzące od atomu węgla.	
W skład grupy karboksylowej wchodzą również dwa atomy tlenu połączone z atomem węgla. Jeden atom tlenu łączy się podwójnym wiązaniem 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.	 

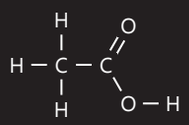
TABELA 10.6. Grupa karboksylowa (funkcyjna).

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:

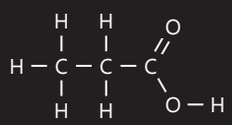


Wzór sumaryczny tego kwasu napiszemy w postaci: HCOOH (nie zapisujemy tego wzoru w postaci H_2CO_2, gdyż atomy wodoru i tlenu są inaczej połączone – wykazują inne właściwości).

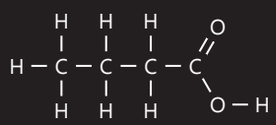
Kwas etanowy:



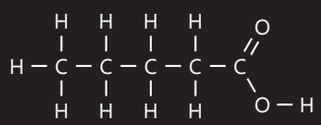
Kwas propanowy:



Kwas butanowy:



Kwas pentanowy:



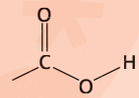
ZAPAMIĘTAJ

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:



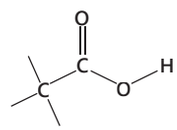
to grupa funkcyjna obecna w cząsteczkach wszystkich kwasów karboksylowych. Jest dla nich charakterystyczna i odpowiada za właściwości chemiczne tych związków.

Narysujmy wzór strukturalny kwasu etanowego.

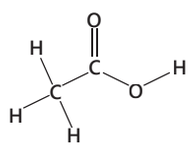
Etan to alkan zawierający w cząsteczce dwa atomy węgla połączone ze sobą, toteż kwas etanowy ma również w swojej cząsteczce dwa połączone ze sobą atomy węgla. Rysujemy więc te dwa atomy:

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.

JAKIE ZNAMY POPULARNE KWASY ORGANICZNE?

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.

Na ten fakt należy zwrócić szczególną uwagę uczniów. Często licząc atomy węgla w cząsteczce kwasu, pomijają oni ten należący do grupy karboksylowej.

ĆWICZENIE 282.

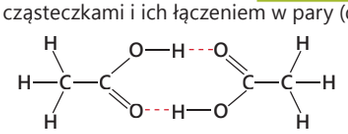
Korzystając z powyższych informacji, napisz w zeszycie wzory sumaryczne kwasów o:

- 16 atomach węgla w cząsteczce, $C_{15}H_{31}COOH$
- 36 atomach wodoru. $C_{36}H_{73}COOH$

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.

Jest to kolejny moment, w którym przydatne okazują się informacje o wiązaniach wodorowych. Dlatego należy przypomnieć je uczniom.

dodatni

łączą się

tlenu

wodoru

tlenu

oksoniowym

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 1 cząsteczki chlorowodoru i 1 cząsteczki wody powstał 1 kation H_3O^+ (nazywany jonem ____) i 1 anion Cl– (nazywany jonem ____).

Zatem wodny roztwór kwasu chlorowego zawiera jony ____.

Z procesem dysocjacji kwasu solnego uczniowie zapoznali się na pierwszej lekcji dotyczącej kwasów.
Wiedza ta powinna im się już zatem trochę „ułożyć". Powtórzenie jeszcze raz tego samego rozumowania nie tylko im ją przypomni, lecz da również szansę słabszym uczniom na powtórne prześledzenie toku rozumowania i zrozumienie tych treści. Podstawowym celem tego rozdziału jest nauczenie uczniów pisania równań dysocjacji jonowej.

spolaryzowane

ujemny

jeden

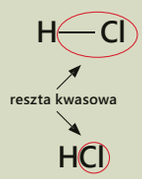
chloru

wodoru

chlorowym

oksoniowe

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.

Kwasy jednoprotonowe beztlenowe to najprostsza możliwość, dlatego na ich prostych wzorach uczymy się pisania równań dysocjacji. Po dwóch lub trzech przykładach większość uczniów powinna umieć napisać takie równanie.

ĆWICZENIE 284.

W zeszycie napisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla wymienionych niżej kwasów:

- kwas fluorowodory HF, $HF + H_2O \rightarrow H_3O^+ + F^-$
- kwas bromowodorowy HBr, $HBr + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Br^-$
- kwas jodowodorowy HI, $HI + H_2O \rightarrow H_3O^+ + I^-$
- kwas cyjanowodorowy HCN, $HCN + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CN^-$
- kwas tiocyjanowy HSCN, $HSCN + H_2O \rightarrow H_3O^+ + SCN^-$
- kwas izotiocyjanowy HNCS. $HNCS + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NCS^-$

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:

$H_2S + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + S^{2-}$.

Należy przypomnieć uczniom, w których wypadkach piszemy strzałkę pojedynczą, a w których podwójną.

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.

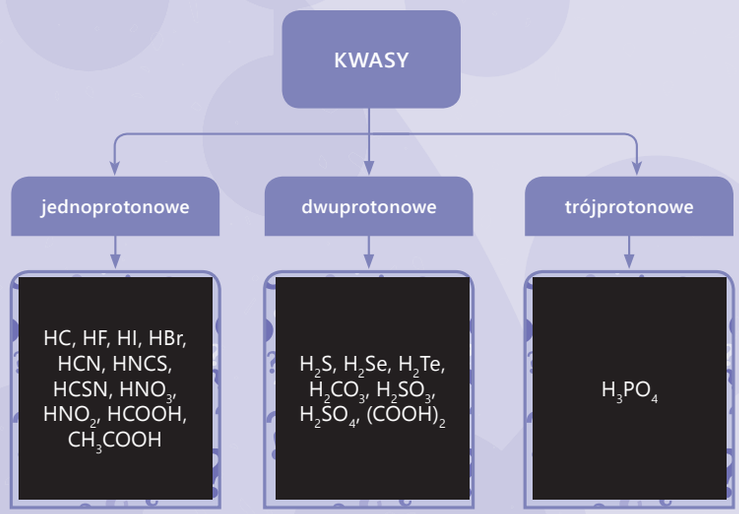
$H_2Se + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HSe^-$
$HSe^- + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Se^{2-}$
$H_2Se + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + Se^{2-}$
$H_2Te + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HTe^-$
$HTe^- + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Te^{2-}$
$H_2Te + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + Te^{2-}$

Kwas siarkowy(VI) jest mocnym kwasem, dlatego pierwszym etapem dysocjacji jest dysocjacja całkowita, drugi etap nie przebiega jednak do końca. Nauczyciel powinien zawsze poprawnie zaznaczyć przy pomocy strzałek właściwy stopień dysocjacji, jednak nie należy wymagać tego od uczniów.

Jakie właściwości mają kwasy?

ĆWICZENIE 286.

Przerysuj schemat do zeszytu. Wpisz w odpowiednie miejsca wzory sumaryczne znanych Ci kwasów.



H_2Se, H_2Te

DOŚWIADCZENIE 150.

WYKONANIE

Zbadaj, jak zmienia się kolor uniwersalnego papierka wskaźnikowego w dostępnych w pracowni chemicznej nieorganicznych kwasach tlenowych.

H_2Se, H_2Te

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

Gdy uczniowie nabędą umiejętności pisania równań dysocjacji prostych beztlenowych kwasów, będzie im łatwiej pisać równania dla kwasów o bardziej skomplikowanych resztach kwasowych.

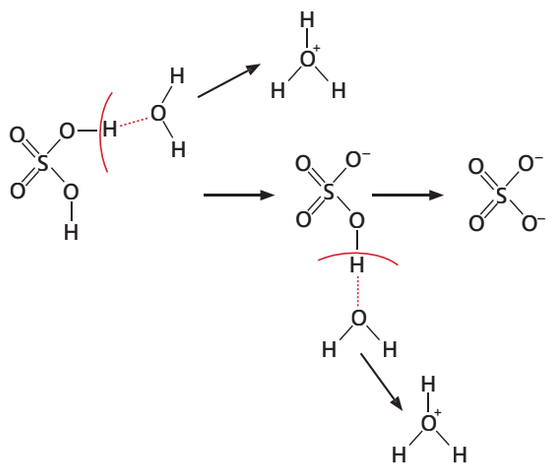
Kwasy tlenowe również ulegają procesowi dysocjacji elektrolitycznej. Przykładowo kwas azotowy(V) w reakcji z wodą rozpada się na jon oksoniowy i anion azotanowy(V):

$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$.

W tym przypadku reszta kwasowa składa się z kilku atomów.

Jak kwasy zachowują się w wodzie?

Gdy kwas jest wieloprotonowy, ulega dysocjacji elektrolitycznej etapami, tak jak np. kwas siarkowy(VI):



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:

$$H_2SO_4 + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + SO_4^{2-}.$$

Zwróć uwagę, że czasami strzałka w równaniu jest skierowana w jedną stronę, a czasami w obie strony. Przypomnij sobie dlaczego.

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.

Ćwiczyć równania dysocjacji można, a nawet trzeba, na różnych, nawet nie znanych uczniom wzorach sumarycznych kwasów. Dzięki temu uczą się oni zasad pisania równań dysocjacji, a nie piszą ich na pamięć.

Kwas azotowy(III):
$HNO_2 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + NO^{2-}$
Kwas azotowy(V)
$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO^{3-}$
Kwas węglowy:
$H_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HCO^{3-}$
$HCO^{3-} + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CO_3^{2-}$
Kwas siarkowy(IV):
$H_2SO_3 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HSO^{3-}$
$HSO^{3-} + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + SO_3^{2-}$
kwas chlorowy(I):
$HClO + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + ClO^-$
kwas chlorowy(V):
$HClO_3 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + ClO^{3-}$
Kwas ortofosforowy(V):
$H_3PO_4 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + H_2PO^{4-}$
$H_2PO^{4-} + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HPO_4^{2-}$
$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + PO_4^{3-}$
Kwas borowy(V):
$H_3BO_3 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + H_2BO^{3-}$
$H_2BO^{3-} + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HBO_3^{2-}$
$HBO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + BO_3^{3-}$
kwas metafosforowy(V):
$HPO_3 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + PO^{3-}$

Kwasy metanowy, etanowy, propanowy i butanowy barwiły papierek wskaźnikowy na czerwono. Kwasy wyższe, np. oleinowy i kwasy stearynowe, nie barwią papierka.

Dysocjacji elektrolitycznej ulegają tylko niższe kwasy karboksylowe (rozpuszczalne w wodzie).

Wbrew pozorom jest to bardzo istotne pytanie, ponieważ nawet studenci nie potrafią czasami napisać równania reakcji, w których „oddysocjują" atomy wodoru z łańcucha węglowego. Zrozumienie budowy cząsteczek kwasów organicznych i typów wiązań, jakie istnieją pomiędzy poszczególnymi atomami, pozwala na zrozumienie różnic pomiędzy atomem wodoru w grupie karboksylowej, a wodorami przyłączonymi do węgla.

H–C różnica elektroujemności = 0,35, wiązanie atomowe.
C – O różnica elektroujemności = 0,89, wiązanie atomowe spolaryzowane (chmura elektronowa przesunięta w kierunku atomu tlenu).
O – H różnica elektroujemności = 1,24, wiązanie atomowe spolaryzowane (chmura elektronowa przesunięta w kierunku atomu tlenu).

Jakie właściwości mają kwasy?

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.

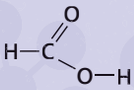
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

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.

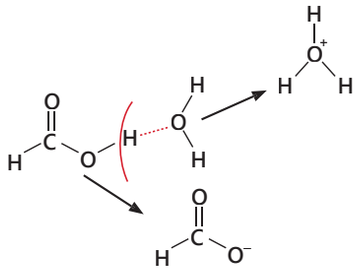
ĆWICZENIE 288.

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: $HCOOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HCOO^-$.

Jak kwasy zachowują się w wodzie?

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.

Kwas etanowy:
$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CH_3COO^-$

Kwas propanowy:
$C_2H_5COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + C_2H_5COO^-$

Kwas butanowy:
$C_3H_7COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + C_3H_7COO^-$

Kwas pentanowy:
$C_4H_9COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + C_4H_9COO^-$

Kwas heksanowy:
$C_5H_{11}COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + C_5H_{11}COO^-$

Kwas heptanowy:
$C_6H_{13}COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + C_6H_{13}COO^-$

Celem tego podrozdziału jest wprowadzenie pojęcia pH jako ilościowej miary stężenia jonów H_3O^+.
Nie należy jednak wymagać od uczniów zrozumienia funkcji logarytmicznej, choć jej wprowadzenie na lekcji nie powinno stanowić dla uczniów problemu.

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:

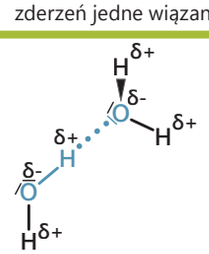
- **definicje pojęć: kwas, stężenie; co oznacza stwierdzenie, że reakcja jest odwracalna; definicję pojęcia funkcja;**
- **jak bada się zmianę barwy papierka uniwersalnego w kwasach; jak zbudowana jest cząsteczka wody.**

Umiejętność krytycznego słuchania reklam jest zdolnością, którą uczniowie powinni nabyć w gimnazjum. Być może wraz z nauczycielami innych przedmiotów należałoby zrobić w szkole dyskusję na temat przykładów błędnych reklam.

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.

Jest to kolejny przykład wykorzystania wiązania wodorowego do tłumaczenia zjawisk zachodzących wokół nas. Widać że pomimo tego, iż nie zostało to ujęte w podstawie programowej, jest to pojęcie bardzo pożyteczne w wyjaśnianiu wielu zjawisk i dlatego zostało wprowadzone w podręczniku. Oczywiście nie należy od uczniów wymagać, by samodzielnie definiowali to pojęcie.



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}:

$$[H_3O^+]\cdot[OH^-] = 10^{-14}.$$

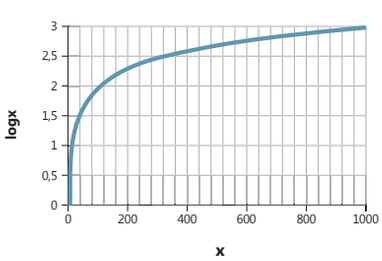
O ilości jonów H_3O^+ w roztworze informuje nas skala pH, która obejmuje zakres od 0 do 14 (taki zakres skali ma bezpośredni związek z opisaną wyżej zależnością). Znając pH, możemy również pośrednio dowiedzieć się, jaka jest liczba jonów OH^- w danym roztworze, gdyż jak wspomnieliśmy wcześniej, iloczyn 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:

log10 = 1; log100 = 2; log1000 = 3; 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.

Należy przypomnieć uczniom definicję iloczynu oraz metodę obliczania potęg.

pH zależy od wysokości temperatury. Obecna, pełna definicja brzmi:
Wartość pH roztworu X, w którym jest zanurzone standardowe ogniwo galwaniczne zdefiniowane przez IUPAC, i dla którego zmierzono wartość pierwszej siły elektromotorycznej EX, wynosi:

$$pH(X) = pH(S) + \frac{(E_S - E_X)F}{RT \ln 10},$$

gdzie:
F – Stała Faradaya,
R – uniwersalna stała gazowa,
T – temperatura w skali Kelvina,
ES – siła elektromotoryczna ogniwa standardowego, zanurzonego w roztworze wzorcowym (np. w wodzie destylowanej),
pH(S) – pH tego roztworu w danej temperaturze, podane w tabeli IUPAC.

Uczniowie powinni zapamiętać ostatnią przytoczoną informację.

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

Dziesięciokrotna zmiana stężenia jonów wpływa na zmianę pH o 1.

ĆWICZENIE 291.

Przeczytaj jeszcze raz tekst Neala Stephensona. Czy teraz rozumiesz różnice między pH = 8 a pH = 13?

Różnica między pH 8 a 13 wynosi 5. Oznacza to zmianę stężenia jonów H_3O^+ 100000 razy.

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?

Aby uczniowie zapamiętali tę nazwę, można wykorzystać rebus: „indyk" „A" „tor".

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.

Wszystkie badane roztwory kwasów barwiły oranż metylowy na czerwono.
Wszystkie badane roztwory kwasów barwiły błękit bromotymolowy na żółto lub pomarańczowo.
Żaden z badanych kwasów nie wpływał na barwę fenoloftaleiny (roztwór bezbarwny).

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.

W roztworach kwasów oranż metylowy przyjmuje czerwone zabarwienie, błękit bromotymolowy żółte lub pomarańczowe, natomiast fenoloftaleina nie barwi się pod wpływem kwasów.

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.

Wywar z czerwonej kapusty ma barwę fioletową.
W badanych roztworach kwasów wywar z czerwonej kapusty barwił się na czerwono.

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.

Wywar z czerwonej kapusty może mieć zastosowanie jako wskaźnik obecności kwasów.

W ramach zadania domowego uczniowie mogą wyszukać sytuacje, w których potrzebna jest znajomość skali 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.

Celem tego podrozdziału jest wprowadzenie metody otrzymywania kwasów w reakcji odpowiedniego tlenku z wodą. Jest to ważna metoda, ponieważ w ten sposób powstają tzw. kwaśne deszcze.
Należy również zwrócić uwagę uczniów, że tą metodą powstają tylko kwasy tlenowe.

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.

Woda sodowa – woda, do której wprowadzono tlenek węgla(IV). Po raz pierwszy otrzymali ją w XVIII w. chemicy J. Priestley i J. J. Schweppe, którzy przez wodę przepuszczali tlenek węgla(IV) otrzymywany w reakcji sody (wodorowęglanu sodu) z kwasem (stąd przyjęła się nazwa „woda sodowa").
Syfon – grubościenna butla do napojów gazowanych (np. wody sodowej), posiadająca urządzenie zamykające, po którego otwarciu ciśnienie gazu wewnątrz butli wypycha płyn na zewnątrz.
Saturator – urządzenie do saturacji, czyli nasycania cieczy gazem.

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**.

Jest to przykład reakcji syntezy. Należy zwrócić uczniom szczególną uwagę na fakt, że wartościowość tlenku i otrzymywanego z niego kwasu jest taka sama. Uczniowie często popełniają tu błąd.

W badanych roztworach oranż metylowy zmienia barwę na czerwoną.

Badane roztwory wykazują odczyn kwasowy.

Nauczyciel nie powinien wymagać od uczniów tych informacji. Potwierdzają one jednak regułę, że tlenek i woda dają kwas oraz wyjaśniają, dlaczego powstają różne kwasy fosforowe(V).

CO JESZCZE TRZEBA WIEDZIEĆ O KWASACH?

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:

$1\,S_8 + 8\,O_2 \rightarrow 8SO_2$

$1\,P_4 + 5\,O_2 \rightarrow P_4O_{10}$

Zapisz w zeszycie równania reakcji pomiędzy wodą a otrzymanymi powyżej produktami:

$SO_2 + 1\,H_2O \rightarrow H_2SO_3$

$P_4O_{10} + 6\,H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$

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 IV natomiast aby powstał kwas siarkowy(VI), w reakcji z wodą musi wziąć udział tlenek siarki VI.

W wyniku reakcji tlenku azotu(III) i wody powstaje kwas azotowy III, a w wyniku reakcji tlenku azotu(V) z wodą powstaje kwas azotowy V.

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), $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
- kwas azotowy(III), $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$
- kwas azotowy(V), $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$
- kwas borowy(III) (o wzorze sumarycznym H_3BO_3), $B_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3BO_3$
- kwas manganowy(VII) (o wzorze sumarycznym $HMnO_4$), $Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HMnO_4$
- kwas chromowy(VI) (o wzorze sumarycznym H_2CrO_4). $CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4$

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).

Uczniowie powinni umieć napisać równanie reakcji otrzymywania danego kwasu, jeżeli mają podaną jego nazwę (z wartościowością atomu centralnego) i jego wzór sumaryczny. Cała ta umiejętność sprowadza się do napisania wzoru odpowiedniego tlenku, a następnie do uzgodnienia równania reakcji. Ćwiczenie tej umiejętności na nieznanych uczniom wzorach zniechęca ich do pamięciowego uczenia się chemii.

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
Z jednego mola tlenku siarki(VI) powstaje jeden mol kwasu siarkowego(VI), czyli z czterech moli tlenku siarki(VI) powstanie x moli kwasu siarkowego(VI).
x = 4
Z czterech moli tlenku siarki(VI) powstaną cztery mole kwasu siarkowego(VI).

W tym podrozdziale przypominamy o rozwiązywaniu zadań stechiometrycznych. Zadania tego rodzaju powinny być jednak rozwiązywane na każdej lekcji (np. w rekapitulacji).

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Z jednego mola tlenku siarki(VI) powstaje jeden mol kwasu siarkowego(VI).
Jeden mol tlenku siarki(VI) ma masę: 32 g + 16 g • 3 = 80 g, jeden mol kwasu siarkowego(VI) ma masę:
1 g • 2 + 32 g + 16 g • 4 = 98 g.
Zatem z 80 g tlenku siarki(VI) powstaje 98 g kwasu siarkowego(VI).
Ze 120 g tlenku siarki(VI) powstaje x g kwasu siarkowego(VI).

x = (120 • 98) : 80 = 147 g

Ze 120 g tlenku siarki(VI) powstanie 147 g kwasu siarkowego(VI).

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

Z jednego mola tlenku siarki(IV) powstaje jeden mol kwasu siarkowego(IV).
Jeden mol tlenku siarki(IV) ma masę: 32 g + 16 g • 2 = 64 g, jeden mol kwasu siarkowego(IV) ma masę:
1 g • 2 + 32 g + 16 g • 3 = 82 g.
Zatem z 64 g tlenku siarki(IV) powstaje 82 g kwasu siarkowego(IV).
Z x g tlenku siarki(IV) powstaje 200 g kwasu siarkowego(IV).

x = (64 • 200) : 82 = 156,1 g

Aby otrzymać 200 g kwasu siarkowego(IV) do reakcji użyto 156,1 g tlenku siarki(IV).

Co jeszcze trzeba wiedzieć o kwasach?

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.

Podrozdział ten ma charakter typowo porządkujący i pamięciowy. Z jednej strony człowiek wykształcony powinien wiedzieć, gdzie w przyrodzie występują kwasy, z drugiej jednak strony uczenie się przez uczniów na pamięć tych informacji oraz późniejsze odpytywanie przez nauczyciela na ocenę z tej partii materiału są pozbawione sensu.

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.

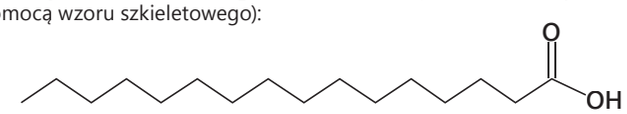
Nazwy kwasów karboksylowych zawsze podajemy podwójnie: systematyczną i zwyczajową. Od uczniów wymagamy nazw systematycznych.

W organizmach żywych tzw. bakterie propionowe (rodzaj *Propionibacterium*) wytwarzają kwas propionowy i masłowy.

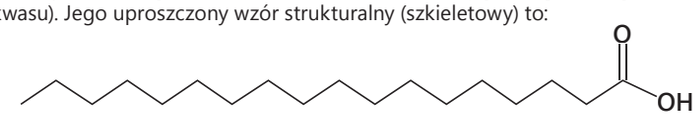
Kwas propionowy sprzyja hamowaniu syntezy cholesterolu, a kwas masłowy jest stymulatorem jelitowego systemu odpornościowego.

Co jeszcze trzeba wiedzieć o kwasach?

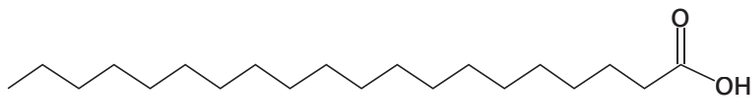
W przyrodzie występują też kwasy karboksylowe o zdecydowanie dłuższych łańcuchach węglowodorowych. Na przykład kwas palmitynowy (nazwa systematyczna: kwas heksadekanowy, wzór sumaryczny: $C_{15}H_{31}COOH$) jest składnikiem tłuszczów zarówno roślinnych (występuje głównie w oleju palmowym, stąd wywodzi 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):



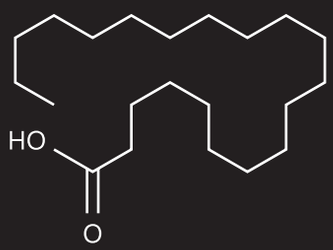
Kwas stearynowy (nazwa systematyczna: kwas oktadekanowy, wzór sumaryczny: $C_{17}H_{35}COOH$) to przede wszystkim składnik tłuszczów zwierzęcych (łój wołowy zawiera ok. 24% tego kwasu). Jego uproszczony wzór strukturalny (szkieletowy) to:



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.

Kwas stearynowy pływa po wodzie i nie rozpuszcza się w niej.

Kwas stearynowy jest trudno rozpuszczalny w wodzie. Nie ulega przez to dysocjacji elektrolitycznej.

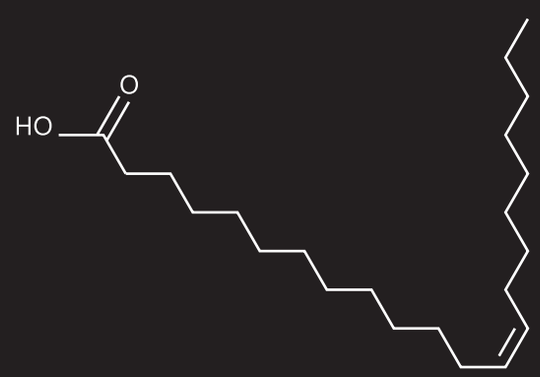
W przyrodzie występują także kwasy pochodzące od węglowodorów nienasyconych. Najczęściej wzmiankowany jest kwas oleinowy (nazwa systematyczna: kwas Z-oktadek-9-enowy oznacza, że pomiędzy 9. a 10. atomem węgla, licząc od grupy karboksylowej, występuje wiązanie podwójne, a kwas ma w sumie 18 atomów węgla;

W różnego rodzaju sprawdzianach zewnętrznych są podawane zwyczajowe nazwy wyższych kwasów tłuszczowych (np. palmitynowy, stearynowy, oleinowy), dlatego w tym konkretnym przypadku uczniowie muszą znać, choćby biernie, nazwy zwyczajowe.

Uczniowie nie muszą pamiętać wzorów sumarycznych i strukturalnych wyższych kwasów karboksylowych (poza wymienionymi wyżej: kwasem palmitynowym, stearynowym, oleinowym), ale muszą umieć porównać ich wzory i na tej podstawie narysować wzór kwasu, gdy otrzymają jego wzór sumaryczny. Powinni też umieć podać na podstawie wzoru strukturalnego wzór sumaryczny nieznanego im kwasu.

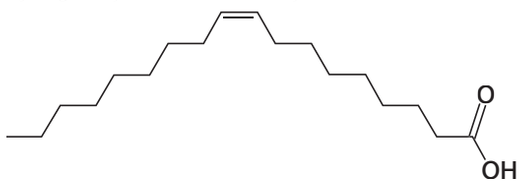
Roztwór bromu ulega odbarwieniu.

Kwas oleinowy zawiera wiązania wielokrotne pomiędzy atomami węgla, do których przyłączane są atomy bromu w reakcji addycji. Kwas oleinowy jest kwasem nienasyconym.



Kwas dokozanowy:
$CH_3(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_{11}COOH + H_2 \rightarrow CH_3(CH_2)_{20}COOH$

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?

Kwasy omega są ostatnio bardzo często reklamowane, dlatego dobrze by było, aby uczniowie wiedzieli, o czym mówią reklamy.
Symbol omega powstał podobno z lekarskiego charakteru pisma, ponieważ lekarze tak nieczytelnie zapisywali grupę $-CH_3$, że wyglądała ona jak litera ω.

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.

Proces uwodornienia był omawiany podczas omawiania wiązań wielokrotnych. Należy przypomnieć uczniom na czym polega.

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.

Kolejne przykłady służą do zaspokojeniu ciekawości uczniów odnoszącej się do innych kwasów występujących w przyrodzie oraz do ćwiczenia umiejętnosci rysowania wzorów i pisania równań reakcji uwodornienia. Ukazują one również, że niezależnie od faktu, jak bardzo skomplikowany jest wzór kwasu, proces uwodornienia polega na tym samym, czyli na przyłączeniu do wiązania wielokrotnego (resztą wzoru możemy się nie przejmować).

ĆWICZENIE 300.

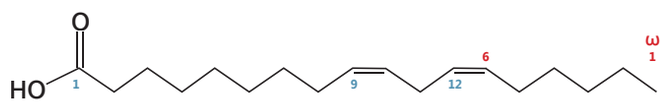
Narysuj w zeszycie wzór szkieletowy kwasu erukowego.

ĆWICZENIE 301.

W zeszycie napisz równanie reakcji uwodorniania tego kwasu. Jak nazwiesz produkt?

Co jeszcze trzeba wiedzieć o kwasach?

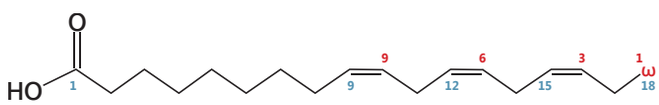
Kwas linolowy (nazwa systematyczna: kwas Z,Z-oktadeka-9,12-dienowy) ma dwa wiązania podwójne: między 9. i 10. atomem węgla, a także między 12. i 13. atomem węgla, licząc od grupy karboksylowej). Jego wzór grupowy to $CH_3(CH_2)_4CH{=}CHCH_2CH{=}CH(CH_2)_7COOH$. Numerując atomy węgla w odwrotnej kolejności (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.

Wzór sumaryczny: $C_{17}H_{29}COOH$.
Wzór grupowy: $CH_3–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–(CH_2)_7–COOH$.
Jest to kwas typu typu omega- ...3... .
Nazwa systematyczna: kwas (9Z,12Z,15Z)-oktadek-9,12,15-trienowy.

$CH_3–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–(CH_2)_7–COOH + H_2$
$\rightarrow CH_3–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–(CH_2)_{10}–COOH$

$CH_3–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–(CH_2)_{10}–COOH + H_2$
$\rightarrow CH_3–CH_2–CH=CH–(CH_2)_{13}–COOH$

$CH_3–CH_2–CH=CH–(CH_2)_{13}–COOH + H_2 \rightarrow CH_3–(CH_2)_{16}–COOH$

W wodzie rozpuściły się wyłącznie kwasy o krótkich łańcuchach węglowodorowych. Pozostałe kwasy pływają po powierzchni wody lub tworzą z wodą dwie niemieszające się warstwy (woda znajduje się na dole).
Kwasy, które rozpuściły się w wodzie, barwią oranż metylowy na czerwono. Pozostałe nie powodują zmiany barwy oranżu metylowego.

Wyższe kwasy karboksylowe są trudno rozpuszczalne w wodzie, nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej i są lżejsze od wody.
Niskie kwasy karboksylowe (o krótkich łańcuchach węglowodorowych) są rozpuszczalne w wodzie i wykazują odczyn kwasowy.
Kwasy karboksylowe są palne.

Kwas jabłkowy – występuje w jabłkach i rabarbarze.
Kwas winowy – występuje w winogronach i innych owocach.
Kwas cytrynowy – występuje w cytrynach, owocach cytrusowych, organizmach żywych (cykl Krebsa).
Kwas salicylowy – występuje w korze wierzby.
Kwas acetylosalicylowy – otrzymuje się z kwasu salicylowego.
Kwas askorbinowy (witamina C) – występuje w roślinach (acerola, owoce róży, papryczka chili zielona, nać pietruszki, czarna porzeczka).

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.

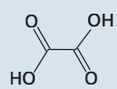
ĆWICZENIE 304.

Znajdź informacje na temat występowania kwasów: jabłkowego, winowego, cytrynowego, salicylowego, acetylosalicylowego, askorbinowego.

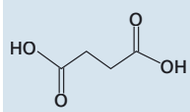
***CYKL KREBSA**

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.

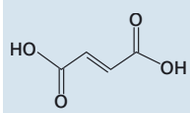
WZÓR KWASU ETANODIOWEGO



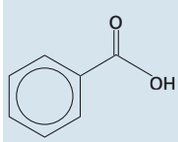
WZÓR KWASU BURSZTYNOWEGO



WZÓR KWASU FUMAROWEGO



STRUKTURA KWASU BENZOESOWEGO



Uczniowie powinni zapoznać się z tym kwasem i jego właściwościami. Jest to jeden z podstawowych kwasów, mających dwie grupy karboksylowe.
Częste spożywanie produktów zawierających kwas etanodiowy może prowadzić do braku jonów wapnia w organizmie lub powstawania kamieni nerkowych (tworzy się trudnorozpuszczalny szczawian wapnia). Z tego powodu małe dzieci nie powinny pić kompotu z rabarbaru, a do zup szczawiowych powinno się dodawać duże ilości śmietany – bogatej w jony wapnia.

Znajomość kwasu benzoesowego będzie niezbędna uczniom w dalszej nauce.
Kwas benzoesowy to substancja konserwująca żywność E 210.

Celem tego podrozdziału jest uświadomienie uczniom faktu, że nie wszystkie kwasy są szkodliwe i żrące.
Właściwości kwasów, zależą bowiem głównie od ich stężenia.

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.**

Należy ćwiczyć z uczniami porządkowanie informacji, które już posiadają.

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
kwas siarkowy(VI) kwas azotowy(V) kwas solny kwas siarkowy(IV)	kwas cytrynowy kwasy tłuszczowe omega kwas solny

Niektóre z kwasów są bezpieczne dla środowiska, a niektóre są dla niego szkodliwe.

Czy wiesz już, jak odpowiedzieć na pytanie: Czy kwasy są szkodliwe?

Metal:	magnez	cynk	miedź	glin	żelazo
Kwas solny	burzliwa reakcja, bezbarwny gaz	reakcja o spokojnym przebiegu, bezbarwny gaz	brak reakcji	początkowo wolno, a następnie burzliwie wydziela się bezbarwny gaz	bardzo wolno, bezbarwny gaz, zielonkawy roztwór brunatniejący na powietrzu
Kwas siarkowy(VI)	burzliwa reakcja, bezbarwny gaz	reakcja o spokojnym przebiegu, bezbarwny gaz	brak reakcji		reakcja zachodzi szybko, bezbarwny gaz
Kwas azotowy(V)	burzliwa reakcja, wydziela się gaz brunatniejący na powietrzu	bezbarwny gaz brunatniejący na powietrzu	niebieski roztwór, bezbarwny gaz brunatniejący na powietrzu	początkowo bardzo wolno, następnie gwałtownie	

magnez, glin, żelazo, cynk, miedź

W celu potwierdzenia swoich przypuszczeń wykonaj kilka doświadczeń.

Dobór kwasów i metali pozostawiamy nauczycielowi, nie każda pracownia chemiczna jest bowiem wyposażona tak samo. Można tu wykorzystać także dostępny w domu kwas octowy, cytrynowy itp.

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.

Poniżej podajemy wzór na uzgodnienie równania reakcji metalu z kwasem i kilka przykładów uzgadniania równania reakcji. Nie należy jednak wymagać od uczniów, aby znali wzór na pamięć. Powinni natomiast umieć uzgadniać proste równania reakcji tego typu. Należy zacząć od kwasów, które mają najprostsze wzory sumaryczne: HCl, HF.

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.

Należy przypomnieć uczniom, na czym polega reakcja wymiany pojedynczej.

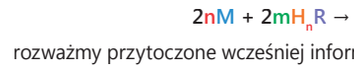
Należy przypomnieć uczniom, na czym polega reakcja redoks. Powracanie do przyswojonych już informacji w innych kontekstach utrwala wiadomości i umiejętności uczniów.

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:



$$2nM + 2mH_nR \rightarrow (n \cdot m)H_2\uparrow + 2M_nR_m,$$

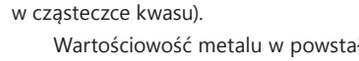
rozważmy przytoczone wcześniej informacje na konkretnych przykładach.

Reakcja magnezu z kwasem ortofosforowym(V)

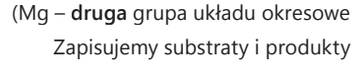
Wartościowość reszty kwasowej: $n = 3$ (liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu).

Wartościowość metalu w powstałym związku chemicznym: $m = 2$ (Mg – **druga** grupa układu okresowego).

Zapisujemy substraty i produkty reakcji:

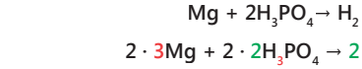


$$Mg + 2H_3PO_4 \rightarrow H_2 + Mg_3(PO_4)_2,$$



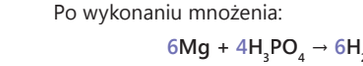
$$2 \cdot 3Mg + 2 \cdot 2H_3PO_4 \rightarrow 2 \cdot 3H_2 + 2Mg_3(PO_4)_2.$$

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:



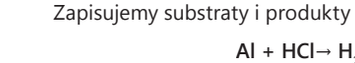
$$3Mg + 2H_3PO_4 \rightarrow 3H_2 + Mg_3(PO_4)_2.$$

Reakcja glinu z kwasem chlorowodorowym (solnym)

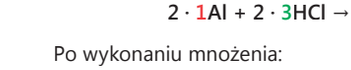
Wartościowość reszty kwasowej: $n = 1$ (liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu).

Wartościowość metalu w powstałym związku chemicznym: $m = 3$ (Al – **trzynasta** grupa układu okresowego).

Zapisujemy substraty i produkty reakcji:

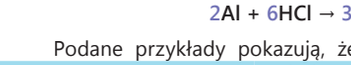


$$Al + HCl \rightarrow H_2 + AlCl_3,$$



$$2 \cdot 1Al + 2 \cdot 3HCl \rightarrow 3 \cdot 1H_2 + 2AlCl_3.$$

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:

$$M \rightarrow M^{m+} + me^- \quad | \cdot 2$$

$$2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2H_2O \quad | \cdot m$$

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?

Przypomnienie definicji metali szlachetnych.

ĆWICZENIE 306.

W zeszycie napisz i uzgodnij równania reakcji przeprowadzonych w poprzednim doświadczeniu. Napisz równania połówkowe utleniania i redukcji, a następnie zapisz równania jonowe.

magnez + kwas nieutleniający
Utlenianie:
$Mg \rightarrow Mg^{2+} + \bullet 2\, e^-$
Redukcja:
$2H_3O^+ + \bullet 2\, e- \rightarrow H_2 + \bullet 2H_2O$
Po połączeniu równań:
$Mg + 2H_3O^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2 + 2H_2O$

cynk + kwas nieutleniający
Utlenianie:
$Zn \rightarrow Zn^{2+} + \bullet 2\, e^-$
Redukcja:
$2H_3O+ + \bullet 2\, e^- \rightarrow H_2 + \bullet 2H_2O$
Po połączeniu równań:
$Zn + 2H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2 + 2H_2O$

żelazo + kwas nieutleniający
Utlenianie:
$Fe \rightarrow Fe^{2+} + \bullet 2\, e^-$
Redukcja:
$2H_3O^+ + \bullet 2\, e^- \rightarrow H_2 + \bullet 2H_2O$
Po połączeniu równań:
$Fe + 2H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2 + 2H_2O$

Nie powinno się wymagać od uczniów znajomości poniższych równań. Powinni oni jedynie wiedzieć, że w przypadku kwasów utleniających przebieg reakcji jest inny i że powstają w niej tlenki.

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.

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.

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):

$2Ag + 2H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$,

$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$,

$Sn + 4H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + 2SO_2 + 4H_2O$.

Metal:	Cu	Ag	Al	Zn
stężony HNO_3	roztwór barwi się na zielono/ niebiesko, wydziela się brunatny gaz	wydziela sie brunatny gaz, roztwór bezbarwny	reakcja nie zachodzi	wydziela się brunatny gaz

Stężony kwas azotowy(V) działa na metale utleniająco. Nie wydziela się wodór, lecz tlenek azotu(IV). Glin w stężonym kwasie azotowym(V) ulega pasywacji.

kwas:	solny	azotowy(V)	siarkowy(VI)	fosforowy(V)	octowy
białko	kłaczki	kłaczki, żółta barwa	czernieje	kłaczki	kłaczki
papier			czernieje i pojawiają się dziury		
drewno			czernieje i powstaje wgłębienie		
cukier			czernieje i pęcznieje		
marmur	pieni się	pieni się	pieni się	pieni się	pieni się

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.

Dlatego poparzenia spowodowane kwasem siarkowym(VI) goją się tak trudno.

ZAPAMIĘTAJ

HIGROSKOPIJNOŚĆ – zdolność niektórych substancji do pochłaniania wody. Pochłanianie (odbieranie) wody może zachodzić w wyniku procesów fizycznych lub reakcji chemicznych.

Co jeszcze trzeba wiedzieć o kwasach?

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?**

Podczas rozcieńczania kwasów w wodzie wydziela się ciepło, przy czym największy wzrost temperatury obserwuje się przy rozcieńczaniu kwasu siarkowego(VI).

Proces rozcieńczania kwasów w wodzie jest egzotermiczny.

Wlanie wody do kwasu powoduje po chwili rozprysk wrzącej wody i kwasu – wynika to z faktu, że woda ma mniejszą gęstość i wlana na kwas unosi się nad nim. Egzotermiczny proces hydratacji kwasu siarkowego powoduje, że po chwili woda zaczyna wrzeć i rozpryskiwać dookoła kropelki kwasu.

dipolami

wodoru

proton

autodysocjacji

odwracalna

H_3O+

cząsteczki

Kwaśne deszcze są ważnym problemem współczesnego świata – uczniowie powinni wiedzieć, jak powstają i jak im zapobiegać. W tym temacie powracamy i utrwalamy metody otrzymywania kwasów tlenowych w wyniku reakcji tlenek niemetalu + woda.

[...] 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.

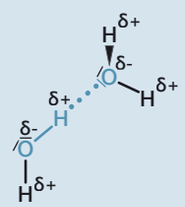
Przeczytaj tekst. Uzupełnij ustnie brakujące w nim terminy.

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 7.

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.

wodorowe

tlenu

chmurę

równowagi

OH^-

równe

$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$
$H_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HCO_3^-$
$HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CO_3^{2-}$
Sumarycznie dwa etapy:
$H_2CO_3 + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + CO_3^{2-}$

Polutanty to substancje szkodliwe, zawarte w odpadach przemysłowych, które zanieczyszczają i niszczą środowisko przyrodnicze.

Można powtórzyć to doświadczenie.

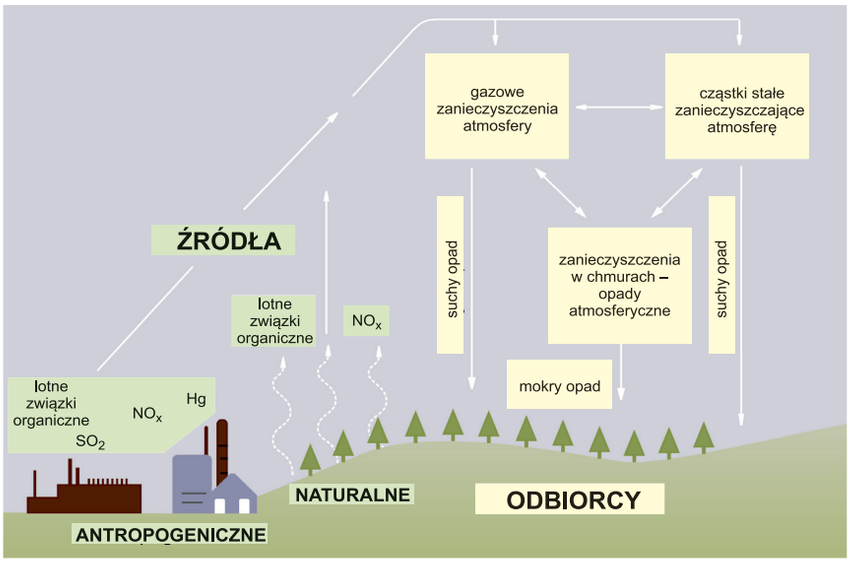
ĆWICZENIE 309.

W zeszycie napisz równanie reakcji tlenku węgla(IV) z wodą oraz dysocjacji kwasu węglowego.

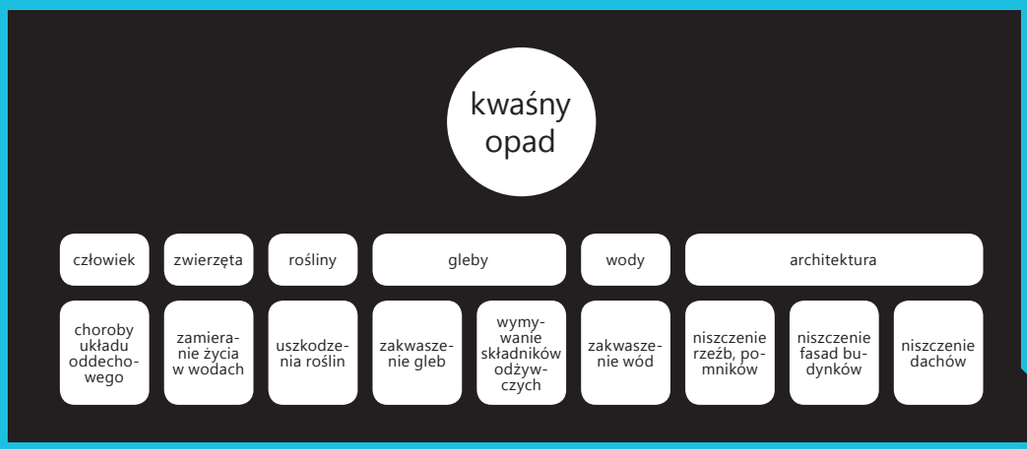
W związku z powyższym, pH czystego deszczu jest mniejsze od 7, lecz wyższe od 5,5, czyli czysty deszcz jest lekko kwaśny. Zastanów się, jak wpłynie na pH deszczu zanieczyszczenie powietrza tlenkami siarki, azotu, a także innych polutantów (substancji zanieczyszczających)? W tym celu przypomnij sobie 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.


kwaśny opad
człowiek
zwierzęta
rośliny
gleby
wody
architektura
choroby układu oddechowego
zamieranie życia w wodach
uszkodzenia roślin
zakwaszenie gleb
wymywanie składników odżywczych
zakwaszenie wód
niszczenie rzeźb, pomników
niszczenie fasad budynków
niszczenie dachów

CZY „CZYSTY" DESZCZ MOŻE BYĆ „KWAŚNY"?

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).

$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3$

$H_2SO_3 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HSO_3^-$

$HSO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + SO_3^{2-}$

Sumarycznie dwa etapy:

$H_2SO_3 + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + SO_3^{2-}$

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).

Celem tego podrozdziału jest uświadomienie uczniom, jak liczne zastosowania mają poszczególne kwasy.

Jest to lekcja podsumowująca i porządkująca informacje.

Mapa pojęcia kwasy: powrót i porównanie do mapy z pierwszej lekcji o kwasach, chyba że zgodnie z sugestią była ona podsumowywana na każdej lekcji.

ortofosforowy(V)

orzeszków arachidowych

tranie

aspiryna

CZYŻ NIE WIECIE, ŻE ODROBINA KWASU CAŁE CIASTO ZAKWASZA

BIBLIA TYSIĄCLECIA, 1 KOR 5, 6

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 C 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	?	?	?

węglowego

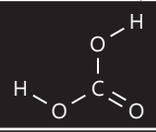
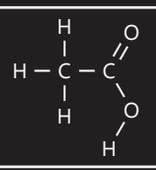
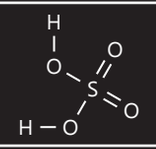
oleinowy

lnianym

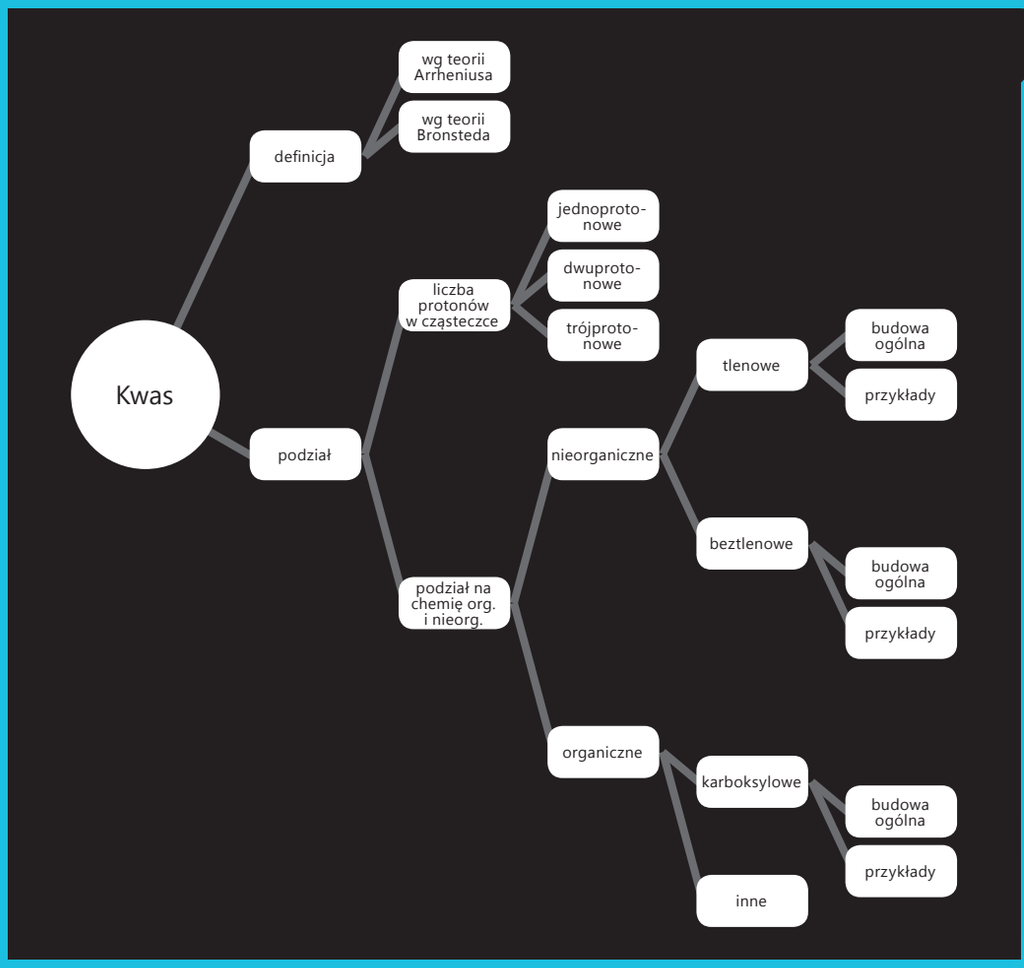
octowy

cytrynowy

apteczce

Nazwa systematyczna kwasu	Wzór strukturalny	Zastosowanie	Występowanie
Kwas węglowy		do produkcji napojów gazowanych	woda mineralna
Kwas chlorowodorowy	H - Cl	różne gałęzie przemysłu	żołądek człowieka i ssaków
Kwas etanowy (octowy)		do zakwaszania potraw, do produkcji leków, sztucznego jedwabiu	ocet
Kwas siarkowy(VI)		produkcja barwników, synteza chemiczna, elektrolit w akumulatorach samochodowych	w przyrodzie nie występuje

Nazwa systematyczna kwasu	Wzór strukturalny	Zastosowanie i występowanie
siarkowodorowy	H_2S	produkt rozkładu substancji białkowych
metanowy	HCOOH	jad mrówek, pokrzywy
propanowy	C_2H_5COOH	występuje w mleku i jest wytwarzany w przewodzie pokarmowym zwierząt
butanowy	C_3H_7COOH	produkt jełczenia masła
pentanowy	$C_4H_{10}COOH$	korzenie niektórych roślin, działa uspokajająco
oktadekanowy	$C_{17}H_{35}COOH$	składnik tłuszczów zwierzęcych
dokozanowy	$C_{21}H_{43}COOH$	orzeszki ziemne
etanodiowy	$(COO)_2H_2$	szczaw, rabarbar
benzenokarboksylowy	C_6H_5COOH	maliny, anyż



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

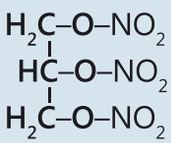
DOŚWIADCZENIE DOMOWE

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

Trzy objętości: HCl,
jedna objętość: HNO_3,
1 dm^3 : 4 = 0,25 dm^3.
Należy użyć 0,75 dm^3 HCl
oraz 0,25 dm^3 HNO_3.

Skoro 1 cm^3 – 1,1771 g,
to 750 cm^3 – x g,
x = 750 • 1,1771 = 882,825 g.

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.

Zasada działania aerometru opiera się na prawie Archimedesa. Siła wyporu związana z objętością dolnej bańki wypycha go do góry, a obciążenie (ołowiany śrut) pcha go w dół. Zasada jego działania jest zatem oparta na odwrotnej proporcjonalności pomiędzy gęstością badanej cieczy a głębokością zanurzenia w niej aerometru.

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.

Kwas dziesięcioprocentowy oznacza, że w 100 g roztworu jest 10 g kwasu etanowego, czyli w 200 g roztwory jest x g kwasu:

x = 20 g.

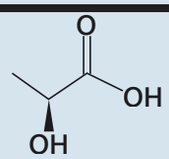
Kwas sześcioprocentowy oznacza, że 6 g kwasu etanowego jest w 100 g roztworu, czyli jeżeli mamy 20 g, to 20 g kwasu jest w y g roztworu:

y = 333 g.

Aby otrzymać 333 g roztworu, do 200g należy dodać 133 g, czyli 133 cm^3 wody.

Napoje, bezmleczne dipy, ciasta (jabłecznik), gumy do żucia, soki owocowe, margaryna, lody.

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.

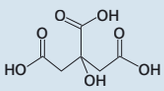
PRZEPIS NA KISZONĄ KAPUSTĘ

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.

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.

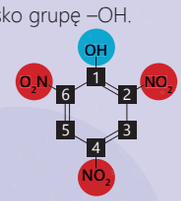
W 100 cm^3 wody (czyli w 100 g wody) rozpuszcza się 133 g kwasu, czyli 133 g kwasu jest w 233 g roztworu (masa wody + masa kwasu).

x g kwasu jest w 100 g roztworu:
x = 133 • 100 : 233 = 57,1%.

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.

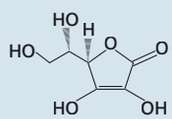
Przerysuj do zeszytu wzór strukturalny kwasu pikrynowego. Ponumeruj atomy węgla we wzorze strukturalnym kwasu pikrynowego zgodnie z jego nazwą systematyczną. Zaznacz na czerwono grupy nitrowe, a na niebiesko grupę –OH.



Kwas pikrynowy stosowany był jako materiał wybuchowy, obecnie stosuje się go jako składnik roztworów trawiących w metalografii żelazo i stal.

Co jeszcze trzeba wiedzieć o kwasach?

WZÓR STRUKTURALNY KWASU ASKORBINOWEGO



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.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Zaplanuj doświadczenia, w których udowodnisz:

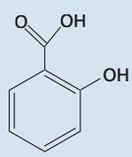
1. Kwaśny charakter wodnego roztworu witaminy C.

2. Jej antyutleniające właściwości.

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.

Przed wywołaniem nie widać napisu na kartce. Po wywołaniu obserwuje się fioletowo-czerwone zabarwienie w miejscach obecności kwasu salicylowego.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU SALICYLOWEGO



DOŚWIADCZENIE 162.

ATRAMENT SYMPATYCZNY NR 3

WYKONANIE

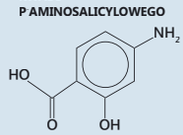
Na kartce papieru napisz tekst za pomocą roztworu kwasu salicylowego i wywołaj go roztworem zawierającym jony żelaza.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

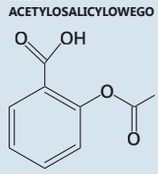
Kwas salicylowy może zostać zastosowany do wykrywania jonów żelaza i jako atrament sympatyczny.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU P AMINOSALICYLOWEGO



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.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU ACETYLOSALICYLOWEGO



W niniejszej lekcji omówiliśmy w skrócie zastosowanie tylko wybranych kwasów. Liczba kwasów, które odgrywają ważną rolę w różnych dziedzinach naszego życia, jest znacznie większa.

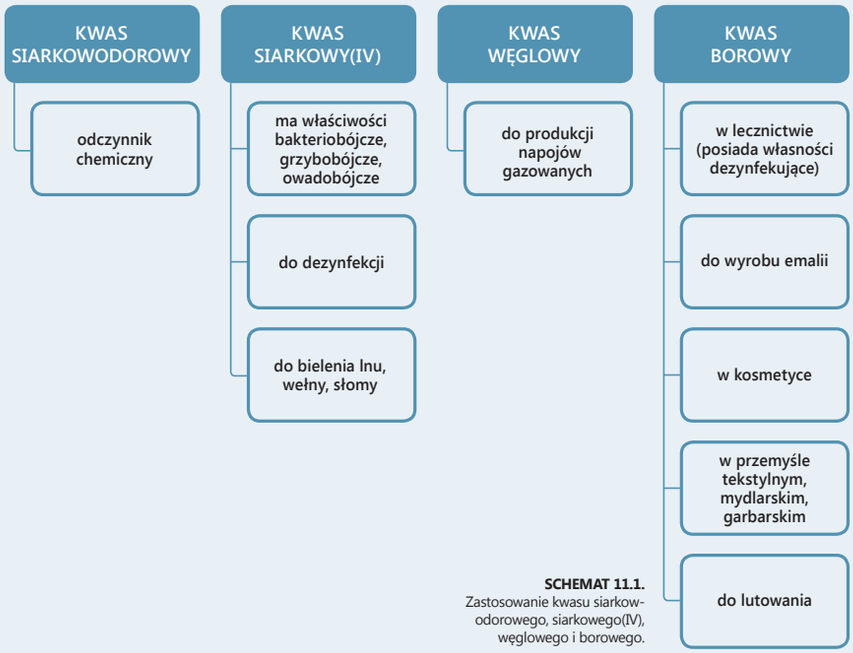
11.6. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

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.

KWAS SOLNY

- w przemyśle (metalurgicznym, włókienniczym, tworzyw sztucznych)
- w garbarstwie
- do produkcji mas plastycznych, barwników
- w lecznictwie
- jako składnik środków czyszczących

KWAS SIARKOWY(VI)

- do wyrobu nawozów sztucznych
- do czyszczenia (trawienia powierzchni metali)
- do suszenia gazów (własciwości higroskopijne)
- do produkcji papieru
- do rafinacji tłuszczów i olejów
- do oczyszczania nafty i wosku ziemnego oraz parafiny
- do wyrobu włókien sztucznych i materiałów wybuchowych
- do otrzymywania innych chemikaliów
- jako elektrolit w akumulatorach
- w garbarstwie, drożdżownictwie, gorzelnictwie, farbiarstwie
- do produkcji środków piorących
- jako odczynnik w laboratoriach
- do produkcji kwasu solnego

KWAS AZOTOWY(V)

- w przemyśle chemicznym
- do wyrobu nawozów sztucznych, jedwabiu sztucznego
- do wyrobu barwników, lakierów sztucznych
- do produkcji materiałów wybuchowych
- w przemysle farmaceutycznycm
- jako utleniacz w paliwach rakietowych
- do oczyszczania powierzchni metali

KWAS ORTOFOSFOROWY(V)

- do wyrobu nawozów sztucznych (np. superfosfatu podwójnego)
- w przemyśle spożywczym (jako dodatek do napojów – gazowanych; antyutleniacz)
- do wytwarzania fosforanowych powłok ochronnych na metalach
- do wytwarzania środków farmaceutycznych
- do oczyszczania soków w cukrownictwie
- jako płyn do lutowania
- w stomatologii do wyrobu kitów porcelanowych
- w lecznictwie
- w laboratoriach analitycznych
- do wyrobu środków piorących
- do odrdzewiania
- do usuwania kamienia kotłowego (np w kotłach parowych, chłodnicach, czajnikach)

SCHEMAT 11.2. Zastosowanie kwasu solnego, siarkowego(VI), azotowego(V) i ortofosforowego(V).

Co powstaje w wyniku reakcji tlenków niemetali z wodą?

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.

250

DUCH CHEMII

PIKTOGRAMY

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

liczba atomowa — 26; symbol — Fe; nazwa — żelazo; elektroujemność — 1,83

metale
niemetale
nietworzące związków chemicznych
metaloidy

Okres	Grupa 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	2,20 H 1 wodór																	He 2 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