DUCH CHEMII

DUCH CHEMII

CZĘŚĆ 3

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: 978-83-63295-69-1
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

12. Zasady, wodorotlenki i alkohole – czy te związki mają ze sobą coś wspólnego? . . . 9
12.1. Czym w chemii są zasady? . . . 9
12.2. Jakie jeszcze związki są zasadami? . . . 14
12.3. Czy wszystkie wodorotlenki są zasadami? . . . 18
12.4. Jak powstają wodorotlenki? . . . 23
12.5. Czy alkohole mają właściwości zasadowe? . . . 27
12.6. Czy wszystkie alkohole są szkodliwe? . . . 33
12.7. Dlaczego związki zawierające grupę -OH mają różne właściwości? . . . 40
12.8. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania . . . 43
Odpowiedzi . . . 45

13. Ile różnych rodzajów soli zna chemik? . . . 53
13.1. Czy kwasem i wodorotlenkiem można posolić zupę? . . . 53
13.2. Jak tworzy się wzory sumaryczne i nazwy soli? . . . 59
13.3. Czy tylko wodorotlenki reagują z kwasami? . . . 66
13.4. Jak zbudowane są sole? . . . 74
13.5. Czy wszystkie sole zachowują się w wodzie tak samo? . . . 83
13.6. Co dzieje się z solami, gdy ulegają rozpuszczeniu? . . . 87
13.7. Czy można ze skały wycisnąć wodę? . . . 94
13.8. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania . . . 101
Odpowiedzi . . . 102

14. Co jeszcze warto wiedzieć o solach? . . . 107
14.1. Jak kwasy działają na wapienie? . . . 107
14.2. Jakie są metody otrzymywania soli? . . . 115
14.3. Czy mydło to sól? . . . 133
14.4. Gdzie stosujemy sól? . . . 139
14.5. Gdzie w przyrodzie występują sole? . . . 145
14.6. Jak sole działają na środowisko przyrodnicze? . . . 148
14.7. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania . . . 150
Odpowiedzi . . . 151

B

15. Jakie związki organiczne znamy z codziennego życia? . . . 155
15.1. Czy kwasy reagują z alkoholem? . . . 155
15.2. Czy wszystkie estry pachną? . . . 163
15.3. Czy wzory cukrów prostych są proste? . . . 169
15.4. Jaki dwucukier jest najpopularniejszy? . . . 176
15.5. Które cukry nie są słodkie? . . . 180
15.6. Jak powstają białka? . . . 185
15.7. Czy można odwrócić ścinanie białek? . . . 192
15.8. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania . . . 200
Odpowiedzi . . . 201

16. Czego nauczyliśmy się na lekcjach chemii? . . . 209
16.1. Co wiemy o związkach wapnia? . . . 209
16.2. Co wiemy o związkach węgla? . . . 221
16.3. Jak w przyrodzie krążą pierwiastki? . . . 226
16.4. Jak rozdzielamy mieszaniny? . . . 228
16.5. Jak zmienia się charakter tlenków? . . . 233
16.6. Jak z pierwiastków otrzymać sól? . . . 238
16.7. Jakie tworzywa znajdują się wokół nas? . . . 240
16.8. Jak bardzo człowiek potrafi sam sobie zaszkodzić? . . . 243

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.

12. ZASADY, WODOROTLENKI I ALKOHOLE – CZY TE ZWIĄZKI MAJĄ ZE SOBĄ COŚ WSPÓLNEGO?

ABY ZAPOMNIEĆ O ZASADACH,
NALEŻY JE ZNAĆ I SZANOWAĆ.

PAULO COELHO [paulo koelo], „CZAROWNICA Z PORTOBELLO"

12.1. CZYM W CHEMII SĄ ZASADY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, pH, hybrydyzacja; właściwości amoniaku;**
- **w jaki sposób badałaś/badałeś pH roztworu.**

W tym miejscu przypominamy informacje o amoniaku. Powtarzanie i stopniowe rozszerzanie omówionego już materiału sprawia, że uczniowie nie tylko zdobywają, lecz także stosują wiedzę chemiczną.
W trzeciej klasie gimnazjum uczniowie powinni już wiedzieć, jak przygotować się do lekcji.

W życiu codziennym słowo „zasady" rozumiemy jako zbiór reguł, którymi się kierujemy w naszym postępowaniu. Aby zrozumieć, czym są **zasady** w chemii, przypomnijmy sobie budowę cząsteczki amoniaku (azanu).

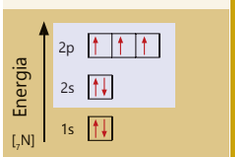
Sprawdź, czy w znanych Ci językach obcych słowo „zasada" też ma wiele znaczeń.

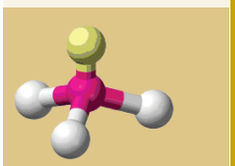
ĆWICZENIE 322.

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

Z układu okresowego odczytujemy, że atom wodoru może uwspólniać 1 elektron. Z konfiguracji elektronowej azotu wynika, że atom tego pierwiastka ma 5 elektronów walencyjnych, z których 3 są niesparowane, a 2 sparowane. W połączeniu z atomami wodoru powstaje cząsteczka, w której atom azotu jest trójwartościowy, czyli uwspólnia 3 elektrony. W związku z tym każdy z 1 elektronów azotu tworzy 1 wiązanie z 1 elektronem pochodzącym od trzech atomów wodoru. W sumie powstają 3 wiązania pojedyncze pomiędzy 1 atomem azotu i 3 atomami wodoru.

Pozostałe 2 sparowane elektrony walencyjne w atomie azotu pozostają w postaci wolnej ..... Nie biorą udziału w tworzeniu wiązania chemicznego, lecz mają wpływ na rozmieszczenie atomów w przestrzeni.





Kształt cząsteczki amoniaku (azanu); wolna para elektronowa zaznaczona na żółto.

pary elektronowej

Zapisy NH_4OH oraz $NH_3 \cdot H_2O$ są błędne i nie mogą być stosowane. Jeżeli zależy nam na podkreśleniu, że mówimy o wodnym roztworze amoniaku, substancję tę można przedstawić wzorem NH_3aq. Podobnie nie piszemy $HCl \cdot H_2O$.

E = 3,0 – 2,1 = 0,9. Jest to wiązanie atomowe spolaryzowane.

drugi

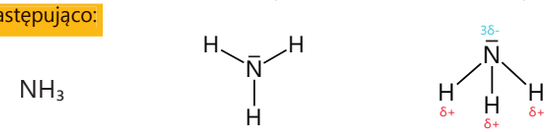
niebiesko

żółto

niesparowane

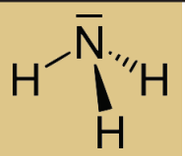
ostrosłupa trójkątnego

Cząsteczkę amoniaku za pomocą wzorów można przedstawić następująco:



WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI AMONIAKU | WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI AMONIAKU | WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI AMONIAKU Z ZAZNACZONYM ROZKŁADEM ŁADUNKU ELEKTRYCZNEGO

WZÓR STRUKTURALNY AMONIAKU, odzwierciedlający jego przestrzenną strukturę:



Wiązanie zaznaczone pojedynczą kreską jest umiejscowione w płaszczyźnie kartki; wiązanie zaznaczone trójkątem pełnym symbolizuje, że atom znajduje się przed kartką; trójkąt zaznaczony liniami przerywanymi symbolizuje, że atom jest umiejscowiony z tyłu, za kartką.

ĆWICZENIE 323.

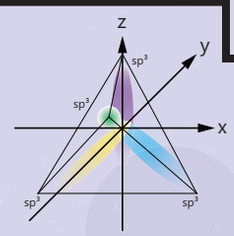
Odczytaj z układu okresowego elektroujemność azotu i wodoru. W zeszycie oblicz różnicę elektroujemności. Na tej podstawie określ typ wiązania występujący w cząsteczce amoniaku.

W cząsteczce amoniaku atom centralny, czyli atom azotu, ma hybrydyzację **sp³**.

ĆWICZENIE 324.

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

Gdy atom ..... ulegnie hybrydyzacji **sp³**, jego 5 elektronów walencyjnych umieści się na ..... hybrydach, np. w następujący sposób:



- ..... elektron będzie obsadzał zhybrydyzowany orbital **sp³** (żółty),
- ..... elektron będzie obsadzał zhybrydyzowany orbital **sp³** (niebieski),
- ..... elektron będzie obsadzał zhybrydyzowany orbital **sp³** (zielony),
- pozostałe elektrony ..... i ..... będą obsadzać zhybrydyzowany orbital **sp³** (fioletowy).

W tym przypadku atom azotu do tworzenia wiązań wykorzystuje 3 hybrydy zawierające po jednym, ... elektronie (zaznaczone na rysunku na .... i .....). Zhybrydyzowany orbital zawierający ..... elektrony (na rysunku fioletowy) pozostaje niewykorzystany do tworzenia wiązań. To tzw. wolna para elektronowa we wzorach sumarycznych zaznaczana ..... (lub dwiema kropkami) obok atomu. Tworząc cząsteczkę amoniaku (azanu), atom azotu utworzy 3 wiązania z 3 atomami wodoru. Cząsteczka NH_3 ma kształt .....

azotu

pierwszy

trzeci

czwarty

piąty

niesparowanym

zielono

kreską

Suchy papierek nie zmienia swojej barwy, natomiast mokry barwi się na malinowo.

Produkt reakcji amoniaku z wodą powoduje zmianę barwy papierka wskaźnikowego.

Celem podrozdziału jest wprowadzenie pojęcia zasady jako pojęcia przeciwnego pojęciu kwasu. Sam amoniak (azan) jest szczególnie istotnym przykładem zasady, ze względu na rolę soli amonowych oraz amin.

Zbadajmy, jakie pH ma wodny roztwór amoniaku.

DOŚWIADCZENIE 163.

WYKONANIE

Przygotuj dwa papierki nasycone roztworem fenoloftaleiny, jeden z nich wysusz. Do niewielkiej zlewki nalej roztwór stężonego amoniaku. Umieść przygotowane papierki w odległości kilkunastu centymetrów od zlewki z roztworem amoniaku.

Prace ze stężonym amoniakiem należy prowadzić wyłącznie pod wyciągiem (digestorium).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Na podstawie powyższego doświadczenia możemy stwierdzić, że zaszła reakcja pomiędzy wodą a amoniakiem. W reakcji tej nie powstał jon oksoniowy, bo gdyby tak było, to fenoloftaleina nie zmieniłaby swojego zabarwienia (porównaj doświadczenia kwasów z fenoloftaleiną).

Przebieg reakcji pomiędzy cząsteczką amoniaku (azanu) a cząsteczką wody (oksydanu) można przedstawić graficznie:

RYSUNEK 12.1. Przebieg reakcji pomiędzy cząsteczką amoniaku (azanu) a cząsteczką wody (oksydanu).

Cząsteczki wody i amoniaku w roztworze poruszają się chaotycznie. W chwili zderzenia się tworzą nietrwałe połączenie amoniaku z wodą. Jest to możliwe, gdyż atom azotu w cząsteczce amoniaku dysponuje wolną parą elektronową, którą wykorzystuje do utworzenia tego połączenia. Z powodu silnej polaryzacji wiązania pomiędzy atomami tlenu i wodoru w cząsteczce wody, na atomie wodoru występuje cząstkowy ładunek dodatni. W momencie rozerwania tego nietrwałego połączenia, chmura elektronowa, pochodząca od atomu wodoru, pozostanie przy cząsteczce wody, a jon wodoru pozostanie przy cząsteczce amoniaku. W wyniku tego procesu powstaną dwa jony – ujemny OH^- oraz dodatni NH_4^+.

Powyższy proces można przedstawić za pomocą równania reakcji:

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-.$$

Zastanów się, jakie wiązania występują w jonie amonowym.

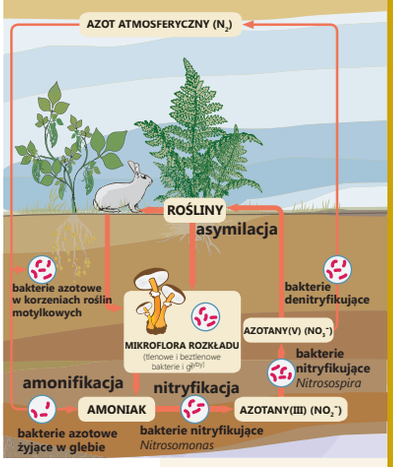
CZĄSTECZKA AMONIAKU – akceptor (biorca) jonu wodoru (protonu).

CZĄSTECZKA WODY – donor jonu wodoru (protonu).

WOLNA PARA ELEKTRONOWA w atomie azotu w cząsteczce amoniaku – donor (dawca) elektronów.

JON WODORU oderwany od cząsteczki wody i przyłączony do cząsteczki amoniaku – akceptor elektronów.

Przypomnij sobie z klasy pierwszej obieg azotu. Znajdź na schemacie jon amonowy.



W tej reakcji cząsteczka wody oddaje jon wodoru (proton) – jest kwasem, a cząsteczka amoniaku przyjmuje jon wodoru (proton) – jest zasadą.

Powstały w reakcji jon OH^- nosi nazwę jonu wodorotlenkowego, a jon NH_4^+ to jon amonowy, który spełnia bardzo ważną rolę w przyrodzie (m.in. jest jednym z ogniw obiegu azotu).

! ZAPAMIĘTAJ

ZASADA – substancja chemiczna, która w reakcjach chemicznych przyjmuje jon wodoru (proton).

DOŚWIADCZENIE 164.

WYKONANIE

Sprawdź, jak jon wodorotlenkowy zmienia barwę wskaźników roślinnych.

Nalej do czterech probówek po 1 cm^3 rozcieńczonego roztworu amoniaku. Do pierwszej dodaj kroplę wywaru z czerwonej kapusty, do drugiej – z czerwonego buraka, do trzeciej – z borówek (czarnych jagód), a do czwartej – słabo zaparzonej czarnej herbaty.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

PAPIERKI WSKAŹNIKOWE pH

Zmiana barw w roztworach o różnym pH.

DOŚWIADCZENIE 165.

WYKONANIE

Sprawdź, jak jon wodorotlenkowy zmienia barwę innych wskaźników.

Nalej do czterech probówek po 1 cm^3 roztworu amoniaku. Do pierwszej dodaj kroplę roztworu błękitu bromotymolowego, do drugiej – roztworu oranżu metylowego, a do trzeciej wprowadź uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Jon wodorotlenkowy OH^- odpowiada za zmianę barwy fenoloftaleiny.

Czerwona kapusta barwi się na zielono, sok z buraków oraz herbata ciemnieją, zaś wywar z czarnych jagód zmienia barwę na niebieską.

Jony wodorotlenkowe powodują zmianę barwy wielu naturalnych wskaźników.

Błękit bromotymolowy w obecności amoniaku przyjmuje niebieskie zabarwienie, zaś oranż metylowy staje się żółtopomarańczowy. Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego zmienia się na niebieską.

Jony wodorotlenkowe powodują zmianę barwy wielu substancji, które mogą być wykorzystywane jako wskaźniki.

ĆWICZENIE 325.

W zeszycie napisz równanie reakcji chlorowodoru z wodą i amoniaku z wodą. Zaznacz w obu reakcjach kwas (dawcę jonu wodoru) i zasadę (biorcę jonu wodoru).

$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
HCl – kwas; H_2O – zasada.
$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
NH_3 – zasada; H_2O – kwas.

W pierwszej reakcji cząsteczka chlorowodoru jest dawcą jonu wodoru, natomiast cząsteczka wody jest jego biorcą. W drugiej reakcji cząsteczka amoniaku jest biorcą jonu wodoru, a cząsteczka wody jego dawcą. Zgodnie z definicją kwasu i zasady, w pierwszym przypadku cząsteczka wody odgrywała rolę zasady („brała" jon wodoru), natomiast w drugim – kwasu („oddawała" jon wodoru).

AMONIAK, AMONIACZEK – zwyczajowe nazwy związku chemicznego stosowanego jako spulchniacz do ciasta.

W wysokiej temperaturze rozkłada się on, wydzielając gazy – amoniak i tlenek węgla(IV), które spulchniają ciasto:

$NH_4HCO_3 \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O + CO_2\uparrow$.

W domu samodzielnie zbadaj odczyn wodnego roztworu tej substancji. Zapisz w zeszycie, w jaki sposób wykonałaś/wykonałeś to doświadczenie.

ZAPAMIĘTAJ

CZĄSTECZKA WODY, w zależności od budowy substancji, z którą reaguje, może odgrywać rolę kwasu lub zasady.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego przez przepuszczenie 11,2 dm^3 gazowego amoniaku (warunki normalne) przez 100 cm^3 wody (w warunkach normalnych wartość gęstości wody przyjmij 1g/cm^3).

Rozwiązanie:

1 mol dowolnego gazu to 22,4 dm^3, czyli 11,2 dm^3 to 0,5 mola amoniaku.

1 mol amoniaku (NH_3) ma masę równą: 14 g + 1 g · 3 = 17 g, czyli masa 0,5 mola = 8,5 g.

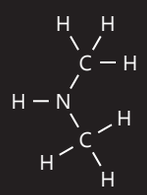
8,5 g amoniaku jest w 108,5 g roztworu, x amoniaku jest w 100 g roztworu.

$$x = \frac{8{,}5\ g \cdot 100\ g}{108{,}5\ g}$$

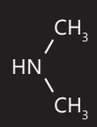
$$x = 7{,}8\ g\ NH_3$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu wynosi 7,8%.

Wzór strukturalny:



Wzór grupowy:



Aminy nie znajdują się co prawda w podstawie programowej, lecz bez ich wprowadzenia trudno przedstawić pojęcia aminokwasów oraz białek. Dlatego podrozdział wprowadza aminy, stanowiąc jednocześnie lekcję powtórzeniową i utrwalającą pojęcia: zasady, szeregu homologicznego oraz izomerii.

ZGNIŁE JAJECZKO WLAĆ BEZ SKORUPKI, CZOSNEK, CEBULĘ RAZEM DO KUPKI. DODAĆ AMONIAK I SIARKOWODÓR, NOS ZATYKAJĄC CZEKAĆ NA ODÓR.

HENRYK JERZY CHMIELEWSKI, „TYTUS, ROMEK I A'TOMEK" (KSIĘGA XVI)

12.2. JAKIE JESZCZE ZWIĄZKI SĄ ZASADAMI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

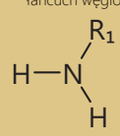
Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: węglowodór, grupa funkcyjna, zasada, izomeria;**
- **jak zbudowany jest amoniak i benzen.**

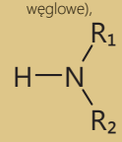
RZĘDOWOŚĆ AMIN

Ze względu na liczbę przyłączonych łańcuchów węglowych do atomu azotu mówi się o:

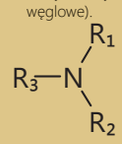
- aminach pierwszorzędowych (jeden łańcuch węglowy),



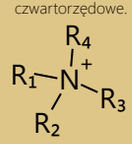
- aminach drugorzędowych (dwa łańcuchy węglowe),



- aminach trzeciorzędowych (trzy łańcuchy węglowe).

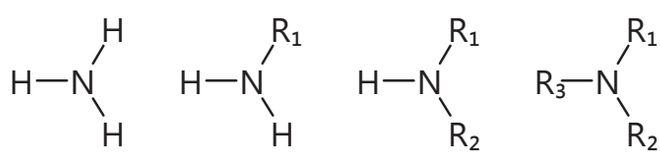


Kationy amoniowe określa się jako czwartorzędowe.



Wiesz, że węglowodory mogą tworzyć pochodne, w których zamiast atomów wodoru znajdują się grupy funkcyjne. Są to nowe rodziny związków, np. kwasy karboksylowe, które także układają się w szeregi homologiczne.

Taką nową rodziną są również związki, które traktuje się jako organiczne pochodne amoniaku, czyli aminy.



Symbole: R_1, R_2, R_3 oznaczają fragmenty łańcuchów węglowodorowych, które mogą być takie same ($R_1 = R_2 = R_3$) lub różne.

Najprostszą aminą jest metyloamina CH_3NH_2. Jest to trujący, bezbarwny, łatwopalny gaz, o nieprzyjemnym zapachu zbliżonym do amoniaku i psujących się ryb. Metyloamina reaguje z kwasem solnym, odbierając od niego jon wodoru (proton):

$$CH_3NH_2 + HCl \rightarrow CH_3NH_3^+ + Cl^-.$$

Kolejny związek w szeregu homologicznym to etyloamina o wzorze grupowym $CH_3NH_2NH_2$. Jest to bezbarwna, łatwopalna, lotna ciecz o zapachu podobnym do amoniaku.

JAKIE JESZCZE ZWIĄZKI SĄ ZASADAMI?

ĆWICZENIE 326.

Istnieją dwie aminy o wzorze $C_2H_5NH_2$. Jeden ze wzorów narysowany jest na marginesie. W zeszycie narysuj wzór strukturalny drugiej aminy i podaj jej wzór grupowy.

Z uwagi na fakt, że aminy mogą tworzyć izomery (co to są izomery omawialiśmy, gdy wprowadzaliśmy wiadomości o węglowodorach) poprzez tworzenie związków o różnej rzędowości, liczba izomerów amin wzrasta lawinowo:

- CH_3NH_2
  - metyloamina
- $C_2H_5NH_2$
  - etyloamina
  - dimetyloamina
- $C_3H_7NH_2$
  - propylo-1-amina
  - propylo-2-amina
  - metyloetyloamina
  - trimetyloamina

SCHEMAT 12.1. Liczba amin w związkach o różnej rzędowości.

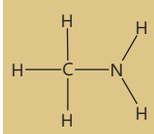
ĆWICZENIE 327.

Na podstawie powyższych przykładów podaj zasady tworzenia nazw amin pierwszorzędowych.

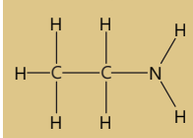
ĆWICZENIE 328.

Na podstawie dostępnych źródeł, np. Internetu, podaj, gdzie znalazły zastosowanie aminy, których wzory i nazwy podano na marginesie.

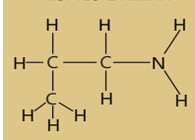
METYLOAMINA



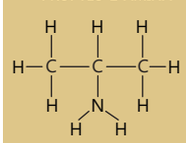
ETYLOAMINA



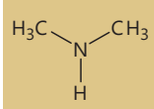
PROPYLO-1-AMINA



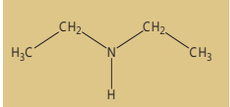
PROPYLO-2-AMINA



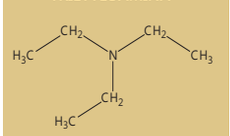
DIMETYLOAMINA



DIETYLOAMINA



TRIETYLOAMINA



Podstawowym systemem nazewnictwa amin jest użycie rdzenia „-amina" oraz nazw podstawników węglowodorowych, wymienionych w przedrostku w kolejności alfabetycznej. W przypadku amin zawierających więcej grup aminowych, nazwę wyprowadza się od węglowodoru macierzystego i po dodaniu łącznika „-o-" (np. „etylo-") nazwę uzupełnia się o kolejny przedrostek, np. „di-", „tri-".

Metyloamina służy do syntezy barwników i garbników, znalazła zastosowanie w farmacji, w produkcji pestycydów oraz jako rozpuszczalnik.
Etyloamina jest wykorzystywana do produkcji leków, pestycydów, inhibitorów korozji oraz przy rafinacji ropy naftowej.
Dimetyloamina jest absorbentem gazów kwaśnych, czynnikiem flotacyjnym, stabilizatorem benzyny i rozpuszczalnikiem, wykorzystuje się ją także w przemyśle włókienniczym oraz do wyrobu mydeł, a także środków czyszczących i służących do depilacji.
Dietyloamina służy jako czynnik antykorozyjny, jest wykorzystywana również przy produkcji gum, farb, leków i żywic.

hybrydyzacji

całą

W temperaturze pokojowej anilina pozostaje w ciekłym stanie skupienia. Pozostawiona na powietrzu, substancja przyjmuje brunatną barwę. Po dodaniu aniliny do wody utworzyły się dwie warstwy, dolną z nich stanowiła anilina, a górną woda. Uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje zielononiebieskie zabarwienie. Substancja pachnie zepsutymi rybami.

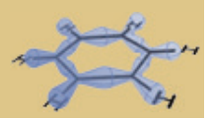
Anilina jest bezbarwną, brunatniejącą na powietrzu cieczą o zasadowym odczynie. Jest słabo rozpuszczalna w wodzie. Posiada charakterystyczny zapach.

Dodanie wodnego roztworu kwasu solnego do aniliny powoduje powstanie jednorodnej substancji.

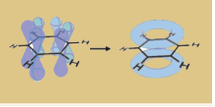
Anilina reaguje z kwasem solnym.

I- i II-rzędowe aminy mają charakterystyczny rybi zapach. Aminy z grupami metylowymi (metyloamina, dimetyloamina) są tak jak amoniak dobrze rozpuszczalnymi w wodzie gazami. Natomiast aminy, w których do atomu azotu przyłączone są dłuższe fragmenty łańcucha węglowodorowego, są cieczami lub ciałami stałymi. Wraz ze wzrostem długości łańcuchów węglowych aminy coraz gorzej rozpuszczają się w wodzie.

WIĄZANIA SIGMA W CZĄSTECZCE BENZENU



WIĄZANIA PI W CZĄSTECZCE BENZENU



ĆWICZENIE 329.

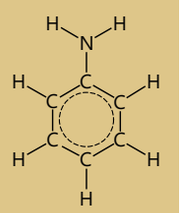
Przypomnij sobie informacje z klasy pierwszej, jak zbudowana jest cząsteczka benzenu. Przeczytaj głośno fragment i uzupełnij (ustnie) brakujące słowa.

Atomy węgla w cząsteczce benzenu ulegają ..... sp^2 i wytworzone orbitale, nakładając się na siebie, tworzą 6 wiązań atomowych sigma.

Natomiast 6 niezhybrydowanych orbitali p_z (od 6 atomów węgla) nakłada się wzajemnie na siebie, tworząc jedno ? wiązanie. Wiązanie to zawiera 6 elektronów (sekstet elektronowy) i obejmuje swoim zasięgiem ..... cząsteczkę.

ANILINA

Wzór strukturalny



Wzór szkieletowy

Najprostszą aminą aromatyczną (pochodzącą od benzenu) jest anilina (nazwa systematyczna fenyloamina, wzór: $C_6H_5NH_2$).

DOŚWIADCZENIE 166.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości aniliny: stan skupienia, rozpuszczalność w wodzie, odczyn, zapach i gęstość względem wody.

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

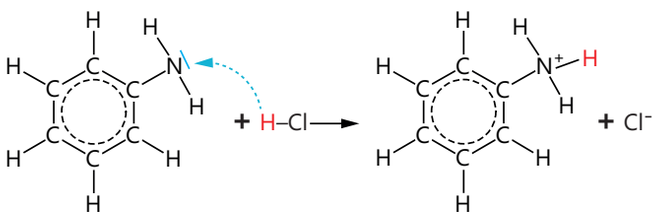
DOŚWIADCZENIE 167.

WYKONANIE

Zbadaj reakcje aniliny z rozcieńczonym roztworem kwasu solnego.

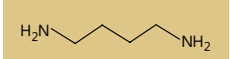
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Anilina jest bezbarwną cieczą, która pozostawiona na powietrzu, brunatnieje. Ma charakterystyczny zapach (zepsutych ryb). Jest słabo rozpuszczalna w wodzie, a jej gęstość jest większa od gęstości wody. Ma słaby odczyn zasadowy. Reaguje z kwasami, dając łatwo krystalizujące sole, np.:

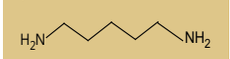


Niektóre aminy mają kilka grup aminowych w swojej strukturze. Część z nich występuje w komórkach organizmów żywych jako aminy biogenne. Są nimi np.: putrescyna, kadaweryna, spermidyna. Putrescyna powstaje w wyniku rozpadu białek, odpowiada za nieprzyjemny zapach rozkładającej się materii organicznej (np. mięsa) oraz za nieświeży oddech. Kadaweryna (oleista ciecz) ma zapach rozkładających się zwłok i jest szkodliwa dla zdrowia, należy do tzw. trupich jadów. Biologiczną rolą spermidyny i sperminy jest ochrona DNA plemników przed kwasowym środowiskiem pochwy.

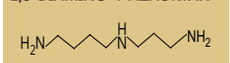
PUTRESCYNA
1,4-DIAMINOBUTAN



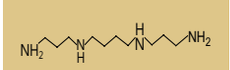
KADAWERYNA
1,5-DIAMINOPENTAN



SPERMIDYNA
1,8-DIAMINO-4-AZAOKTAN



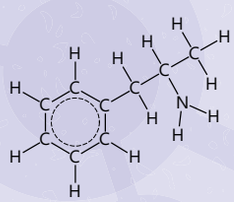
SPERMINA



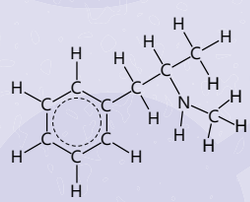
ĆWICZENIE 330.

Do amin należą też związki chemiczne z grupy psychoaktywnych, które działają na układ nerwowy. Są to amfetamina i jej pochodna metamfetamina.

amfetamina
(1-fenylopropylo-2-amina)



metamfetamina
(N-metylo-1-fenylopropylo-2-amina)



Zapisz w zeszycie, jakie niebezpieczeństwa niesie stosowanie powyższych amin.

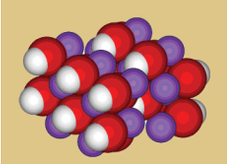
Wodorotlenki są drugą po tlenkach metali omawianą grupą związków o wiązaniach jonowych. Aby stopniować uczniom poziom trudności, przechodzimy od prostych binarnych związków o wzorze strukturalnym Me^{n+} O^{2-} do nieco bardziej skomplikowanych związków o wzorze Me^{n+} OH^{-}. Na końcu wprowadzamy najbardziej rozbudowane sole.
Tak jak przy wszystkich związkach o wiązaniach jonowych, tak również w przypadku wodorotlenków nie możemy używać terminu cząsteczka. Dlatego wcześniej wprowadzone zostało pojęcie mola.

Podstawowym celem podrozdziału jest wprowadzenie pojęcia wodorotlenku. Należy wystrzegać się przy tym przestarzałych nazw tych substancji, np. zasada sodowa.

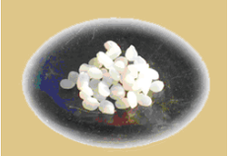
GDYBY NIE WYJĄTKI,
ZASADY BYŁYBY NIE DO ZNIESIENIA.

JERZY LESZCZYŃSKI

12.3. CZY WSZYSTKIE WODOROTLENKI SĄ ZASADAMI?



KRYSZTAŁ WODOROTLENKU SODU



WODOROTLENEK SODU

DŁOŃ POPARZONA WODOROTLENKIEM SODU

Piktogram wodorotlenku sodu.

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- definicje pojęć: zasada, jon wodorotlenkowy, dysocjacja jonowa;
- jak badałaś / badałeś właściwości substancji; w jaki sposób właściwości substancji zależą od występującego w nich typu wiązania.

W reakcji amoniaku z wodą powstają jony wodorotlenkowe OH^-, które odpowiadają za zmianę barwy wskaźników. Jony te reagują z jonami H_3O^+, odrywając od nich jony wodoru. Powstają wówczas cząsteczki wody. Jony OH^- zachowują się więc jak zasady, a jony H_3O^+ jak kwasy. Jony wodorotlenkowe obecne są również w rodzinie substancji zwanych wodorotlenkami. Są to związki chemiczne o budowie jonowej, zawierające jony wodorotlenkowe i kationy metalu. Wzór ogólny wodorotlenków to **$M(OH)_n$**, gdzie **n** jest wartościowością kationu.

! ZAPAMIĘTAJ

WODOROTLENEK – związek chemiczny zawierający kationy metalu i aniony wodorotlenkowe OH^-.

Nazwy wodorotlenków tworzy się, dodając do wyrazu wodorotlenek nazwę metalu w dopełniaczu, np. wodorotlenek sodu, wodorotlenek glinu. Jeżeli metal może wykazywać kilka wartościowości, to za nazwą metalu podaje się w nawiasie liczbę rzymską określającą jego wartościowość w tym wodorotlenku, np. wodorotlenek żelaza(III), wodorotlenek żelaza(II).

Wodorotlenki, jak wszystkie substancje o wiązaniach jonowych, to ciała stałe, o wysokiej temperaturze topnienia.

Czy wszystkie wodorotlenki są zasadami?

Jonowa budowa wodorotlenków ma odzwierciedlenie w ich wzorach strukturalnych.

KATION	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	PRZYKŁAD
M^+	MOH	M^+ O^-—H	K^+ O^-—H
M^{2+}	$M(OH)_2$	M^{2+} O^-—H, O^-—H	Ca^{2+} O^-—H, O^-—H
M^{3+}	$M(OH)_3$	H—O^- M^{3+} O^-—H, O^-—H	H—O^- Al^{3+} O^-—H, O^-—H

TABELA 12.1. Jonowa budowa wodorotlenków.

ĆWICZENIE 331.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją, wpisując nazwy lub wzory wodorotlenków:

NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY
wodorotlenek litu	LiOH	[redacted]
[redacted]	$Pb(OH)_2$	[redacted]
wodorotlenek miedzi(II)	$Cu(OH)_2$	[redacted]
wodorotlenek chromu(III)	$Cr(OH)_3$	[redacted]
[redacted]	$Mg(OH)_2$	[redacted]
wodorotlenek ceru(IV)	$Ce(OH)_4$	[redacted]
[redacted]	$Ba(OH)_2$	Ba^{2+} O^-—H, O^-—H

DOŚWIADCZENIE 168.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj w okularach ochronnych!
Do zlewki o pojemności 100 cm^3 nalej zimną wodę (ok. 50 cm^3) i umieść w niej termometr. Następnie wrzuć do tej zlewki łyżeczkę pastylek wodorotlenku sodu. Obserwuj wskazania termometru.

Przeprowadź [redacted] i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj [redacted] i zapisz je w zeszycie.

Li^+ O^- — H

Pb^{2+} O^- — H, O^- — H

Cu^{2+} O^- — H, O^- — H

H — O^- Cr^{3+} O^- — H, O^- — H

Mg^{2+} O^- — H, O^- — H

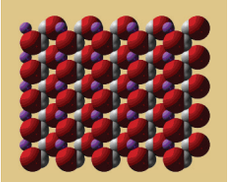
H — O^-, H — O^- Ce^{4+} O^- — H, O^- — H

Po dodaniu wodorotlenku sodu do wody nastąpił gwałtowny wzrost temperatury roztworu.

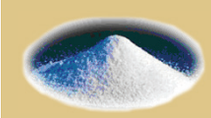
Proces rozpuszczania wodorotlenku sodu w wodzie jest wysoce egzoenergetyczny.

We wszystkich badanych roztworach błękit bromotymolowy oraz wywar z czerwonej kapusty barwią się na niebiesko, natomiast fenoloftaleina na malinowo.

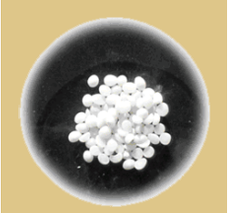
Wszystkie badane roztwory zawierają jony OH^-. Badane substancje wykazują odczyn zasadowy.



STRUKTURA KRYSTALICZNA WODOROTLENKÓW METALI Z 1. GRUPY UKŁADU KRESOWEGO



WODOROTLENEK LITU



WODOROTLENEK POTASU

DOŚWIADCZENIE 169.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj w okularach ochronnych!

Zbadaj odczyn wodorotlenków: sodu, potasu oraz wapnia. Wykorzystaj do tego celu poznane wskaźniki.

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

Wodorotlenek sodu ulega w wodzie dysocjacji elektrolitycznej (rozpadowi na jony). Stosunek jonów wodorotlenkowych do kationów sodu wynosi 1:1, co oznacza, że na jeden kation sodu przypada w jego cząsteczce jeden anion wodorotlenkowy. W związku z tym równanie dysocjacji wodorotlenku sodu zapiszemy następująco:

$$NaOH \xrightarrow{woda} Na^+ + OH^-.$$

Podobnie zachowują się także inne wodorotlenki litowców. Wodorotlenki te dobrze rozpuszczają się w wodzie, ulegając całkowitej dysocjacji.

ĆWICZENIE 332.

W zeszycie napisz równania dysocjacji dla poniższych wodorotlenków:

- wodorotlenek magnezu, $Mg(OH)_2 \xrightleftharpoons{woda} Mg^{2+} + 2OH^-$
- wodorotlenek wapnia, $Ca(OH)_2 \xrightleftharpoons{woda} Ca^{2+} + 2OH^-$
- wodorotlenek strontu, $Sr(OH)_2 \xrightleftharpoons{woda} Sr^{2+} + 2OH^-$
- wodorotlenek baru, $Ba(OH)_2 \xrightleftharpoons{woda} Ba^{2+} + 2OH^-$
- wodorotlenek radu. $Ra(OH)_2 \xrightleftharpoons{woda} Ra^{2+} + 2OH^-$

Wymienione wodorotlenki zalicza się do zasad, dlatego można też spotkać takie ich nazwy, jak: zasada wapniowa, zasada barowa. Dla nasyconych wodnych roztworów wodorotlenków wapnia i baru w użyciu są także nazwy woda wapienna i woda barytowa.

Wiele wodorotlenków jest nierozpuszczalnych w wodzie, w związku z czym nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej. Do roztworu nie są dostarczane jony OH-. Wodorotlenków tego rodzaju nie nazywa się zasadami.

CZY WSZYSTKIE WODOROTLENKI SĄ ZASADAMI?

DOŚWIADCZENIE 170.

WYKONANIE

Na szalce Petriego lub szkiełku zegarkowym umieść kilka pastylek wodorotlenku sodu oraz wodorotlenku potasu. Przyjrzyj się pastylkom, a następnie pozostaw je na powietrzu przez kilkanaście minut. Ponownie obejrzyj zawartość szalki.

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

WODOROTLENEK WAPNIA

Pastylki pozostawione na szalkach, po pewnym czasie, uległy rozpuszczeniu.

ZAPAMIĘTAJ

WODOROTLENKI SODU i **POTASU** mają właściwości higroskopijne.

Piktogram wodorotlenku wapnia.

Wodorotlenki sodu i potasu są higroskopijne.

Wodorotlenek sodu to białe ciało stałe. Ma on bardzo szerokie zastosowanie w przemyśle i życiu codziennym.

DOŚWIADCZENIE 171.

WYKONANIE

Doświadczenie niebezpieczne – wykonuj je pod digestorium, bezwzględnie w okularach i rękawicach ochronnych. Pod żadnym pozorem nie nachylaj się nad zlewką!

Do zlewki o pojemności 150 cm^3 włóż kosmyk włosów. Następnie wsyp dwie łyżeczki wodorotlenku sodu. Zlewkę postaw na stabilnym podłożu i dolej do niej wrzącej wody.

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

Środek do udrażniania rur – KRET.

Włosy zniknęły, roztwór przyjął zaś barwę koloru włosów.

Opisane doświadczenie ilustruje jedno z zastosowań wodorotlenku sodu jako środka do udrożniania rur, popularnie nazywanego kretem.

Wodorotlenek sodu powoduje rozkład substancji białkowych.

Wodorotlenek potasu jest białym ciałem stałym. Jest higroskopijny i łatwo rozpuszczalny w wodzie. Jest również silnie żrący. Reaguje z kwasami, tworząc sole.

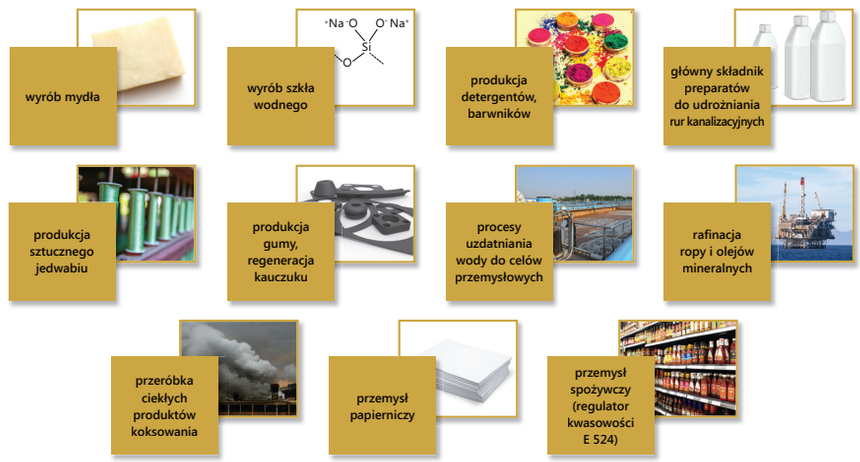
Zastosowania:

- jako środek suszący i bielący,
- jako środek do pochłaniania tlenku węgla(IV),
- jako środek do otrzymywania innych związków potasu, np. soli potasowych,
- jako środek do wyrobu miękkich, mazistych mydeł potasowych,
- do wykonywania matryc w litografii,
- jako elektrolit, np. w akumulatorach niklowo-kadmowych.

Wodorotlenek magnezu jest białym ciałem stałym. Jest trudnorozpuszczalny w wodzie. Reaguje z kwasami, tworząc sole.

Zastosowania:

- w preparatach kosmetycznych oraz w medycynie,
- jako środek w procesie rafinacji cukru,
- jako emulgator,
- jako środek do produkcji wyrobów czekoladowych.



SCHEMAT 12.2. Zastosowanie wodorotlenku sodu.

Wodne roztwory wodorotlenku wapnia znane są powszechnie jako mleko wapienne lub woda wapienna.

SCHEMAT 12.3. Zastosowanie wodorotlenku wapnia.

ĆWICZENIE 333.

Na podstawie literatury omów właściwości i zastosowanie wodorotlenku potasu oraz wodorotlenku magnezu.

PRAWDA TO MAGNEZ MIŁOŚCI,
A MIŁOŚĆ TO WAPŃ ŻYCIA.

DANIEL ANGE [daniel anż]

12.4. JAK POWSTAJĄ WODOROTLENKI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: metal, tlenek niemetalu, wodorotlenek, reakcja egzoenergetyczna;**
- **w jaki sposób badałaś/badałeś właściwości i stan skupienia substancji.**

DOŚWIADCZENIE 172.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj pod digestorium w okularach ochronnych!

Do zlewki o pojemności 250 cm^3 nalej wody do około ¾ pojemności oraz dodaj kilka kropli fenoloftaleiny. Sód osusz z nafty za pomocą bibuły, a następnie krojąc go nożem, usuń zanieczyszczenia i odkrój kawałek nie większy niż ziarno kukurydzy. Na powierzchni wody, w uprzednio przygotowanej zlewce, połóż krążek bibuły filtracyjnej, a na nim umieść odkrojony kawałek sodu.

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

Sód pływa po powierzchni wody i topi się, gwałtownie z nią reagując. Jednocześnie wydziela się bezbarwny gaz, który po chwili się zapala. Roztwór przyjmuje malinowe zabarwienie.

Sód reaguje z wodą. W wyniku tej reakcji powstaje wodór oraz roztwór wodorotlenku sodu.

Sód jest bardzo reaktywnym metalem. W reakcji z wodą wydziela się znaczna ilość ciepła. Malinowa barwa fenoloftaleiny świadczy o tym, iż w wyniku reakcji powstały jony OH^-. Charakterystyczny trzask natomiast dowodzi obecności wodoru w produktach spalania.

$$Na + H_2O \rightarrow ? + OH^- + H_2$$

Reakcja ta jest procesem utleniania sodu i redukcji wody do wodoru. W wyniku reakcji powstały także jony wodorotlenkowe. Atom sodu oddaje 1 elektron, tworząc jon sodu, natomiast cząsteczka wody przyjmuje elektron, tworząc atom wodoru, który łączy się

Jest to okazja do przypomnienia uczniom reakcji redoks. Przedstawione w podręczniku ucznia rozumowanie można zaś powtórzyć przy okazji kolejnych równań reakcji.

Podrozdział zawiera dużą ilość informacji, która może sprawić trudność niektórym uczniom. Po zakończeniu lekcji uczniowie powinni umieć napisać równania reakcji otrzymywania wodorotlenków metodami pierwszą i drugą (metal + woda oraz tlenek metalu + woda). Powinni również wiedzieć, że pozostałe wodorotlenki otrzymuje się w reakcji soli z mocnym wodorotlenkiem. Nie muszą natomiast potrafić pisać równań tego typu.

z atomem wodoru uwolnionym z innej cząsteczki wody, tworząc dwuatomowe cząsteczki. W powstawanie cząsteczki wodoru zaangażowane są 2 elektrony, muszą więc zostać utlenione 2 atomy sodu:

$$2Na \xrightarrow{\text{utlenianie}} 2Na^+ + 2e^-,$$

$$2H_2O + 2e^- \xrightarrow{\text{redukcja}} H_2\uparrow + 2OH^-.$$

Po zsumowaniu proces można przedstawić następująco:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2Na^+ + 2OH^- + H_2\uparrow.$$

Równanie to tłumaczy obecność malinowego zabarwienia roztworu fenoloftaleiny. W wyniku reakcji sodu z wodą powstał roztwór wodorotlenku sodu oraz wodór, co za pomocą wzorów sumarycznych zapisuje się następująco:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH^- + H_2\uparrow.$$

ĆWICZENIE 334.

Analogicznie do sodu reagują z wodą pozostałe metale z 1. grupy układu okresowego. Napisz w zeszycie odpowiednie równania reakcji.

$2Li + 2H_2O \rightarrow 2LiOH + H_2\uparrow$
$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$
$2Rb + 2H_2O \rightarrow 2RbOH + H_2\uparrow$
$2Cs + 2H_2O \rightarrow 2CsOH + H_2\uparrow$

Wykorzystanie fenoloftaleiny zamiast błękitu bromotymolowego może nie przynieść oczekiwanego rezultatu, ze względu na słabą rozpuszczalność wodorotlenku magnezu w wodzie, a tym samym niewielką zawartość jonów OH^-.

SPALANIE MAGNEZU W TLENIE

DOŚWIADCZENIE 173.

WYKONANIE

Na łyżeczkę do spalań nałóż magnez. Rozpal go w płomieniu palnika, a następnie zanurz w dużej kolbie stożkowej, wypełnionej tlenem. Produkt reakcji wsyp do kolby, a następnie nalej około 100 cm^3 wody oraz wstrząśnij kolbą. Dodaj kilka kropli błękitu bromotymolowego.

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

Magnez spala się gwałtownie i z oślepiającym blaskiem. Powstaje biały proszek, który barwi wskaźnik na niebiesko.

W wyniku spalania magnezu w tlenie powstał tlenek magnezu. Następnie tlenek magnezu, reagując z wodą, utworzył wodorotlenek magnezu.

JAK POWSTAJĄ WODOROTLENKI?

DOŚWIADCZENIE 174.

WYKONANIE

Do zlewki o pojemności 150 cm^3 nalej około 70 cm^3 wody, a następnie wsyp ostrożnie łyżeczkę tlenku wapnia. Całość wymieszaj i przesącz przez sączek. Do niewielkiej porcji powstałego roztworu dodaj kilka kropli fenoloftaleiny.

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

Fenoloftaleina przyjmuje malinowe zabarwienie.

Tlenek wapnia reaguje z wodą, tworząc wodorotlenek wapnia.

Tlenki metali 2. grupy układu okresowego reagują z wodą, tworząc wodorotlenki, co można przedstawić na przykładzie reakcji tlenku magnezu i tlenku wapnia z wodą:

$$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2,$$

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

ĆWICZENIE 335.

Analogicznie do magnezu i wapnia reagują z tlenem pozostałe pierwiastki 2. grupy układu okresowego. Napisz w zeszycie równania zachodzących reakcji.

$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$
$BeO + H_2O \rightarrow Be(OH)_2$
$SrO + H_2O \rightarrow Sr(OH)_2$
$RaO + H_2O \rightarrow Ra(OH)_2$

Wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie otrzymuje się w wyniku reakcji wodorotlenku sodu lub potasu z rozpuszczalnym w wodzie związkiem chemicznym, zawierającym kation danego wodorotlenku.

DOŚWIADCZENIE 175.

WYKONANIE

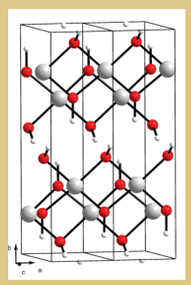
Do probówki nalej niewielką ilość roztworu substancji o nazwie siarczan(VI) miedzi(II) lub azotan(V) miedzi(II). Do tego roztworu dodaj kilka kropli roztworu wodorotlenku sodu.

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

WODOROTLENEK MIEDZI(II)

Wytrąca się niebieski, galaretowaty osad.

W wyniku reakcji powstał trudnorozpuszczalny w wodzie osad wodorotlenku miedzi(II).



STRUKTURA KRYSTALICZNA WODOROTLENKU MIEDZI(II)

$Fe(NO_3)_2 + KOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2KNO_3$
$Ni(NO_3)_2 + KOH \rightarrow Ni(OH)_2\downarrow + 2KNO_3$
$Al(NO_3)_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3$
$Cr(NO_3)_3 + 3NaOH \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3$

ĆWICZENIE 336.

Wiedząc, że wodorotlenek miedzi(II) otrzymujemy w reakcji:

$$Cu(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow \downarrow Cu(OH)_2 + 2KNO_3,$$

a wodorotlenek żelaza(III) w reakcji:

$$Fe(NO_3)_3 + 3NaOH \rightarrow \downarrow Fe(OH)_3 + 3NaNO_3,$$

napisz w zeszycie równania reakcji otrzymywania wodorotlenków: żelaza(II), niklu(II), glinu oraz chromu(III).

ZAPAMIĘTAJ

WODOROTLENKI METALI 1. GRUPY układu okresowego otrzymuje się w reakcji metalu z wodą. Można je również otrzymać w wyniku reakcji tlenku metalu z wodą.

WODOROTLENKI METALI 2. GRUPY układu okresowego otrzymuje się w reakcji tlenku metalu z wodą.

POZOSTAŁE WODOROTLENKI powstają zwykle w reakcji wodorotlenku sodu lub potasu z rozpuszczalnym w wodzie związkiem chemicznym, zawierającym kation danego wodorotlenku.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz, ile dm^3 wodoru w warunkach normalnych wydzieli się w reakcji 23 g sodu z wodą.

Reakcja sodu z wodą zachodzi zgodnie z równaniem:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow,$$

czyli w reakcji z 2 molami sodu powstaje 1 mol wodoru, ponieważ 23 g sodu to 1 mol, a więc:

2 mole Na – 1 mol H_2,

1 mol Na – x moli H_2,

$x = ½$.

Zatem w reakcji 23 g Na z H_2O powstaje pół mola wodoru.

Ponieważ 1 mol dowolnego gazu ma objętość (w warunkach normalnych) 22,4 dm^3, więc pół mola ma objętość 11,2 dm^3.

ALKOHOL JEST JAK GOŁOTA,
W STARCIU Z NIM NIE MASZ SZANS,
MUSISZ SIĘ ZAWCZASU PODDAĆ.

JERZY PILCH, „POD MOCNYM ANIOŁEM"

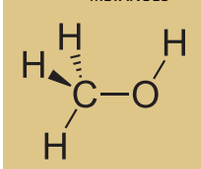
12.5. CZY ALKOHOLE MAJĄ WŁAŚCIWOŚCI ZASADOWE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: węglowodór, grupa funkcyjna, hybrydyzacja, stężenie procentowe;**
- **jak powstaje wiązanie wodorowe; na czym polega zjawisko kontrakcji i spalania.**

WZÓR STRUKTURALNY METANOLU



Rodzina organicznych związków chemicznych jest tak wielka, dlatego że mogą one tworzyć bardzo rozbudowane struktury, w których do łańcuchów węglowodorowych przyłączone są różne grupy funkcyjne. W kwasach karboksylowych jest to grupa -COOH, w aminach – aminowa, natomiast w alkoholach – hydroksylowa (wodorotlenkowa), czyli grupa -OH.

! ZAPAMIĘTAJ

ALKOHOL jest związkiem organicznym, w którym grupa hydroksylowa przyłączona jest do atomu węgla w łańcuchu (o hybrydyzacji sp^3).

Najprostszym alkoholem jest **metanol**, o wzorze sumarycznym CH_3OH. Pochodzi on od metanu. Jego nazwa zwyczajowa – spirytus drzewny – odnosi się do pierwotnej metody otrzymywania tego alkoholu: suchej destylacji drewna.

Metanol jest silną trucizną: jego picie, wdychanie wydzielających się par grozi śmiercią lub poważnym kalectwem. Już 8–10 g metanolu powoduje ślepotę, a większa ilość (12–20 g) śmierć.

Piktogramy metanolu.

Sucha destylacja drewna polega na ogrzewaniu drewna bez dostępu powietrza. Jest to jeden z najstarszych procesów technologicznych znanych człowiekowi. Destylację drewna prowadzi się w retortach, ogrzewanych gazami spalinowymi w temperaturze około 400° C. Produktami tego procesu są tlenek węgla(IV), tlenek węgla(II), metan, wodór i eten (etylen), kwas etanowy (octowy), alkohol metylowy, smoła drzewna oraz węgiel drzewny. Ilość oraz skład produktów zależą od rodzaju stosowanego drewna i warunków w jakich zachodzi ten proces.

Kolejny raz przypominamy zasady nazewnictwa związków organicznych.

Piwo ma około 5% zawartości alkoholu, wino ma około 12% zawartości alkoholu, koniak ma 40% zawartości alkoholu, wódka ma 40% zawartości alkoholu, spirytus ma 96% zawartości alkoholu.

ĆWICZENIE 337.

Cytowany tekst dotyczy zatruć i pochodzi z polskiej wersji Wikipedii. Przeczytaj go, a następnie poszukaj dodatkowych informacji na ten temat w dostępnych źródłach, np. w Internecie.

Zatrucia czeskim metanolem miały miejsce w Czechach i w Polsce we wrześniu, październiku i listopadzie 2012 roku. W ich wyniku zmarło w Czechach 38 osób, w Polsce kilka. Kilka osób zatruło się też na Słowacji. Do leczenia zatrucia Czechy otrzymały w darze od Norwegii fomepizol.

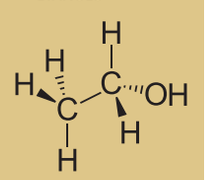
Źródło: *https://pl.wikipedia.org/wiki/Zatrucia_czeskim_metanolem_w_2012*

Nazwy alkoholi tworzy się od nazwy odpowiedniego węglowodoru, do której dodaje się przyrostek -ol, np. metan – metanol, etan – etanol. W przypadku węglowodorów o dłuższych łańcuchach węglowych, ze względu na możliwość tworzenia izomerów, położenie grupy -OH dodatkowo oznacza się numerem atomu węgla, do którego została dołączona, np. propan-1-ol, propan-2-ol.

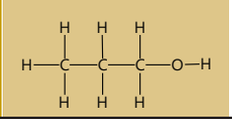
Sumaryczny wzór ogólny alkoholi to: $C_nH_{2n+1}OH$.

Drugim alkoholem w szeregu homologicznym jest etanol (o wzorze sumarycznym C_2H_5OH), najbardziej popularny z alkoholi, składnik piwa, wina, wódki i spirytusu.

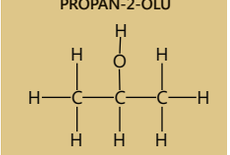
WZÓR STRUKTURALNY ETANOLU



WZÓR STRUKTURALNY PROPAN-1-OLU



WZÓR STRUKTURALNY PROPAN-2-OLU



ĆWICZENIE 338.

Poszukaj w dostępnych źródłach, jaki procent alkoholu (etanolu) zawarty jest w piwie, winie, koniaku, wódce i spirytusie. Przedstaw dane na wykresie. Ćwiczenie wykonaj w zeszycie.

Alkohole o niewielu atomach węgla (1.–3.) w łańcuchu węglowodorowym dobrze rozpuszczają się w wodzie, natomiast te o dłuższych łańcuchach węglowych rozpuszczają się słabo lub prawie wcale.

DOŚWIADCZENIE 176.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości fizykochemiczne etanolu: stan skupienia, zapach, szybkość parowania w porównaniu z szybkością parowania wody, rozpuszczalność w wodzie.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Etanol jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu. Pozostawiony w otwartym naczyniu paruje szybciej niż woda. Dobrze rozpuszcza się w wodzie.

Etanol miesza się z wodą bez ograniczeń. Jest bardziej lotny od wody.

Objętość powstałej mieszaniny jest mniejsza niż suma objętości jej składników.

W omawianym doświadczeniu występuje zjawisko kontrakcji objętości.

Metanol oraz etanol palą się niebieskim, prawie niewidocznym płomieniem. Tymczasem propanol i butanol palą się kopcącym płomieniem.

Alkohole są palne. Im dłuższy jest łańcuch węglowodorowy w cząsteczce alkoholu, tym trudniejsze jest jego spalanie (potrzeba więcej tlenu).

Kolejny raz przypominamy uczniom, w jaki sposób związki organiczne ulegają spalaniu.

Wszystkie wymienione równania reakcji uczniowie powinni odczytywać zarówno molowo, jak i z zastosowaniem pojęcia cząsteczki, jeżeli tylko taki sposób odczytu jest możliwy.

DOŚWIADCZENIE 177.

WYKONANIE

Do cylindra miarowego (menzurki) o pojemności 100 cm^3 wlej 50 cm^3 wody, do drugiego cylindra miarowego wlej 50 cm^3 etanolu. Przelej etanol do cylindra z wodą i wymieszaj. Odczytaj objętości mieszaniny.

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

ĆWICZENIE 339.

Na podstawie rysunku ukazującego powstawanie wiązania wodorowego między cząsteczkami metanolu wyjaśnij zjawisko kontrakcji etanolu.

DOŚWIADCZENIE 178.

BADANIE SPALANIA ALKOHOLI

WYKONANIE

Do parowniczek nalej kolejno niewielką ilość metanolu, etanolu, propan-1-olu, butan-1-olu. Za pomocą długiej zapałki podpal zawartość parowniczek. Obserwuj wygląd płomienia. Nad płomieniem umieść zimną szybę lub zimny, szeroki nóż.

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

Alkohole, jak wszystkie związki organiczne, ulegają reakcji spalania. Produktami spalania są: woda, a także, w zależności od dostępu powietrza, tlenek węgla(IV), tlenek węgla(II) lub sadza:

$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$,
$C_2H_5OH + 2O_2 \rightarrow 2CO + 3H_2O$,
$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow 2C + 3H_2O$.

ĆWICZENIE 340.

Powyższe równanie zapisz w zeszycie słownie. Wykorzystaj w opisach pojęcie „mol".

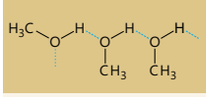
DYMITR MENDELEJEW

w 1865 r. obronił pracę doktorską pt. „O połączeniach alkoholu z wodą", w której jako pierwszy wyjaśnił zjawisko kontrakcji objętości.

Opowiada o tym anegdota:
W gorzelni pod Moskwą wyprodukowano 50 cystern czystego spirytusu. Aby otrzymać wódkę 50%, do 50 cystern spirytusu dodano 50 cystern wody – otrzymano 97 cystern 50% wódki. Car uznał, że 3 cysterny wypili robotnicy, i nakazał ścięcie dyrektora. Ponieważ następny dyrektor bał się losu swojego poprzednika, zawezwał na pomoc swojego przyjaciela Mendelejewa, który wyjaśnił zagadkę.

Kontrakcja – zjawisko fizyczne polegające na zmianie objętości roztworu lub mieszaniny na skutek reakcji chemicznej lub oddziaływań międzycząsteczkowych zachodzących pomiędzy składnikami tego roztworu lub mieszaniny.

Wiązania wodorowe w metanolu



Za kontrakcję objętości w mieszaninie etanolu i wody są odpowiedzialne wiązania wodorowe, powstające pomiędzy atomami wodoru grupy hydroksylowej etanolu a wolnymi parami elektronowymi na atomie tlenu w cząsteczce wody.

Jeden mol cząsteczek etanolu reaguje z trzema molami cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstają dwa mole cząsteczek tlenku węgla(IV) i trzy mole cząsteczek wody.
Jeden mol cząsteczek etanolu reaguje z dwoma molami cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstają dwa mole cząsteczek tlenku węgla(II) i trzy mole cząsteczek wody.
Jeden mol cząsteczek etanolu reaguje z jednym molem cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstają dwa mole atomów węgla i trzy mole cząsteczek wody.

$2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O$
$2CH_3OH + 2O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O$
$2CH_3OH + O_2 \rightarrow 2C + 4H_2O$
$2C_3H_7OH + 9O_2 \rightarrow 6CO_2 + 8H_2O$
$C_3H_7OH + 3O_2 \rightarrow 3CO + 4H_2O$
$2C_3H_7OH + 3O_2 \rightarrow 6C + 8H_2O$
$C_4H_9OH + 6O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O$
$C_4H_9OH + 4O_2 \rightarrow 4CO + 5H_2O$
$C_4H_9OH + 2O_2 \rightarrow 4C + 5H_2O$

Alkohole nie powodują zmiany barwy wskaźników.

Alkohole nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej.

Jako pierwszy wrze metanol, następnie etanol i propanol. Butanol nie wrze poniżej temperatury wrzenia wody.

Temperatura wrzenia alkoholi wzrasta wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowodorowego.

Przeprowadzone doświadczenie pokazuje, że im dłuższy łańcuch węglowodorowy w cząsteczce alkoholu, tym bardziej kopcący płomień wydziela się podczas jego spalania. Wynika to z faktu, że do spalenia węglowodorów o dłuższych łańcuchach potrzebna jest większa ilość tlenu. Przy stosunkowo szybko zachodzącej reakcji brakuje go i w efekcie zachodzi niecałkowite spalanie.

ĆWICZENIE 341.

Zapisz w zeszycie równania reakcji spalania metanolu, propan-1-olu oraz butan-1-olu.

DOŚWIADCZENIE 179.

WYKONANIE

Korzystając z dostępnych Ci alkoholi oraz wskaźników, sprawdź, czy alkohole wpływają na zmianę barwy wskaźników. Jaki jest odczyn alkoholi?

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

ĆWICZENIE 342.

Narysuj w zeszycie wzory strukturalne wodorotlenku potasu i etanolu. Porównaj je i wyjaśnij różnice pomiędzy jonem wodorotlenkowym a grupą hydroksylową.

DOŚWIADCZENIE 180.

WYKONANIE

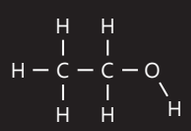
Do czterech probówek nalej po 3 cm^3 alkoholu. Do pierwszej dodaj metanol, do drugiej – etanol, do trzeciej – propan-1-ol, a do czwartej butan-1-ol. Do probówek wrzuć kamyczek wrzenny (mały kawałek stłuczonego naczynia porcelanowego). Wstaw probówki do zlewki z ciepłą wodą (około 55°C), a następnie powoli ogrzewaj zlewkę aż do wrzenia wody.

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

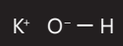
Alkohole tworzą szereg homologiczny – ich właściwości fizyczne uzależnione są od długości łańcucha węglowodorowego. Wraz ze wzrostem ilości atomów węgla w łańcuchu wzrasta temperatura wrzenia alkoholu.

Różnica pomiędzy jonem OH^- a grupą –OH może być nieintuicyjne dla ucznia, dlatego należy zwracać szczególną uwagę na poprawność pisanych wzorów strukturalnych. Jeżeli uczeń nie rozumie różnic w budowie wewnętrznej substancji, nie zrozumie także, skąd biorą się różnice we właściwościach fizykochemicznych związków.

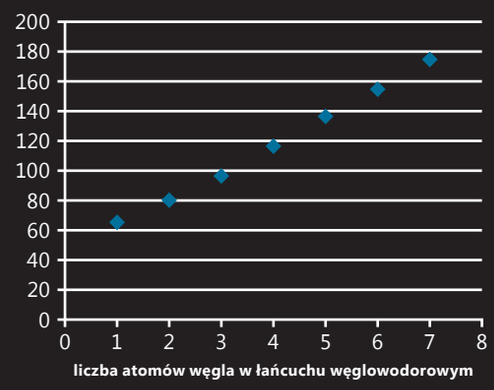
Etanol



Wodorotlenek potasu



W alkoholach grupa hydroksylowa jest przyłączona do łańcucha węglowodorowego i nie wykazuje ładunku elektrycznego. W wodorotlenkach występują kationy metali i samodzielne jony OH^-, co powoduje różnice we właściwościach alkoholi i wodorotlenków.


200
180
160
140
120
100
80
60
40
20
0
0 1 2 3 4 5 6 7 8
liczba atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym

ĆWICZENIE 343.

Narysuj w zeszycie wykres zależności temperatury wrzenia od długości łańcucha węglowodorowego dla następujących alkoholi:

- metanolu: T_w = 65°C,
- etanolu: T_w = 79°C,
- propan-1-olu: T_w = 97°C,
- butan-1-olu: T_w = 117°C,
- pentan-1-olu: T_w = 138°C,
- heksan-1-olu: T_w = 156°C.

SCHEMAT 12.4. Zastosowanie etanolu.

Alkohol etylowy należy do grupy substancji psychoaktywnych, dlatego jego spożywanie, szczególnie w większych ilościach, może być groźne dla zdrowia i prowadzić do poważnych chorób i uzależnień.

DOŚWIADCZENIA

Weź jedno jajko. Oddziel żółtko od białka: białko wlej do jednej szklanki, żółtko do drugiej (możesz później zrobić z niego kogel-mogel). Do białka dodaj kilka cm^3 spirytusu (lub wódki).

Opisz, co stało się z białkiem. Czy wiesz, że to samo dzieje się z Twoim mózgiem, gdy pijesz alkohol? Bełkotliwa mowa, kłopoty z koordynacją ruchu – to znak, że alkohol „ścigł" mózg tak samo, jak białko w szklance! (Nasz mózg również jest zbudowany z białka!).

Zgodnie z przyjętą w podręczniku zasadą, podział na chemię organiczną i nieorganiczną nie jest potrzebny na tym etapie nauczania. Dlatego alkohole wprowadzone zostały w rozdziale, w którym pojawiają się związki z grupą OH.

Spożycie maksymalnie czterech standardowych dawek alkoholu przez dorosłych mężczyzn niesie niewielkie ryzyko zdrowotne. W przypadku kobiet spożycie to wynosi do dwóch dawek maksymalnie pięć razy w tygodniu. Jedna standardowa dawka alkoholu odpowiada połowie dużego piwa (około 250 ml piwa), 125 cm^3 wódki albo 0,4 dm^3 wina.

High-functioning alcoholic jest terminem oznaczającym „dobrze funkcjonującego alkoholika" (ang. skrót HFA), tj. osobę, która mimo nadmiernego spożycia alkoholu jest w stanie utrzymać na zewnątrz taki styl lub poziom życia, jaki utrzymują osoby niepijące. Przykładowo taka osoba ma pracę, rodzinę i przyjaciół. HFA jest niebezpiecznym zjawiskiem, ponieważ nikt z otoczenia dotkniętej nim osoby nie podejrzewa jej o nadużywanie alkoholu, a zatem nie może jej pomóc.

FERMENTACJA ALKOHOLOWA

Fermentacja alkoholowa jest procesem biochemicznym, w którym organizmy działające w warunkach beztlenowych zmieniają cukier w etanol. Proces ten można przeprowadzić też w domu – np. z owoców otrzymać wino.

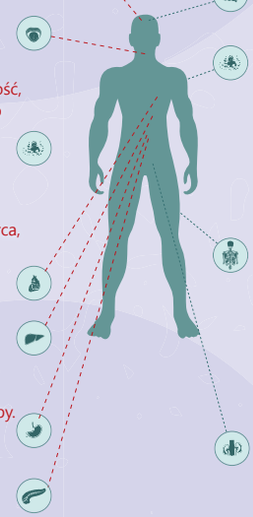
ĆWICZENIE 344.

Zapoznaj się z przedstawionymi na poniższym schemacie negatywnymi i pozytywnymi skutkami wpływu etanolu na organizm ludzki.

EFEKTY ZDROWOTNE POWIĄZANE Z MAŁYM I DUŻYM SPOŻYCIEM ALKOHOLU

NA CZERWONO – efekty negatywne

NA ZIELONO – efekty pozytywne



DUŻE SPOŻYCIE

Mózg:
- zaniki pamięci,
- urojenia,
- nieracjonalne zachowanie,
- przemoc,
- depresja,
- nerwowość.

Płuca:
- obniżona odporność,
- zwiększone ryzyko zapalenia płuc,
- gruźlica.

Serce:
- osłabienie i niewydolność serca,
- podwyższone ciśnienie krwi,
- niedokrwistość,
- upośledzenie krzepliwości krwi.

Wątroba:
- marskość i nowotwór wątroby.

Żołądek:
- zapalenie błony śluzowej żołądka,
- wrzody.

Trzustka:
- zapalenie trzustki.

MAŁE SPOŻYCIE

Mózg:
- zwiększa wrażliwość organizmu na insulinę,
- zmniejsza ryzyko cukrzycy.

Krew:
- zwiększa poziom HDL,
- zmniejsza ryzyko zakrzepicy,
- redukuje skurcze tętnicy spowodowane stresem,
- zwiększa przepustowość naczyń wieńcowych.

Układ kostny:
- zwiększa gęstość mineralną kości.

Stawy:
- zmniejsza ryzyko artretyzmu.

Woreczek żółciowy:
- zmniejsza ryzyko wystąpienia kamieni żółciowych.

Źródło: *http://en.wikipedia.org/wiki/File: Possible_long-term_effects_of_ethanol.svg*

RYSUNEK 12.3. Pozytywne i negatywne skutki wpływu etanolu na organizm ludzki.

Czy wiesz, kiedy można mówić o małym i ograniczonym użyciu alkoholu?

Poszukaj informacji o wysokofunkcjonujących alkoholikach. Dlaczego taki sposób życia jest niebezpieczny?

TADEUSZ: JA TEŻ MAM CHOLESTEROL...
JERZY: I CO ROBISZ?

TADEUSZ: UNIKAM SPORTU, ŻEBY ZMNIEJSZYĆ RYZYKO ZAWAŁU.

„JA TO MAM SZCZĘŚCIE!" – POLSKI SERIAL KOMEDIOWY, ODCINEK 2

12.6. CZY WSZYSTKIE ALKOHOLE SĄ SZKODLIWE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

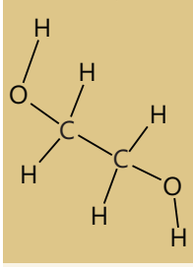
Przypomnij sobie:

- **definicję pojęcia: alkohol;**
- **w jaki sposób badałaś/badałeś właściwości substancji i stan skupienia substancji.**

Metanol, etanol, propanol to alkohole, które dla człowieka są trujące. Nie dotyczy to jednak wszystkich alkoholi, ponieważ tworzą one bardzo zróżnicowaną rodzinę związków chemicznych. Jedne z nich są szkodliwe dla zdrowia, niektóre obojętne, a część pożyteczna lub niezbędna.

Alkohole mogą mieć nie tylko 1. grupę -OH, przyłączoną do łańcucha węglowodorowego. Te, które mają 2 grupy -OH, to diole. Najprostszym diolem jest **etano-1,2-diol $C_2H_4(OH)_2$** (nazwy zwyczajowe: glikol, glikol etylenowy).

ETANO-1,2-DIOL



Nieustanne stosowanie nazw systematycznych pozwala uczniom wydedukować odpowiednie wzory chemiczne. Tymczasem stosowanie nazw zwyczajowych związków prowadzi do nauki ich wzorów na pamięć.

DOŚWIADCZENIE 181.

WYKONANIE

Do parownicy nalej niewielką ilość etanodiolu, a następnie zapal go.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Etanodiol zapala się dopiero po podgrzaniu parownicy powyżej 110° C.

GLIKOL ETYLENOWY stosowany jest w niezamarzających płynach do chłodnic silników, np. Borygo; czasami można przeczytać o zatruciach spowodowanych jego spożyciem. Początkowe objawy zatrucia przypominają upojenie alkoholowe. Jednak z czasem dochodzi do uszkodzenia ośrodkowego układu nerwowego i wystąpienia śpiączki, z przyspieszonym i pogłębionym oddechem.

Etanodiol spala się podobnie jak pozostałe związki organiczne:

- kiedy dostęp powietrza jest duży, produktami spalania są woda i tlenek węgla(IV),
- kiedy tlenu jest mniej, produktami są woda i tlenek węgla(II),
- gdy tlenu jest mało, produktami są woda i węgiel.

Etanodiol jest palny.

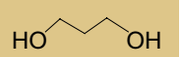
Nie należy wymagać od uczniów znajomości wzoru ogólnego dioli. Jest on podany wyłącznie dla ukazania, że wszystkie szeregi homologiczne mają swój wzór ogólny.
Z kolei ćwiczenia w pisaniu wzorów strukturalnych oraz w nazewnictwie mają za zadanie wykształcić umiejętność rysowania wzorów strukturalnych na podstawie posiadanych informacji, nie służą zaś uczeniu się tych wzorów na pamięć.

Znajomość chemii jest konieczna, aby świadomie dbać o bezpieczeństwo własne i innych.

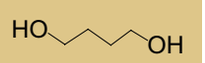
Nazwy dioli tworzy się od nazwy odpowiedniego węglowodoru, poprzez dodanie do niego końcówki „-diol" poprzedzonej ewentualnymi lokantami.

Popatrz na poniższe wzory szkieletowe dioli. Czy wiesz, jak tworzy się ich nazwy?

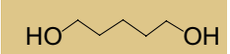
PROPANO-1-3-DIOL
(płyn do chłodnic)



BUTANO-1,4-DIOL
(rozpuszczalnik do farb i plastików)



PENTANO-1,5-DIOL



ĆWICZENIE 345.

W zeszycie napisz i uzgodnij równania reakcji spalania etano-1,2-diolu.

Etanodiol jest TRUCIZNĄ!

Diole tworzą szereg homologiczny o wzorze ogólnym $C_nH_{2n}(OH)_2$.

ĆWICZENIE 346.

W zeszycie narysuj wzory strukturalne pięciu kolejnych dioli, tworzących szereg homologiczny. Postaraj się, aby nie były to diole, których wzory występują już w tej lekcji. Czy umiesz je nazwać?

Diole tworzą też liczne izomery: grupy –OH mogą się znajdować w różnych miejscach, może też nastąpić rozgałęzienie łańcucha.

Mimo że diole są często wykorzystywane, nie są obojętne dla zdrowia.

Kolejny szereg homologiczny tworzą triole, czyli alkohole mające trzy grupy -OH. Najbardziej znanym jest **propano-1,2,3-triol** (nazwa zwyczajowa: gliceryna, glicerol). Wzór sumaryczny $C_3H_5(OH)_3$.

ĆWICZENIE 347.

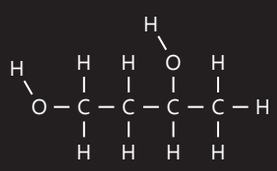
W zeszycie narysuj wzory strukturalne izomerów diolu o 4 atomach węgla w cząsteczce. Czy umiesz je nazwać?

ZASTANÓW SIĘ

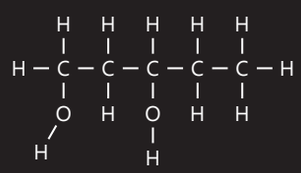
Na początku listopada 2007 roku 1,4-butanodiol wykryto w popularnej zabawce dla dzieci – koralikach Bindeez. Polski importer wycofał produkt ze sklepów. Spożycie 1,4-butanodiolu może powodować m.in. zaburzenia świadomości, utratę przytomności, a w przypadku spożycia dużej ilości nawet śmierć.

Czy teraz już wiesz, do czego potrzebna Ci jest znajomość chemii i dlaczego należy czytać etykiety zabawek, leków, produktów spożywczych?

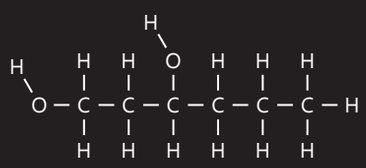
$$2C_2H_4(OH)_2 + 3O_2 \rightarrow 4CO + 6H_2O$$
$$2C_2H_4(OH)_2 + O_2 \rightarrow 4C + 6H_2O$$



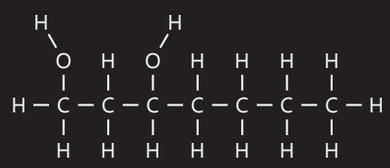
butano-1,3-diol



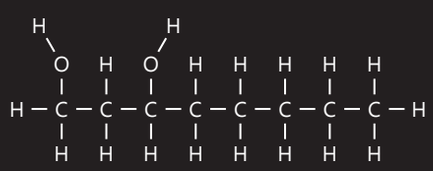
pentano-1,3-diol



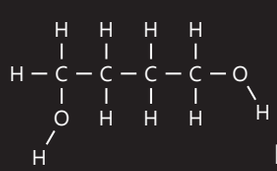
heksano-1,3-diol



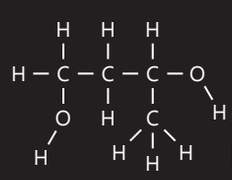
heptano-1,3-diol



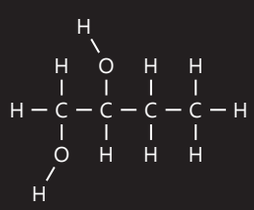
oktano-1,3-diol



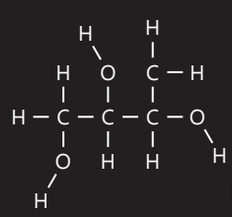
butano-1,4-diol



butano-1,3-diol



butano-1,2-diol



butano-2,3-diol

Propano-1,2,3-triol jest bezbarwną cieczą. Chłonie wodę z powietrza. Dodany do wody opada na dno, lecz po zamieszaniu tworzy z nią mieszaninę jednorodną.

Badana substancja jest bezbarwną cieczą. Jest higroskopijna i rozpuszczalna w wodzie. Jej gęstość jest większa od gęstości wody.

Temperatura krzepnięcia wody wynosi 0° C.
Glicerol krzepnie w temperaturze około 18° C.
Mieszanina wody z glicerolem nie krzepnie w zamrażalniku.

Temperatura krzepnięcia mieszaniny wody z glicerolem jest niższa od temperatur krzepnięcia poszczególnych składników tej mieszaniny.

DOŚWIADCZENIE 182.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości fizykochemiczne: stan skupienia, zapach, rozpuszczalność w wodzie propano-1,2,3-triolu.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 183.

WYKONANIE

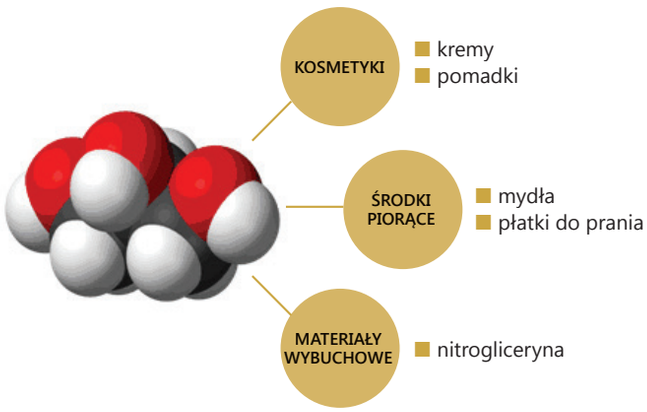
Zbadaj temperaturę zamarzania mieszaniny wody i gliceryny.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

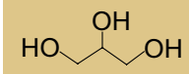
Ze względu na obniżenie temperatury zamarzania propano-1,2,3-triol odgrywa ważną rolę w fizjologii zwierząt:

- pozwala zwiększyć odporność na zamarzanie (np. galasówka wierzbowa może przetrwać w temperaturze −60°C),
- chroni plemniki ssaków przed zamrożeniem, dlatego stosuje się go w przechowywaniu materiału genetycznego.

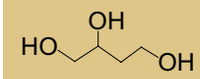


SCHEMAT 12.5. Zastosowanie gliceryny.

PROPANO-1,2,3-TRIOL



BUTANO-1,2,4-TRIOL



ĆWICZENIE

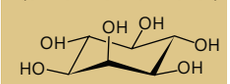
W zeszycie narysuj i nazwij kolejne dwa triole.

KRYSZTAŁY KSYLITOLU

Alkoholami zawierającymi 6 atomów węgla w łańcuchu i 6 grup –OH są – oprócz mannitolu – inozytol i sorbitol. Przyjrzyj się uważnie ich wzorom strukturalnym.

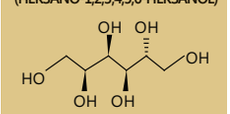
Odpowiedz na pytanie: czym się różnią wzory strukturalne inozytolu i sorbitolu?

INOZYTOL (CYKLOHEKSANOHEKSAOL)



Bywa określany jako „witamina B_8", nie jest nią jednak, bo może być syntetyzowany przez organizm. Przypuszcza się, że brak inozytolu może być przyczyną niepłodności.

SORBITOL (HEKSANO-1,2,3,4,5,6-HEKSANOL)



Bezbarwna substancja krystaliczna o słodkim smaku, dobrze rozpuszczalna w wodzie. Stosowana jako dodatek do żywności (symbol: E 420).

Propano-1,2,3-triol znalazł zastosowanie w przemyśle farmaceutycznym, spożywczym i skórzanym. Używany jest również do produkcji barwników, płynów hamulcowych i chłodniczych. Wykorzystuje się go także np.: przy paleniu fajki wodnej (sziszy), jako dodatek do melasy, do słodzenia likierów, do napełniania e-papierosów (jako składnik płynów), w płynach do robienia baniek mydlanych.

Alkoholami zawierającymi wiele grup –OH są też poniższe związki:

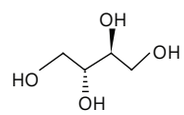
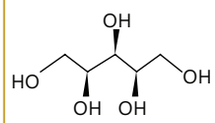
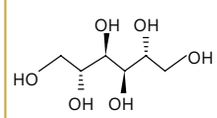
Erytrykol	Ksylitol	Mannitol
		
butano-1,2,3,4-tetraol	**pentano-1,2,3,4,5-pentaol**	**heksano-1,2,3,4,5,6-heksaol**
■ Występuje w niektórych porostach i wodorostach. ■ Znajduje zastosowanie jako środek słodzący. ■ Niskokaloryczny (0,2 kcal/g), nie powoduje psucia zębów. ■ Stosowany w lecznictwie.	■ Stosowany w przemyśle spożywczym do słodzenia, np. gum do żucia i cukierków, ma działanie przeciwpróchnicze (symbol: E 967). ■ Zalecany dla diabetyków. ■ Jego spożycie może sprzyjać likwidacji płytki nazębnej i pomagać w leczeniu zakażenia jamy ustnej drożdżakami.	■ Stosowany w lecznictwie jako środek moczopędny. ■ Eksperymentalnie do podniesienia skuteczności chemioterapii w leczeniu nowotworów mózgu. ■ Przydatny w redukcji ciśnienia wewnątrz gałki ocznej, jeżeli zawodzą inne sposoby.

TABELA12.2. Alkohole zawierające wiele grup -OH.

53 mg = 0,053 g.
0,053 g inozytolu w 100 g nasienia.
Ludzkie nasienie zawiera 0,053% inozytolu.

ĆWICZENIE 348.

100 g ludzkiego nasienia zawiera 53 mg inozytolu.
W zeszycie oblicz zawartość procentową inozytolu w nasieniu.

Osad znika. Roztwór barwi się na szafirowo.

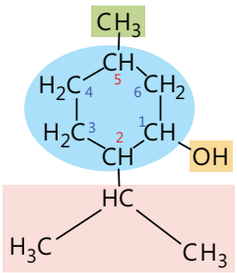
DOŚWIADCZENIE 184.

WYKONANIE

Do probówki nalej około 1 cm^3 siarczanu(VI) miedzi(II), a następnie niewielką ilość roztworu wodorotlenku sodu. Do wytrąconego osadu dodaj około 2 cm^3 glicerolu. Wstrząśnij zawartością probówki.

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

Wodorotlenek miedzi(II) reaguje z glicerolem. W wyniku reakcji powstaje substancja rozpuszczalna w wodzie.



5-metylo-2-(prop-2-ylo)cykloheksanol

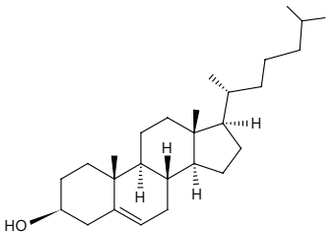
Inozytol jest alkoholem cyklicznym. Do tej grupy należy także mentol, charakteryzujący się miętowym zapachem i smakiem. Stosowany jest masowo w przemyśle kosmetycznym, spożywczym i farmaceutycznym; ma właściwości chłodzące. Jego nazwa systematyczna to 5-metylo-2-(prop-2-ylo)cykloheksanol.

KRYSZTAŁY MENTOLU

Mentol jest otrzymywany przeważnie z mięty (głównie pieprzowej). Jest także jednym ze składników olejków eterycznych różnych roślin.

Kolejnym ważnym związkiem, w którym grupa –OH przyłączona jest do cyklicznego pierścienia, jest **cholesterol** o wzorze sumarycznym $C_{27}H_{46}O$ i wzorze strukturalnym:

WYŚWIETLACZ CIEKŁOKRYSTALICZNY



Związki pochodzące od cholesterolu występują w błonach komórek zwierzęcych. Działają na nie stabilizująco i decydują o ich własnościach. Cholesterol jest niezbędny do prawidłowego funkcjonowania organizmu i pochodzi zarówno ze źródeł pokarmowych, jak i biosyntezy w organizmie człowieka. Stanowi substrat do syntezy wielu ważnych cząsteczek, takich jak hormony płciowe, witamina D_3, glikozydy nasercowe, kwasy żółciowe.

TERMOMETR Z CIEKŁOKRYSTALICZNYM WYŚWIETLACZEM

ĆWICZENIE 349.

W zeszycie oblicz masę molową cholesterolu.

Masa molowa cholesterolu wynosi 386 g/mol.

Na podstawie badań ustalono, że podwyższony poziom cholesterolu w surowicy krwi jest jednym z podstawowych czynników ryzyka wystąpienia chorób układu sercowo-naczyniowego.

Niektóre pochodne cholesterolu wykazują własności ciekłokrystaliczne. Ponieważ pochodne te są tanie w produkcji, występują w mieszankach stosowanych w wyświetlaczach ciekłokrystalicznych oraz barwnikach mogących zmienić kolor pod wpływem zmian temperatury.

Co warto wiedzieć o historii fenolu?

W 1867 roku sir Joseph Lister [dżozef lister] odkrył właściwości odkażające fenolu, dlatego był on jednym z najwcześniej stosowanych środków przeciwbakteryjnych. Na salach operacyjnych, w celach antyseptycznych, rozpylano fenol (karbol) w postaci mgły.

Podczas II wojny światowej więźniów niemieckich obozów koncentracyjnych zabijano przez wstrzyknięcie fenolu bezpośrednio do komory serca (w ten sposób np. zginął ojciec Maksymilian Kolbe).

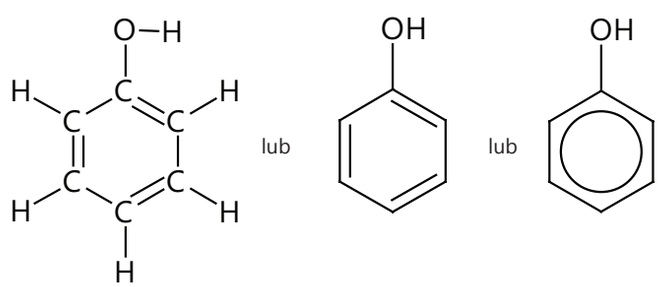
W związkach organicznych grupa -OH może być przyłączona do atomów węgla tworzącego łańcuch lub pierścień, ale również do atomów węgla tworzących pierścień benzenowy. Związki chemiczne, w których grupa lub grupy -OH przyłączone są do atomów węgla tworzących pierścień benzenowy, nazywa się **fenolami**. Ich wzór ogólny to **Ar-OH** (symbol Ar oznacza pierścień benzenowy).

! ZAPAMIĘTAJ

FENOLE – związki chemiczne, w których grupa lub grupy -OH przyłączone są do atomów węgla tworzących pierścień benzenowy.

Fenole, podobnie jak alkohole, mają grupę –OH, jednak różnią się od nich niektórymi właściwościami.

Fenole, tak jak alkohole, tworzą szereg homologiczny. Najprostszy z nich, z jedną grupą -OH, nazywa się fenolem (nazwa systematyczna hydroksobenzen). Wzór sumaryczny fenolu (hydroksobenzenu) to C_6H_5OH, natomiast przykłady strukturalnego zapisywania związku przedstawiamy poniżej:



Fenol używany jest do produkcji:

- tworzyw sztucznych (np. bakelitu),
- leków (np. kwasu acetylosalicylowego – czynnego składnika aspiryny),
- detergentów i barwników.

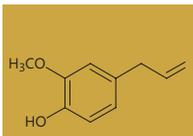
Sam fenol w roztworze wodnym był używany jako środek bakteriobójczy (o nazwie lizol, karbol).

Czy wszystkie alkohole są szkodliwe?

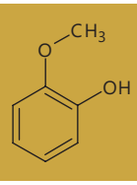
Jeden z fenoli, w którego cząsteczce znajdują się dwie grupy -OH, nosi nazwę hydrochinonu.

Hydrochinon jest substancją stosowaną do wywoływania kliszy fotograficznej (w tradycyjnej fotografice).

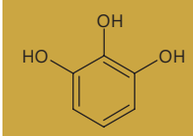
WZÓR STRUKTURALNY HYDROCHINONU



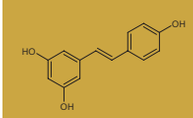
Eugenol
- Jest związkiem zapachowym (o zapachu goździków).
- Utleniając eugenol, otrzymujemy wanilię.
- Ma właściwości antyseptyczne (odkażające) i znieczulające.



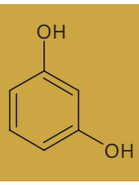
Gwajakol
- Stosowany jako środek wykrztuśny.
- Otrzymywany jest z wanilii.



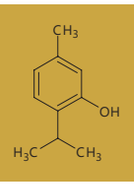
Pirogalol
- Stosowany jako wywoływacz w fotografii.
- Składnik farb do włosów (UWAGA: działanie mutagenne!).
- W medycynie – lek na łuszczycę.



Resweratol
- Występuje w skórce winogron, morwy i czarnej porzeczki oraz w orzeszkach ziemnych.
- Skuteczny przeciwutleniacz i naturalny fungicyd (środek przeciwgrzybiczny).
- Stosowany jako dodatek do żywności.



Rezorcyna
- Stosowana do produkcji klejów, żywic.
- Stosowana jako składnik farb do włosów, płynów do płukania włosów.
- Skuteczna w leczeniu chorób skóry (trądziku, wyprysków – wygładza drobne blizny, usuwa przebarwienia).



Tymol
- Składnik olejków eterycznych występujących w macierzance (tymianku), lebiodce, cząbrze.
- Ma właściwości bakterio- i grzybobójcze.
- Stosowany w pszczelarstwie do zwalczania choroby pszczół – warrozy.

TABELA 12.3. Wzory i nazwy przykładowych fenoli.

W starożytnym Egipcie tymol ze względu na właściwości bakterio- i grzybobójcze był stosowany przy mumifikacji.

Można się zastanawiać, czy tak skomplikowane wzory związków chemicznych są odpowiednie dla uczniów gimnazjum. Nie możemy jednak pomijać występowania bardzo złożonych substancji chemicznych w naszym życiu.
Ukazywanie uczniom takich wzorów oraz podawanie zastosowań tych związków ma na celu nie tylko zapamiętanie przez nich tych informacji, lecz uświadomienie również, że związki chemiczne są wszechobecne. Uczniowie powinni potrafić w nawet najbardziej skomplikowanych wzorach odnaleźć znane im elementy i na tej podstawie zakwalifikować związek chemiczny do odpowiedniej grupy.

Podrozdział zwraca uwagę uczniów na to, że znajomość budowy wewnętrznej związków (w tym przypadku ich elektroujemności oraz typów wiązań) pozwala na przewidywanie ich właściwości fizykochemicznych.

TKANKI NOWOTWOROWE SĄ KWAŚNE,
NATOMIAST ZDROWE TKANKI SĄ ALKALICZNE.
WODA ROZDZIELA SIĘ NA JONY H^+ + I OH^-,
JEŚLI ISTNIEJE NADMIAR JONÓW H^+ TO WYSTĘPUJE ODCZYN KWAŚNY.
GDY ISTNIEJE NADMIAR JONÓW OH^-,
TO MAMY DO CZYNIENIA Z ODCZYNEM ZASADOWYM.

OTTO HEINRICH WARBURG [oto hajnrich warburg], LAUREAT NAGRODY NOBLA

12.7. DLACZEGO ZWIĄZKI ZAWIERAJĄCE GRUPĘ -OH MAJĄ RÓŻNE WŁAŚCIWOŚCI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: wiązanie atomowe, wiązanie spolaryzowane, wiązanie jonowe, wiązanie wodorowe;**
- **jak właściwości związków chemicznych zależą od typu występującego wiązania.**

W poprzednich rozdziałach wymieniono związki, które w swojej budowie zawierały ten sam element – grupę -OH. Czy mają one podobne właściwości?

Dodatek błękitu bromotymolowego do kwasu tlenowego oraz kwasu karboksylowego powoduje zmianę barwy wskaźnika na żółtą. Natomiast dodatek wskaźnika do alkoholu powoduje zmianę barwy na zieloną. Dodatek błękitu bromotymolowego do wodorotlenku zmienia barwę wskaźnika na niebieską.

DOŚWIADCZENIE 185.

WYKONANIE

Zbadaj odczyn kwasu tlenowego nieorganicznego, kwasu karboksylowego, alkoholu, wodorotlenku.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

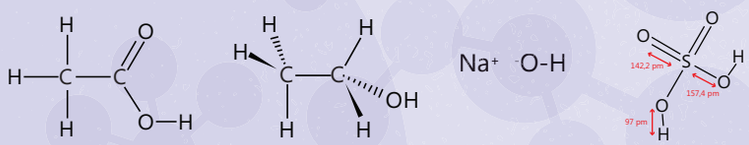
Alkohol wykazuje odczyn obojętny, kwas wykazuje odczyn kwasowy, a wodorotlenek – odczyn zasadowy.

Pomimo że w kwasach, wodorotlenkach i alkoholach występuje ta sama grupa -OH, mają one inne właściwości chemiczne. Aby wyjaśnić ten problem, trzeba porównać budowę wewnętrzną tych związków.

DLACZEGO ZWIĄZKI ZAWIERAJĄCE GRUPĘ -OH MAJĄ RÓŻNE WŁAŚCIWOŚCI?

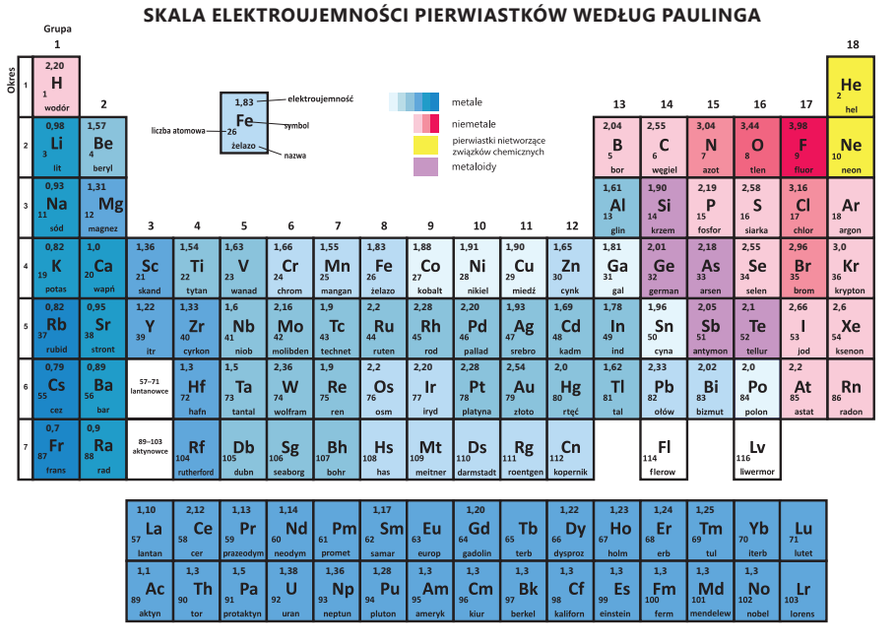
ĆWICZENIE 350.

Oblicz różnice elektroujemności pomiędzy poszczególnymi pierwiastkami w następujących cząsteczkach. Skorzystaj ze skali Paulinga.



- Różnica elektroujemności pomiędzy C a H wynosi 0,35;
- różnica elektroujemności pomiędzy C a O wynosi 0,89;
- różnica elektroujemności pomiędzy O a H wynosi 1,24;
- różnica elektroujemności pomiędzy O a S wynosi 0,86.

SKALA ELEKTROUJEMNOŚCI PIERWIASTKÓW WEDŁUG PAULINGA



W wodorotlenku sodu – Na+ ¯O-H – występują dwa rodzaje wiązań:

- wiązanie atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane, pomiędzy atomem tlenu a atomem wodoru (spolaryzowane w stronę pierwiastka o większej elektroujemności, tj. tlenu),
- wiązanie jonowe, pomiędzy kationem metalu i anionem wodorotlenkowym.

Dlatego w reakcjach, w których bierze udział wodorotlenek, może nastąpić odczepienie całego jonu OH-. Ma to miejsce w reakcji wodorotlenku sodu z wodą. Z tego powodu wodne roztwory wodorotlenków mają odczyn zasadowy.

We wzorze alkoholu (etanolu) – wzór drugi od lewej w ćwiczeniu 350. – różnice elektroujemności pomiędzy poszczególnymi atomami są porównywalne:

- różnica między C-H wynosi 0,35,
- różnica między C-O wynosi 0,89,
- różnica między O-H wynosi 1,24.

Mimo że wiązania C-O i O-H są spolaryzowane w stronę atomu tlenu, to są na tyle trwałe, że większość związków chemicznych (w tym np. woda) nie może oderwać protonu od cząsteczki alkoholu. Dlatego w roztworach wodnych odczyn alkoholu jest obojętny.

We wzorze kwasu karboksylowego – wzór pierwszy od lewej w ćwiczeniu 350. – występują atomy tych samych pierwiastków co we wzorze alkoholu, jednak ich położenie jest inne. Atom tlenu związany podwójnym wiązaniem z atomem węgla niejako „przesuwa" chmurę elektronów w cząsteczce, „odsuwając" ją jednocześnie od atomu wodoru z grupy OH. Woda (i inne związki chemiczne) może oderwać jon wodoru (proton) od cząsteczki kwasu karboksylowego, dlatego też odczyn kwasów karboksylowych w roztworach wodnych jest kwaśny.

We wzorze kwasu nieorganicznego – wzór czwarty od lewej w ćwiczeniu 350. – sytuacja jest taka sama jak w przypadku kwasu karboksylowego.

Istnieją związki chemiczne, które w swym składzie nie mają grup OH ani jonów OH^-, jednak po rozpuszczeniu w wodzie wchodzą w reakcję z cząsteczkami wody. W wyniku tej reakcji powstają jony wodorotlenkowe – roztwór ma odczyn zasadowy. Przykładem takich substancji są np. zasady (amoniak, aminy).

W następnym rozdziale poznasz nową grupę związków chemicznych – sole. Związki te po rozpuszczeniu w wodzie (i zajściu odpowiednich reakcji chemicznych) mogą wskazywać na odczyn obojętny, lecz także zasadowy lub kwasowy, mimo że w swoim składzie nie mają ani atomów wodoru, ani jonów OH^-.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz skład procentowy kwasu siarkowego(VI). Jego wzór sumaryczny to: H_2SO_4.

Masa 1 mola kwasu siarkowego(VI) wynosi: $2 \cdot 1\ g + 32\ g + 16\ g \cdot 4 = 98\ g$.

Tlen: 98 g – 100% $\quad x = \frac{6400}{98}$,
64 g – x $\quad x \approx 65\%$.

Siarka: 98 g – 100% $\quad y = \frac{3200}{98}$,
32 g – y $\quad y \approx 33\%$.

Wodór: 98 g – 100% $\quad t = \frac{200}{98}$,
2 g – t $\quad t \approx 2\%$.

Odpowiedź: W składzie procentowym kwasu siarkowego(VI) jest w przybliżeniu 65% tlenu, 33% siarki i 2% wodoru.

12.8. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Na przykładzie cząsteczki NH_3 opisz powstawanie wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych.
2. Zapisz wzór sumaryczny i strukturalny amoniaku (azanu).
3. Podaj definicję jonu.
4. Opisz, jak powstają jony – amonowy i wodorotlenkowy.
5. Zapisz mechanizm powstawania jonów na przykładzie jonu amonowego i wodorotlenkowego.
6. Podaj definicję zasady.
7. Napisz równanie reakcji amoniaku z wodą (reakcji dysocjacji jonowej amoniaku).
8. Wyjaśnij, na czym polega dysocjacja elektrolityczna zasad.
9. Napisz równanie reakcji chlorowodoru z wodą (reakcji dysocjacji jonowej chlorowodoru).
10. Wyjaśnij, na czym polega dysocjacja elektrolityczna kwasów.
11. Jak w wodnym roztworze amoniaku barwią się wskaźniki (fenoloftaleina, wskaźnik uniwersalny).
12. Jak doświadczalnie odróżnisz wodny roztwór amoniaku od wodnego roztworu chlorowodoru (kwasu solnego)?
13. Jaki odczyn ma wodny roztwór amoniaku (azanu)?
14. Jakie jony odpowiadają za odczyn zasadowy?
15. Jakie jony odpowiadają za odczyn kwasowy?
16. Jakim wartościom pH odpowiada odczyn zasadowy?
17. Zaproponuj doświadczenie, w którym zbadasz odczyn „amoniaczku" (substancji spulchniającej ciasta).
18. Na przykładzie amin (metyloaminy) opisz budowę oraz właściwości fizyczne i chemiczne pochodnych węglowodorów zawierających azot.
19. Podaj definicję wodorotlenku.
20. Opisz budowę wodorotlenków.

Zasady, wodorotlenki i alkohole...

21. Zaplanuj, jak wykonasz doświadczenia, w których wyniku można otrzymać wodorotlenek. Zapisz odpowiednie równania reakcji (np. dla NaOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$).
22. Opisz właściwości niektórych wodorotlenków oraz ich zastosowania.
23. Utwórz nazwy prostych alkoholi, zapisz ich wzory sumaryczne i strukturalne.
24. Zaproponuj doświadczenie służące do zbadania wybranych właściwości etanolu.
25. Opisz właściwości i zastosowania metanolu i etanolu.
26. Zapisz równania reakcji spalania metanolu i etanolu.
27. Opisz negatywne skutki działania alkoholu etylowego na organizm ludzki.
28. Zapisz wzór sumaryczny i strukturalny glicerolu.
29. Zbadaj i opisz właściwości glicerolu.
30. Wymień zastosowania glicerolu.

ODPOWIEDZI

1. Na przykładzie cząsteczki NH_3 opisz powstawanie wiązań atomowych (kowalencyjnych) spolaryzowanych.

! ZAPAMIĘTAJ

WIĄZANIE KOWALENCYJNE SPOLARYZOWANE (ATOMOWE SPOLARYZOWANE) to wiązanie powstałe w wyniku uwspólnienia obszarów elektronów łączących się atomów, w którym uwspólniony obszar jest przesunięty w kierunku atomu silniej przyciągającego elektrony.

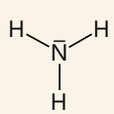
Z układu okresowego możemy odczytać, że atom wodoru może uwspólniać 1 elektron (jest jednowartościowy). Z konfiguracji elektronowej azotu wynika, że atom tego pierwiastka ma 5 elektronów walencyjnych, z których 3 są niesparowane, a 2 sparowane. W połączeniu z atomami wodoru powstaje cząsteczka, w której atom azotu jest trójwartościowy, czyli uwspólnia 3 elektrony. W związku z tym każdy z atomów azotu tworzy 1 wiązanie z 1 elektronem, pochodzącym od 3 atomów wodoru. W sumie powstają 3 wiązania pojedyncze pomiędzy 1 atomem azotu i 3 atomami wodoru.

Ponieważ różnica elektroujemności pomiędzy atomem azotu (3,0) a atomem wodoru (2,1) wynosi 0,9 (3,0 – 2,1), wiązania występujące pomiędzy tymi atomami są wiązaniami atomowymi (kowalencyjnymi), spolaryzowanymi w stronę azotu – pierwiastka bardziej elektroujemnego.

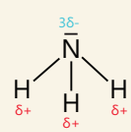
2. Zapisz wzór sumaryczny i strukturalny amoniaku (azanu).

NH_3

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI AMONIAKU



WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI AMONIAKU



WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI AMONIAKU Z ZAZNACZONYM ROZKŁADEM ŁADUNKU ELEKTRYCZNEGO

3. Podaj definicję pojęcia jonu.

! ZAPAMIĘTAJ

JON to atom lub grupa atomów mająca dodatni lub ujemny ładunek elektryczny.

Jon o ładunku dodatnim nosi nazwę: **KATION**.

Jon o ładunku ujemnym nosi nazwę: **ANION**.

4. Opisz, jak powstają jony – amonowy i wodorotlenkowy.

Cząsteczki wody i amoniaku w roztworze poruszają się chaotycznie. W momencie zderzenia się tworzą nietrwałe połączenie. Jest to możliwe, gdyż atom azotu w cząsteczce amoniaku dysponuje wolną parą elektronową, którą wykorzystuje do utworzenia tego połączenia, a na atomie wodoru w cząsteczce wody występuje cząstkowy ładunek dodatni, który jest wynikiem silnej polaryzacji wiązania pomiędzy tlenem i wodorem. Gdy dochodzi do rozerwania tego nietrwałego połączenia, chmura elektronowa pochodząca od atomu wodoru pozostaje przy cząsteczce wody, a jon wodoru pozostaje przy cząsteczce amoniaku. W wyniku tego procesu powstają dwa jony – ujemny OH^- oraz dodatni NH_4^+.

5. Zapisz mechanizm powstawania jonów na przykładzie jonu amonowego i wodorotlenkowego.

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

6. Podaj definicję zasady.

! ZAPAMIĘTAJ

ZASADA – substancja chemiczna, która w reakcjach chemicznych przyjmuje jon wodoru (proton).

7. Napisz równanie reakcji amoniaku z wodą (reakcji dysocjacji jonowej amoniaku).

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + OH^-$$

8. Wyjaśnij, na czym polega dysocjacja elektrolityczna zasad.

Dysocjacja elektrolityczna (dysocjacja jonowa) to proces rozpadu związku chemicznego na jony pod wpływem rozpuszczalnika, np. wody. W wyniku dysocjacji zasad powstają aniony OH^- i kationy.

9. Napisz równanie reakcji chlorowodoru z wodą (reakcji dysocjacji jonowej chlorowodoru).

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

10. Wyjaśnij, na czym polega dysocjacja elektrolityczna kwasów.

Dysocjacja elektrolityczna (dysocjacja jonowa) to proces rozpadu związku chemicznego na jony, zachodzący pod wpływem rozpuszczalnika, np. wody. W wyniku dysocjacji kwasów powstają kationy H_3O^+ i aniony reszty kwasowej.

11. Jak w wodnym roztworze amoniaku barwią się wskaźniki (fenoloftaleina, wskaźnik uniwersalny)?

Wskaźnik uniwersalny w roztworze amoniaku barwi się na kolor niebieski, a fenoloftaleina na malinowy.

Podsumowanie

12. Jak doświadczalnie odróżnisz wodny roztwór amoniaku od wodnego roztworu chlorowodoru (kwasu solnego)?

Wodny roztwór amoniaku ma odczyn zasadowy, a wodny odczyn roztworu chlorowodoru ma odczyn kwaśny, dlatego oba roztwory możemy odróżnić, wykorzystując wskaźniki chemiczne (indykatory).

13. Jaki odczyn ma wodny roztwór amoniaku (azanu)?

Wodny roztwór amoniaku ma odczyn zasadowy.

14. Jakie jony odpowiadają za odczyn zasadowy?

Za odczyn zasadowy odpowiadają jony wodorotlenkowe OH^-.

15. Jakie jony odpowiadają za odczyn kwasowy?

Za odczyn kwasowy odpowiadają jony oksoniowe H_3O^+.

16. Jakim wartościom pH odpowiada odczyn zasadowy?

Odczyn zasadowy odpowiada wartościom pH >7 (7–14).

17. Zaproponuj doświadczenie, w którym zbadasz odczyn „amoniaczku" (substancji spulchniającej ciasta).

W wodzie należy rozpuścić badaną substancję, dodać wskaźnik (np. wywar z czerwonego buraka, czerwonej kapusty, borówek lub herbaty).

18. Na przykładzie amin (metyloamniny) opisz budowę, właściwości fizyczne i chemiczne pochodnych węglowodorów zawierających azot.

Najprostszą aminą jest **metyloamina** CH_3NH_2. Jest to trujący, bezbarwny, łatwopalny gaz, o nieprzyjemnym zapachu, zbliżonym do zapachu amoniaku i psujących się ryb. Metyloamina reaguje z kwasem solnym, odbierając od niego jon wodoru (proton):

$$CH_3NH_2 + HCl \rightarrow CH_3NH_3^+ + Cl^-.$$

19. Podaj definicję wodorotlenku.

! ZAPAMIĘTAJ

WODOROTLENEK – związek chemiczny zawierający kationy metalu i aniony wodorotlenkowe OH^-.

20. Opisz budowę wodorotlenków.

Wodorotlenki to związki zawierające jon wodorotlenkowy i kation, przeważnie jest to kation metalu. Wzór ogólny wodorotlenków to $\mathbf{M(OH)_n}$, gdzie **n** jest wartościowością kationu. W wodorotlenkach pomiędzy anionem wodorotlenkowym a kationem występuje

wiązanie jonowe, natomiast w jonie OH^- pomiędzy tlenem a wodorem występuje wiązanie atomowe spolaryzowane w stronę tlenu.

21. Zaplanuj, jak wykonasz doświadczenia, w których wyniku można otrzymać wodorotlenek. Zapisz odpowiednie równania reakcji (np. dla NaOH, $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$).

! ZAPAMIĘTAJ

WODOROTLENKI METALI 1. GRUPY układu okresowego otrzymuje się w reakcji metalu z wodą. Można je również otrzymać w wyniku reakcji tlenku metalu z wodą.

WODOROTLENKI METALI 2. GRUPY układu okresowego otrzymuje się w reakcji tlenku metalu z wodą.

Pozostałe **WODOROTLENKI** otrzymuje się zwykle w reakcji wodorotlenku sodu lub potasu z rozpuszczalnym w wodzie związkiem chemicznym, zawierającym kation danego wodorotlenku.

Równania reakcji:

$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$,
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$,
$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + 3NaCl$.

22. Opisz właściwości niektórych wodorotlenków oraz ich zastosowania.

Wodorotlenek sodu – ciało stałe o budowie krystalicznej i właściwościach higroskopijnych. Jest głównym składnikiem preparatów do udrożniania rur kanalizacyjnych. Stosuje się go do wyrobu mydła i szkła wodnego, produkcji gumy, sztucznego kauczuku, w procesach uzdatniania wody. W przemyśle spożywczym jest regulatorem kwasowości (symbol: E 524). Wodorotlenek wapnia – biały proszek, słabo rozpuszczalny w wodzie. Stosowany w budownictwie jako zaprawa murarska, środek dezynfekcyjny do bielenia, jako substancja zmiękczająca wodę, w cukrownictwie, do produkcji nawozów sztucznych, w stomatologii.

23. Utwórz nazwy prostych alkoholi, zapisz ich wzory sumaryczne i strukturalne.

Nazwy alkoholi pochodzą od nazwy odpowiedniego węglowodoru, do której dodaje się przyrostek **-ol**, np. metan – metanol, etan – etanol. W przypadku węglowodorów o dłuższych łańcuchach węglowych, ze względu na możliwość tworzenia izomerów, położenie grupy -OH dodatkowo oznacza się numerem atomu węgla, do którego grupa ta została dołączona.

Sumaryczny wzór ogólny alkoholi to: $C_nH_{2n+1}OH$.

Szereg homologiczny alkoholi: metanol – CH_3OH, etanol – C_2H_5OH, propanol – C_3H_7OH, butanol – C_4H_9OH, pentanol – $C_5H_{11}OH$, heksanol – $C_6H_{13}OH$, heptanol – $C_7H_{15}OH$, oktanol – $C_8H_{17}OH$, nonanol – $C_9H_{19}OH$, dekanol – $C_9H_{21}OH$.

24. Zaproponuj doświadczenie służące do zbadania wybranych właściwości etanolu.

DOŚWIADCZENIE 186.

WYKONANIE
Do probówki wlej etanol i zaobserwuj jego właściwości fizyczne (stan skupienia, barwę, gęstość). Następnie zanurz kolejno dwa paski bibuły w etanolu i w wodzie. Obserwuj je bezpośrednio po wynurzeniu i po upływie pewnego czasu (5, 10, 15 min).

DOŚWIADCZENIE 187.

WYKONANIE
Do parowniczki wlej niewielką ilość etanolu. Za pomocą łuczywka spróbuj zapalić etanol w temperaturze pokojowej. Do dwóch probówek zawierających wodę i naftę wlej taką samą objętość etanolu. Otrzymane mieszaniny wymieszaj szklanym pręcikiem.

DOŚWIADCZENIE 188.

WYKONANIE
Do probówki zawierającej białko jaja kurzego dodaj etanol. Obserwuj zachodzące zmiany.

25. Opisz właściwości i zastosowania metanolu i etanolu.

Etanol: bezbarwna ciecz o charakterystycznym ostrym zapachu i smaku, rozpuszczalna w wodzie (zachodzi zjawisko kontrakcji). Na powietrzu pali się słabo widocznym, niebieskawym płomieniem. Temperatura wrzenia – 78,4°C.
Metanol: bezbarwna ciecz, rozpuszczalna w wodzie, spala się bladoniebieskim płomieniem, silna trucizna.

POWTÓRZONY SCHEMAT 12.4.
Zastosowanie etanolu.

26. Zapisz równania reakcji spalania metanolu i etanolu.

$2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 4H_2O + 2CO_2$
$2CH_3OH + 2O_2 \rightarrow 4H_2O + 2CO$
$2CH_3OH + O2 \rightarrow 4H_2O + 2C$

$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 3H_2O + 2CO_2$
$C_2H_5OH + 2O_2 \rightarrow 3H_2O + 2CO$
$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow 3H_2O + 2C$

27. Opisz negatywne skutki działania alkoholu etylowego na organizm ludzki.

Serce:
- osłabienie i niewydolność serca,
- podwyższone ciśnienie krwi,
- niedokrwistość,
- upośledzenie krzepliwości krwi.

Płuca:
- obniżona odporność,
- zwiększone ryzyko zapalenia płuc,
- gruźlica.

Wątroba:
- marskość i nowotwór wątroby.

Żołądek:
- zapalenie błony śluzowej żołądka,
- wrzody.

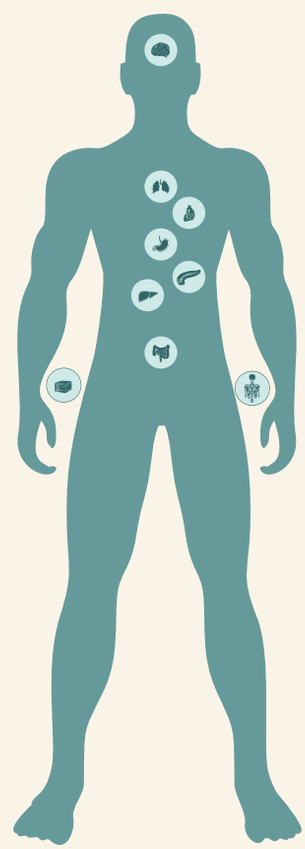
Mięśnie:
- drżenie rąk i palców,
- zaburzenie czucia,
- osłabienie siły mięśni.

Mózg:
- zaniki pamięci,
- urojenia,
- nieracjonalne zachowanie,
- przemoc,
- depresja,
- nerwowość.

Skóra:
- przebarwienia i rany na skórze,
- przedwczesne starzenie się.

Trzustka:
- zapalenie trzustki.

Jelita:
- częste biegunki,
- owrzodzenie,
- krwawienie.



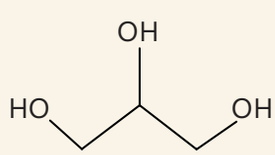
RYSUNEK 12.4. Negatywne skutki działania alkoholu etylowego na organizm ludzki.

U mężczyzn pod wpływem alkoholu następuje upośledzenie sprawności seksualnej oraz zanikanie jąder.

U kobiet w ciąży alkohol zwiększa ryzyko deformacji płodu.

28. Zapisz wzór sumaryczny i strukturalny glicerolu.

Gliecerol (nazwa systematyczna propano-1,2,3-triol) ma wzór sumaryczny: $C_3H_5(OH)_3$, a strukturalny:



29. Opisz właściwości glicerolu.

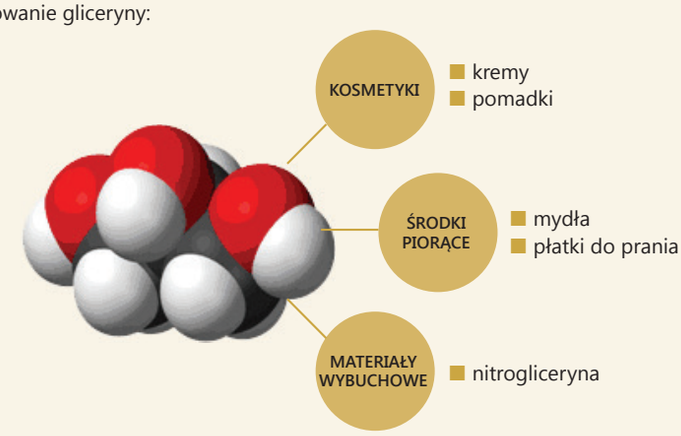
Glicerol (propano-1,2,3-triol) to gęsta, oleista, bezbarwna ciecz o słodkim smaku, bardzo dobrze rozpuszczalna w wodzie i alkoholu. W odróżnieniu od metanolu i etanolu jest związkiem nietoksycznym. Temperatura wrzenia wynosi 290°C.

30. Wymień zastosowania glicerolu.

Ze względu na obniżenie temperatury zamarzania propano-1,2,3-triol odgrywa ważną rolę w fizjologii zwierząt:

- pozwala zwiększyć odporność na zamarzanie (np. galasówka wierzbowa może przetrwać w temperaturze -60°C),
- chroni też plemniki ssaków przed zamrożeniem, dlatego stosuje się go w przechowywaniu materiału genetycznego.

Zastosowanie gliceryny:



POWTÓRZONY SCHEMAT 12.5. Zastosowanie gliceryny.

52

chlorowodorowego

Cl^-

OH^-

Na^+

H_3O^+

malinowy

sodu

H_3O^+

OH^-

13. ILE RÓŻNYCH RODZAJÓW SOLI ZNA CHEMIK?

DOBRA JEST SÓL; LECZ JEŚLI SÓL SMAK UTRACI, CZYMŻE JĄ PRZYPRAWICIE? MIEJCIE SÓL W SOBIE I ZACHOWUJCIE POKÓJ MIĘDZY SOBĄ.

BIBLIA, EWANGELIA WEDŁUG ŚW. MARKA 9,50

13.1. CZY KWASEM I WODOROTLENKIEM MOŻNA POSOLIĆ ZUPĘ?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, wodorotlenek, zasada;**
- **w jaki sposób badałaś/badałeś właściwości substancji i jej stan skupienia.**

DOŚWIADCZENIE 189.

WYKONANIE

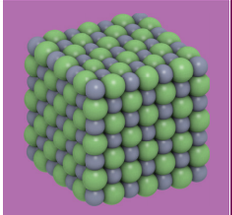
Do probówki nalej ok. 1 cm^3 rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu oraz kilka kropli roztworu fenoloftaleiny. Następnie dodawaj kroplami roztwór kwasu chlorowodorowego (solnego), aż zniknie zabarwienie pochodzące od fenoloftaleiny. Probówkę umieść w drewnianej łapce i wstrząsając, ogrzewaj do momentu odparowania roztworu.

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

ĆWICZENIE 351.

Przeczytaj głośno fragment i uzupełnij (ustnie) brakujące słowa.

W wodnym roztworze wodorotlenku sodu znajdują się jony ..... oraz ....., natomiast w roztworze kwasu chlorowodorowego znajdują się jony ..... i ..... Początkowo fenoloftaleina barwi się na kolor ..... Podczas wkraplania do roztworu wodorotlenku ..... w roztworze kwasu ..... zmniejszała się ilość jonów ....., gdyż reagowały one z jonami ..... Dowodem na zmniejszanie się ilości jonów wodorotlenkowych jest odbarwianie się roztworu fenoloftaleiny. Zachodzącą reakcję możemy zapisać za pomocą równania: .....



CHLOREK SODU

Sole stanowią kolejną grupę związków o wiązaniach jonowych. Wzory poszczególnych soli mogą być zarówno bardzo proste, jak i bardziej skomplikowane. Należy je zatem wprowadzać zaczynając od tych najprostszych.

Zanika malinowe zabarwienie roztworu. Odparowanie rozpuszczalnika prowadzi natomiast do wydzielenia się białych kryształów.

Wodorotlenek sodu reaguje z kwasem solnym. W wyniku reakcji powstaje roztwór krystalicznej substancji.

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

NaCl

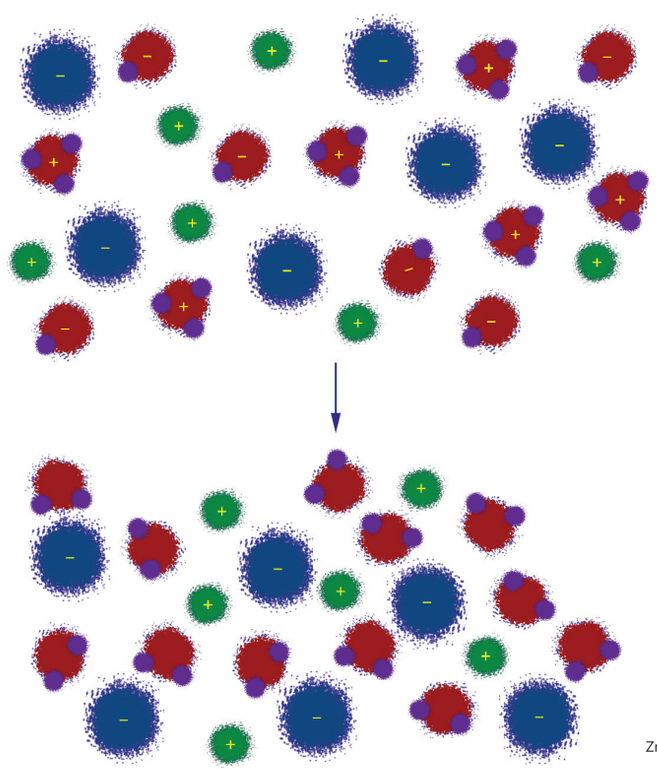
Omawiając reakcję pomiędzy kwasem chlorowodorowym a wodorotlenkiem sodu, wykorzystujemy rysunki ukazujące przebieg tej reakcji w mikroskali.
Należy przy tym uzmysłowić uczniom, że tak naprawdę jest to reakcja w roztworze wodnym, zachodząca pomiędzy jonami H_3O^+ a jonami OH^-. Uczniowie powinni w związku z tym potrafić napisać równanie dysocjacji jonowej kwasów i zasad.

W roztworze pozostały jony Na^+ i Cl^-. W czasie odparowywania wody rośnie stężenie tych jonów. Gdy powstaje roztwór przesycony, jony chlorkowe łączą się z jonami sodu i z roztworu wydziela się [redacted] w postaci kryształków.

W wyniku reakcji wodorotlenku sodu i kwasu chlorowodorowego powstał wodny roztwór związku chemicznego o nazwie chlorek sodu (o wzorze NaCl), który potocznie jest nazywany solą kuchenną. Proces ten można zapisać następująco:

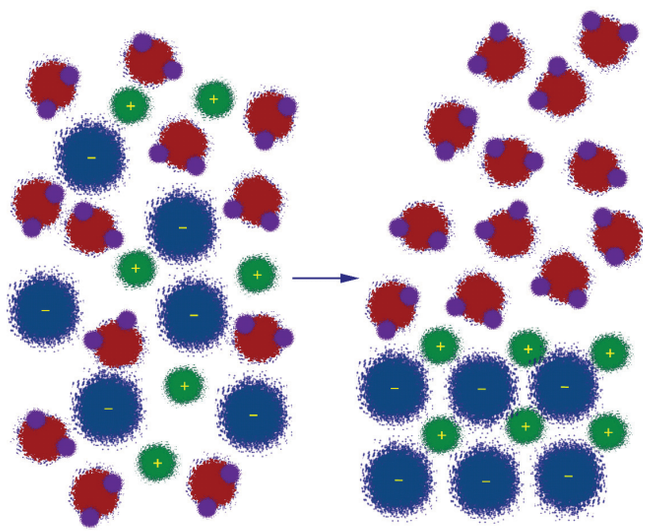
$$\mathbf{NaOH + HCl \leftrightarrows NaCl + H_2O}.$$

Na poziomie mikroświata można przedstawić powyższą sytuację (zmieszanie roztworów HCl i NaOH) następująco:



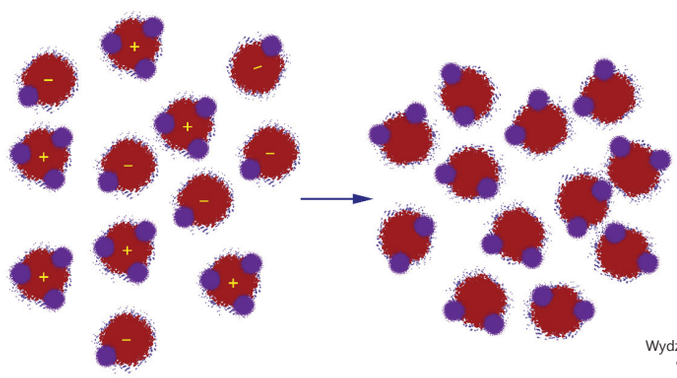
RYSUNEK 13.1.
Zmieszanie roztworów HCl i NaOH.

Odparowanie wody prowadzi do wydzielenia soli w postaci kryształów.



RYSUNEK 13.2.
Wydzielenie soli z roztworów.

Drugim produktem tej reakcji jest woda, która powstała w wyniku połączenia jonów oksoniowych i wodorotlenkowych.



RYSUNEK 13.3.
Wydzielenie się wody w wyniku reakcji.

! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA ZOBOJĘTNIANIA – reakcja pomiędzy jonami oksoniowymi i jonami wodorotlenkowymi. W jej wyniku powstaje produkt o odczynie obojętnym – woda:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O.$$

Czasami reakcją zobojętnienia błędnie nazywa się każdą reakcję pomiędzy zasadą a kwasem. Prowadzi to do nieprawidłowego wniosku, że produkt takiej reakcji, tj. sól, jest obojętny. W późniejszym czasie takie niewłaściwe rozumowanie może utrudnić wprowadzenie pojęcia hydrolizy.

Ile różnych rodzajów soli zna chemik?

Mieszając w odpowiednich proporcjach roztwory kwasu solnego i wodorotlenku sodu, można posolić zupę. W praktyce jednak taka procedura wymagałaby odczynników o odpowiedniej czystości, precyzyjnych obliczeń, dokładności w sporządzaniu roztworów i wykonania reszty eksperymentu bez dodatkowych wskaźników (np. użyta w doświadczeniu fenoloftaleina ma właściwości przeczyszczające, więc nie może być zastosowana w zupie). Zmieszanie substratów w niewłaściwych ilościach mogłoby skończyć się poważnym uszczerbkiem na zdrowiu. Taki sposób solenia zupy, mimo że możliwy do realizacji, warto więc zostawić w sferze rozważań teoretycznych.

Dotychczas omówiliśmy następujące typy reakcji chemicznych: syntezę, analizę oraz wymianę pojedynczą. Reakcja pomiędzy wodorotlenkiem sodu i kwasem solnym należy do reakcji wymiany, która jest określana jako wymiana podwójna.

ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA WYMIANY PODWÓJNEJ – reakcja chemiczna, w której substratami są 2 różne związki chemiczne, pomiędzy którymi zachodzi wymiana części składowych. W wyniku takiej reakcji powstają również 2 produkty. Reakcję podwójnej wymiany opisuje równanie ogólne:

$$AB + CD \leftrightarrows AD + CB.$$

ĆWICZENIE 352.

Sprawdź w wiadomościach z poprzednich lekcji, czy reakcje, które już przeprowadzaliśmy, można zaliczyć do reakcji wymiany podwójnej. Zapisz te równania w zeszycie.

ĆWICZENIE 353.

Biorąc pod uwagę, że reakcje wodorotlenków z kwasami są reakcjami wymiany podwójnej, spróbuj napisać w zeszycie równania reakcji pomiędzy kwasem solnym (chlorowodorowym) a wodorotlenkiem litu, wodorotlenkiem magnezu i wodorotlenkiem glinu.

Należy zwrócić uwagę na to, że wszystkie wodorotlenki zawierające jednowartościowy metal będą reagować jak wodorotlenek litu, wszystkie wodorotlenki zawierające dwuwartościowy metal będą reagować jak wodorotlenek magnezu, a wszystkie wodorotlenki, które mają trójwartościowy metal zareagują jak wodorotlenek glinu.

$LiOH + HCl \rightarrow LiCl + H_2O$
$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$
$2Al(OH)_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 6H_2O$

DOŚWIADCZENIE 190.

WYKONANIE

Poniższe doświadczenie wykonaj z zachowaniem środków ostrożności, gdyż rozpuszczalne w wodzie związki baru są trujące.

Do probówki nalej ok. 1 cm^3 rozcieńczonego roztworu wodorotlenku baru oraz kilka kropli fenoloftaleiny. Następnie dodawaj kroplami rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI).

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

Zanika barwa roztworu. Pojawia się biały osad, który opada na dno probówki.

W wyniku reakcji powstaje trudnorozpuszczalny w wodzie związek.

Jak pokazuje powyższe doświadczenie, kiedy zmieszamy wodorotlenek baru z kwasem siarkowym(VI), efekt reakcji widoczny jest natychmiast. Fenoloftaleina, podobnie jak w poprzednim doświadczeniu, uległa odbarwieniu. Świadczy to o reakcji jonów OH^- z roztworu wodorotlenku baru z jonami H_3O^+ obecnymi w roztworze kwasu siarkowego(VI). Dodatkowo pojawił się osad, który powstał z połączenia jonów Ba^{2+} oraz jonów SO_4^{2-}.

Równanie reakcji przybiera postać:

$$Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O.$$

Strzałka w dół informuje, że w wyniku reakcji substancja ta wydzieliła się w postaci osadu. Osad pochodzi od związku chemicznego, który zaliczamy do soli.

REAKCJA STRĄCANIA – polega na wytrąceniu się osadu (substancji trudno rozpuszczalnej) z roztworów wodnych substancji łatwo rozpuszczalnych.

PRZYKŁAD REAKCJI STRĄCANIA

ZAPAMIĘTAJ

SOLE – związki chemiczne zbudowane z dodatnich jonów (kationów) metali lub dodatnich jonów (kationów), które są grupą atomów, oraz ujemnych jonów (anionów) reszty kwasowej.

Przyjrzyjmy się obu doświadczeniom jeszcze raz. Rozważmy zapisy równań reakcji, które sumarycznie przedstawia tak zwany **zapis cząsteczkowy**:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O,$$

$$Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O.$$

Cząsteczkowy i jonowy zapis równań reakcji chemicznych nie jest prosty do zrozumienia, wymaga bowiem odpowiednich wiadomości i umiejętności. Dlatego należy ćwiczyć te zapisy wraz z uczniami na kolejnych lekcjach, nawet jeżeli w podręczniku nie podajemy odpowiednich ćwiczeń.

Faktycznie w roztworach substratów są obecne jony i to one biorą udział w reakcji, dlatego też stosuje się **zapis jonowy** w celu dokładniejszego opisu procesu:

$$\mathbf{Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O,}$$

zapis uproszczony: $Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O,$

$$\mathbf{Ba^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 4H_2O,}$$

zapis uproszczony: $Ba^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O.$

Jak widać, zapisy te różnią się po stronie produktów.

W pierwszym przypadku, w którym po zmieszaniu roztworów nie nastąpiło wytrącenie osadu, zareagowały ze sobą tylko jony H_3O^+ i jony OH^-, natomiast jony Na^+ oraz Cl^- w dalszym ciągu pozostały w roztworze. Jeżeli w równaniu reakcji pojawiają się takie same elementy po obu stronach równania, oznacza to, że nie mają one znaczenia dla istoty procesu, więc powinno się je pominąć. Równanie, po usunięciu powtarzających się elementów, przybierze postać:

$$\mathbf{\cancel{Na^+} + OH^- + H_3O^+ + \cancel{Cl^-} \rightarrow \cancel{Na^+} + \cancel{Cl^-} + 2H_2O,}$$

$$\mathbf{OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2H_2O,}$$

zapis uproszczony: $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O.$

Jest to tak zwany **zapis jonowy skrócony** równania reakcji.

W drugim przypadku wszystkie jony weszły w reakcję ze sobą. Uwidoczniło się to odbarwieniem fenoloftaleiny oraz wytrąceniem osadu, dlatego w równaniu po stronie produktów nie ma zapisanych jonów. Zapis jonowy skrócony tej reakcji będzie więc taki sam, jak zapis jonowy, czyli:

$$\mathbf{Ba^{2+} + 2OH^- + 2H_3O+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 4H_2O,}$$

zapis uproszczony: $Ba^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O.$

Nazywanie soli na podstawie wzorów sumarycznych, pisanie wzorów sumarycznych tych substancji oraz rysowanie wzorów strukturalnych na podstawie nazw soli to podstawowe umiejętności wymagane w tym podrozdziale.
Biorąc pod uwagę złożoność niektórych wzorów, nie są to umiejętności proste do przyswojenia. Dlatego na lekcji dokładnie analizujemy każdy przypadek, zarówno na wzorach ogólnych, jak i na wzorach poszczególnych soli.

JAM NIE Z SOLI ANI Z ROLI, JENO Z TEGO, CO MIĘ BOLI, WYROSŁEM.

STEFAN CZARNIECKI MIAŁ WYPOWIEDZIEĆ TE SŁOWA,
GDY BUŁAWA HETMANA POLNEGO KORONNEGO ZOSTAŁA
NADANA NIE JEMU, LECZ JERZEMU LUBOMIRSKIEMU

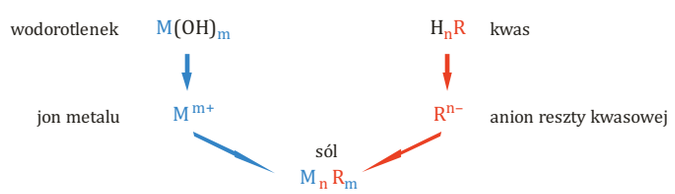
13.2. JAK TWORZY SIĘ WZORY SUMARYCZNE I NAZWY SOLI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, wodorotlenek, zasada;**
- **sposób badania właściwości i stanu skupienia wybranej substancji.**

Sole to związki chemiczne zbudowane z dodatnich jonów (kationów) metali lub dodatnich jonów (kationów), będących grupą atomów oraz ujemnych jonów (anionów) reszty kwasowej. Aby sól była elektrycznie obojętna, liczba ładunków dodatnich kationów musi zostać zneutralizowana przez taką samą liczbę ładunków ujemnych anionów. Stąd stosunki liczby kationów do liczby anionów w krysztale soli są wymuszone przez wielkość ładunku kationu i anionu.



Ogólny wzór sumaryczny soli to:

$$\mathbf{M_nR_m}$$

gdzie:
M – kation metalu (lub kation grupy atomów),
R – anion reszty kwasowej,
m – wartościowość kationu metalu (lub kationu grupy atomów),
n – wartościowość reszty kwasowej.

Jeśli **m** lub/oraz **n** wynosi 1, cyfry tej się nie zapisuje. Jeśli **m** oraz **n** (jednocześnie) są liczbami parzystymi, oba indeksy dzieli się przez 2.

Zazwyczaj reszta kwasowa jest I-, II- lub III-wartościowa, a kationy przyjmują wartościowość od I do IV. Mamy zatem dwanaście najczęściej występujących możliwości połączenia jonów metali z resztą kwasową.

	M^{+}	M^{2+}	M^{3+}	M^{4+}
R^{-}	MR	MR_2	MR_3	MR_4
R^{2-}	M_2R	MR	M_2R_3	MR_2
R^{3-}	M_3R	M_3R_2	MR	M_3R_4

TABELA 13.1. Schemat łączenia się jonów metali z resztą kwasową.

Rozważmy poszczególne przypadki na konkretnych przykładach.

	K^{+}	Ca^{2+}	Al^{3+}	Ti^{4+}
Cl^{-}	KCl	$CaCl_2$	$AlCl_3$	$TiCl_4$
	Anion i kation jednowartościowe, stąd na jeden kation przypada jeden anion: K_1Cl_1 $(+1 \cdot 1) + (-1 \cdot 1) = 0$ Jedynki we wzorze pomija się.	Anion jednowartościowy, kation dwuwartościowy, stąd na jeden kation potrzebne są dwa aniony: Ca_1Cl_2 $(+2 \cdot 1) + (-1 \cdot 2) = 0$ Jedynkę we wzorze pomija się.	Anion jednowartościowy, kation trójwartościowy, stąd na jeden kation potrzebne są trzy aniony: Al_1Cl_3 $(+3 \cdot 1) + (-1 \cdot 3) = 0$ Jedynkę we wzorze pomija się.	Anion jednowartościowy, kation czterowartościowy, stąd na jeden kation potrzebne są cztery aniony: Ti_1Cl_4 $(+4 \cdot 1) + (-1 \cdot 4) = 0$ Jedynkę we wzorze pomija się.
SO_4^{2-}	K_2SO_4	$CaSO_4$	$Al_2(SO_4)_3$	$Ti(SO_4)_2$
	Kation jednowartościowy, anion dwuwartościowy. Na jeden anion potrzebne są dwa kationy. $(+1 \cdot 2) + (-2 \cdot 1) = 0$	Kation dwuwartościowy, anion dwuwartościowy. Na jeden anion potrzebny jest jeden kation. $(+2 \cdot 1) + (-2 \cdot 1) = 0$	Kation trójwartościowy, anion dwuwartościowy. Na trzy aniony potrzebne są dwa kationy. $(-2 \cdot 3) + (+3 \cdot 2) = 0$ Anion ma budowę złożoną. Ze względu na wielokrotność należy go wziąć w nawias.	Kation czterowartościowy, anion dwuwartościowy. Na jeden kation potrzebne są dwa aniony. $(+4 \cdot 1) + (-2 \cdot 2) = 0$ Anion ma budowę złożoną. Ze względu na wielokrotność należy go wziąć w nawias.
PO_4^{3-}	K_3PO_4	$Ca_3(PO_4)_2$	$AlPO_4$	$Al_3(PO_4)_4$
	Kation jednowartościowy, anion trójwartościowy. Na jeden anion potrzebne są trzy kationy. $(+1 \cdot 3) + (-3 \cdot 1) = 0$	Kation dwuwartościowy, anion trójwartościowy. Na dwa aniony potrzebne są trzy kationy. $(+2 \cdot 3) + (-3 \cdot 2) = 0$ Anion ma budowę złożoną. Ze względu na wielokrotność należy go wziąć w nawias.	Kation trójwartościowy, anion trójwartościowy. Na jeden anion potrzebny jest jeden kation. $(-3 \cdot 1) + (+3 \cdot 1) = 0$	Kation czterowartościowy, anion trójwartościowy. Na trzy kationy potrzebne są cztery aniony. $(+4 \cdot 3) + (-3 \cdot 4) = 0$ Anion ma budowę złożoną. Ze względu na wielokrotność należy go wziąć w nawias.

TABELA 13.2. Przykłady łączenia się jonów metali z resztą kwasową.

ĆWICZENIE 354.

Przerysuj do zeszytu tabelę. Puste rubryki uzupełnij odpowiednimi wzorami sumarycznymi soli.

	Li^+	Cu^{2+}	Pb^{4+}	Na^+	Cr^{3+}
HNO_3	$LiNO_3$	$Cu(NO_3)_2$	$Pb(NO_3)_4$	$NaNO_3$	$Cr(NO_3)_3$
H_2CO_3	Li_2CO_3	$CuCO_3$	$Pb(CO_3)_2$	Na_2CO_3	$Cr_2(CO_3)_3$
H_2S	Li_2S	CuS	PbS_2	Na_2S	Cr_2S_3
HF	LiF	CuF_2	PbF_4	NaF	CrF_3
H_2SO_4	Li_2SO_4	$CuSO_4$	$Pb(SO_4)_2$	Na_2SO_4	$Cr_2(SO_4)_3$
H_3PO_4	Li_3PO_4	$Cu_3(PO_4)_2$	$Pb_3(PO_4)_4$	Na_3PO_4	$CrPO_4$

Wzory soli kwasów organicznych przyjęło się zwyczajowo pisać w odwrotnej kolejności, tj. we wzorze soli najpierw umieszcza się oznaczenie anionu reszty kwasowej, a następnie oznaczenie kationu. Pozostałe zasady tworzenia wzoru pozostają bez zmian. Na przykład:

	K^+	Ca^{2+}	Al^{3+}
$HCOO^-$	$HCOOK$	$(HCOO)_2Ca$	$(HCOO)_3Al$
CH_3COO^-	CH_3COOK	$(CH_3COO)_2Ca$	$(CH_3COO)_3Al$
$C_2H_5COO^-$	C_2H_5COOK	$(C_2H_5COO)_2Ca$	$(C_2H_5COO)_3Al$
$C_{17}H_{35}COO^-$	$C_{17}H_{35}COOK$	$(C_{17}H_{35}COO)_2Ca$	$(C_{17}H_{35}COO)_3Al$

TABELA 13.3. Schemat zapisywania wzorów soli kwasów organicznych.

Taki zapis może dla niektórych uczniów stanowić utrudnienie. W niektórych podręcznikach akademickich można spotkać się z nowym sposobem zapisu, na przykład LiHCOO.

ĆWICZENIE 355.

Przerysuj do zeszytu tabelę. Puste rubryki uzupełnij odpowiednimi wzorami sumarycznymi soli.

	Li^+	Cu^{2+}	Na^+	Cr^{3+}
$HCOO^-$	$HCOOLi$	$(HCOO)_2Cu$	$HCOONa$	$(HCOO)_3Cr$
CH_3COO^-	CH_3COOLi	$(CH_3COO)_2Cu$	CH_3COONa	$(CH_3COO)_3Cr$

Ile różnych rodzajów soli zna chemik?

Nazwy soli składają się z dwóch członów. Pierwszy człon pochodzi od nazwy kwasu, od którego wywodzi się anion reszty kwasowej, a drugi od nazwy kationu.

Konstrukcja pierwszego członu nazwy soli jest zależna od rodzaju kwasu, od którego się wywodzi sól. Wyróżniamy więc sole wywodzące się od kwasów beztlenowych, kwasów tlenowych oraz kwasów karboksylowych.

Sole kwasów beztlenowych. Podstawą nazwy soli będzie nazwa pierwiastka, od którego wywodzi się kwas, poszerzona o przyrostek **-ek**:

KWAS	SÓL
kwas chlor**owodorowy**	**chlorek**
kwas brom**owodorowy**	**bromek**
kwas jod**owodorowy**	**jodek**
kwas fluor**owodorowy**	**fluorek**
kwas siark**owodorowy**	**siarczek**

TABELA 13.4. Sposób tworzenia nazw soli kwasów beztlenowych.

Sole kwasów tlenowych. Podstawą nazwy soli będzie nazwa pierwiastka, od którego wywodzi się kwas, poszerzona o przyrostek **-an**. Za tak utworzonym członem nazwy dodaje się w nawiasie okrągłym, bez odstępu, liczbę rzymską, czyli wartościowość tego pierwiastka w kwasie:

KWAS	SÓL
kwas **azotowy(III)**	**azotan(III)**
kwas **azotowy(V)**	**azotan(V)**
kwas **chlorowy(I)**	**chloran(I)**
kwas **chlorowy(III)**	**chloran(III)**
kwas **chlorowy(V)**	**chloran(V)**
kwas **chlorowy(VII)**	**chloran(VII)**
kwas **siarkowy(IV)**	**siarczan(IV)**
kwas **siarkowy(VI)**	**siarczan(VI)**
kwas **chromowy(VI)**	**chromian(VI)**
kwas **manganowy(VII)**	**manganian(VII)**
kwas **węglowy** (w tym przypadku nie piszemy wartościowości, gdyż istnieje tylko jeden kwas węglowy)	**węglan** (w tym przypadku nie piszemy wartościowości, gdyż istnieje tylko jeden kwas węglowy, więc nazwa soli jest jednoznaczna)

TABELA 13.5. Zasada tworzenia nazw soli kwasów tlenowych.

Powyższe przykłady pokazują, że aby utworzyć nazwę soli od nazwy kwasu, wystarczy z nazwy kwasu usunąć wyraz „kwas" oraz zamienić przyrostek -owy na przyrostek -an, resztę nazwy pozostawiając bez zmian. Jest to szczególnie pomocne, gdy mamy do czynienia z kwasami o bardziej skomplikowanej budowie:

KWAS		SÓL
kwas ortofosforowy**(V)**	~~**kwas**~~ ortofosfor~~**owy**~~**an(V)**	**ortofosforan(V)**
kwas metafosforowy**(V)**	~~**kwas**~~ metafosfor~~**owy**~~**an(V)**	**metafosforan(V)**
kwas tiosiarkowy**(VI)**	~~**kwas**~~ tiosiark~~**owy**~~**an(VI)**	**tiosiarczan(VI)**

TABELA 13.6. Zasada tworzenia nazw soli kwasów o skomplikowanej budowie.

ĆWICZENIE 356.

Przerysuj do zeszytu tabelę. Puste rubryki uzupełnij odpowiednimi informacjami.

WZÓR KWASU	NAZWA KWASU	RESZTA KWASOWA	WARTOŚCIOWOŚĆ RESZTY KWASOWEJ	NAZWA SOLI
HCl	kwas chlorowodorowy	Cl^-	I	chlorek
HF	kwas fluorowodorowy	F^-	I	fluorek
H_2S	kwas siarkowodorowy	S^{2-}	II	siarczek
HNO_2	kwas azotowy(III)	NO_2^-	I	azotan(III)
HNO_3	kwas azotowy(V)	NO_3^-	I	azotan(V)
H_2CO_3	kwas węglowy	CO_3^{2-}	II	węglan
H_2SO_3	kwas siarkowy(IV)	SO_3^{2-}	II	siarczan(IV)
H_2SO_4	kwas siarkowy(VI)	SO_4^{2-}	II	siarczan(VI)
H_3PO_4	kwas ortofosforowy(V)	PO_4^{3-}	III	ortofosforan(V)

Sole kwasów karboksylowych. Nazwy soli kwasów karboksylowych wywodzą się od nazwy odpowiedniego węglowodoru, od którego został utworzony kwas karboksylowy. Ponieważ ich struktury mogą być złożone, wygodniej będzie tworzyć nazwy soli bezpośrednio od nazwy kwasu. Tworzymy je bardzo podobnie jak nazwy kwasów tlenowych: z nazwy kwasu karboksylowego należy usunąć słowo „kwas", a następnie do pozostałego członu nazwy dodać przyrostek -an.

NAZWA KWASU (NAZWA ZWYCZAJOWA KWASU)	NAZWA SOLI (NAZWA ZWYCZAJOWA SOLI)
kwas metan**owy** (kwas mrówk**owy**)	metan**ian** (mrówcz**an**)
kwas etan**owy** (kwas oct**owy**)	etan**ian** (oct**an**)
kwas propan**owy** (kwas propion**owy**)	propan**ian** (propion**ian**)
kwas butan**owy** (kwas masł**owy**)	butan**ian** (maśl**an**)
kwas heksadekan**owy** (kwas palmityn**owy**)	heksadekan**ian** (palmityn**ian**)
kwas oktadekan**owy** (kwas stearyn**owy**)	oktadekan**ian** (stearyn**ian**)
kwas **Z-oktadek**-9-en**owy** (kwas olein**owy**)	**Z-oktadek**-9-en**ian** (olein**ian**)
(kwas benzoes**owy**)	(benzoes**an**)
(kwas szczawi**owy**)	(szczaw**ian**)

TABELA 13.7. Sposób tworzenia nazw soli kwasów karboksylowych.

ĆWICZENIE 357.

Przerysuj do zeszytu tabelę. Puste rubryki uzupełnij odpowiednimi informacjami.

WZÓR KWASU	NAZWA KWASU	RESZTA KWASOWA	WARTOŚCIOWOŚĆ RESZTY KWASOWEJ	NAZWA SOLI
HCOOH	kwas metanowy (mrówkowy)	$HCOO^-$	I	metanian (mrówczan)
CH_3COOH	etanowy	CH_3COO^-	I	etanian (octan)
C_2H_5COOH	propanowy	$C_2H_5COO^-$	I	propanian (propionian)
C_3H_7COOH	butanowy	$C_3H_7COO^-$	I	butanian (maślan)
C_4H_9COOH	pentanowy	$C_4H_9COO^-$	I	pentanian
$C_5H_{11}COOH$	heksanowy	$C_5H_{11}COO^-$	I	heksanian
$C_6H_{13}COOH$	heptanowy	$C_6H_{13}COO^-$	I	heptanian
C_6H_5COOH	benzoesowy	$C_6H_5COO^-$	I	beznzoesan
$(COOH)_2$	szczawiowy	$(COO)_2^{2-}$	II	szczawian
$C_{15}H_{31}COOH$	palmitynowy	$C_{15}H_{31}COO^-$	I	palmitynian
$C_{17}H_{35}COOH$	stearynowy	$C_{17}H_{35}COO^-$	I	stearynian
$C_{17}H_{33}COOH$	oleinowy	$C_{17}H_{33}COO^-$	I	oleinian

Drugi człon nazwy informuje, który kation wchodzi w skład danej soli. Gdy kationem jest jon metalu, wtedy drugim członem nazwy soli jest nazwa metalu w dopełniaczu oraz jego wartościowość zapisana cyfrą rzymską, umieszczona w nawiasie okrągłym; jeśli wartościowość metalu jest jednoznaczna, pomija się ją.

Łącząc oba człony, otrzymuje się pełne nazwy soli, tak jak w poniższych przykładach.

	KATION SODU	KATION ŻELAZA(II)	KATION ŻELAZA(III)
KWAS **CHLOROWODOROWY**	chlorek sodu	chlorek żelaza(II)	chlorek żelaza(III)
KWAS **SIARKOWY(IV)**	siarczan(IV) sodu	siarczan(IV) żelaza(II)	siarczan(IV) żelaza(III)
KWAS **SIARKOWY(VI)**	siarczan(VI) sodu	siarczan(VI) żelaza(II)	siarczan(VI) żelaza(III)
	Jest tylko jeden rodzaj kationów sodu – Na^+, dlatego nie należy pisać jego wartościowości.	Żelazo może występować zarówno w postaci jonów Fe^{2+}, jak i jonów Fe^{3+}, dlatego aby nazwa była jednoznaczna, koniecznie należy podać jego wartościowość.	

TABELA 13.8. Sposób tworzenia nazw soli kwasów.

ĆWICZENIE 358.

Przerysuj do zeszytu tabelę. Puste rubryki uzupełnij odpowiednimi nazwami soli.

	Mg^{2+}	Cu^{2+}	Co^{2+}	K^{+}	Cr^{3+}
HNO_3	azotan(V) magnezu	azotan(V) miedzi(II)	azotan(V) kobaltu(II)	azotan(V) potasu	azotan(V) chromu(III)
H_2CO_3	węglan magnezu	węglan miedzi(II)	węglan kobaltu(II)	węglan potasu	węglan chromu(III)
H_2S	siarczek magnezu	siarczek miedzi(II)	siarczek kobaltu(II)	siarczek potasu	siarczek chromu(III)
HCOOH	metanian magnezu	metanian miedzi(II)	metanian kobaltu(II)	metanian potasu	metanian chromu(III)
H_2SO_4	siarczan(VI) magnezu	siarczan(VI) miedzi(II)	siarczan(VI) kobaltu(II)	siarczan(VI) potasu	siarczan(VI) chromu(III)
H_3PO_4	fosforan(V) magnezu	fosforan(V) miedzi(II)	fosforan(V) kobaltu(II)	fosforan(V) potasu	fosforan(V) chromu(III)

ĆWICZENIE 359.

Zapisz w zeszycie wzory sumaryczne soli powstałych w reakcji pomiędzy kwasem solnym (chlorowodorowym) a wodorotlenkiem litu, wodorotlenkiem magnezu i wodorotlenkiem glinu.

$LiCl$; $MgCl_2$; $AlCl_3$.

Zastanówmy się, w jaki sposób, znając nazwę soli, napisać jej wzór sumaryczny:

ANALIZUJEMY NAZWĘ SOLI	**siarczan(VI) żelaza(III)**	
PIERWSZY CZŁON NAZWY	siarczan(VI)	
	sól pochodzi od kwasu siarkowego(VI)	H_2SO_4
	reszta kwasowa jest dwuwartościowa, gdyż kwas jest dwuprotonowy	SO_4^{2-}
DRUGI CZŁON NAZWY	żelaza(III)	
	sól zawiera jony żelaza, które są trójwartościowe, o czym mówi rzymska liczba w nawiasie	Fe^{3+}
USTALAMY WZÓR SOLI		
	kation	Fe^{3+}
	anion	SO_4^{2-}
	sól	$\mathbf{Fe_2(SO_4)_3}$

TABELA 13.9. Tworzenie wzorów sumarycznych soli.

Znając wzór soli, możemy ustalić jej nazwę. W tym celu ze wzoru odczytujemy, od jakiego kwasu sól pochodzi, a także które kationy wchodzą w jej skład. Następnie tworzymy nazwę soli.

Sole amonowe są wykorzystywane w życiu codziennym. Aby przybliżyć uczniom ich budowę i właściwości, konieczne było wprowadzenie pojęcia zasad oraz wyjaśnienie pojęcia hybrydyzacji i roli wolnych par elektronowych w tworzeniu wiązań donorowo-akceptorowych.

[WYOBRAŹMY] SOBIE JAKĄŚ NIEDUŻĄ, CIEPŁĄ SADZAWKĘ, GDZIE OBECNE SĄ WSZYSTKIE SOLE ZAWIERAJĄCE AMONIAK I FOSFOR, A TAKŻE ŚWIATŁO, CIEPŁO, ELEKTRYCZNOŚĆ I TEMU PODOBNE, I ŻE UTWORZYŁ SIĘ W NIEJ POPRZEZ REAKCJĘ CHEMICZNĄ ZWIĄZEK BIAŁKOWY, GOTÓW DO JESZCZE BARDZIEJ SKOMPLIKOWANYCH ZMIAN [...].

JOSTEIN GAARDER [jostejn garder],
„ŚWIAT ZOFII. CUDOWNA PODRÓŻ W GŁĄB HISTORII FILOZOFII"

13.3. CZY TYLKO WODOROTLENKI REAGUJĄ Z KWASAMI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, zasada, reakcja syntezy, elektroujemność, rozpuszczalność, stężenie; nazwy kwasów;**
- **budowę cząsteczki amoniaku i chlorowodoru; sposób ustalania typu wiązania w zależności od różnicy elektroujemności; zasady bezpiecznego obchodzenia się ze stężonymi odczynnikami; zasady obliczania stężenia procentowego roztworu.**

Nad powierzchnią obu roztworów tworzą się kłęby białego dymu. Po chwili dym osiada na powierzchni kartki.

Dym **CHLORKU AMONU**, powstający w reakcji HCl i NH_3.

DOŚWIADCZENIE 191.

WYKONANIE

Przygotuj dwie małe zlewki. Do pierwszej nalej stężony roztwór amoniaku, a do drugiej stężony roztwór kwasu solnego. Zlewki ustaw obok siebie na ciemnej kartce i nakryj całość dużą zlewką.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Amoniak reaguje z chlorowodorem w formie gazowej, tworząc nową substancję (chlorek amonu).

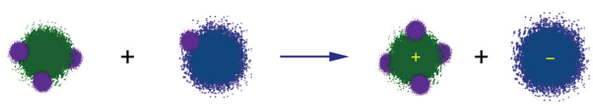
ĆWICZENIE 360.

Narysuj w zeszycie obok siebie wzory strukturalne amoniaku i chlorowodoru. Opisz ich budowę i typ wiązań występujący w obu cząsteczkach.

AMONIAK (AZAN)	CHLOROWODÓR
wiązania atomowe spolaryzowane	Cl — H wiązanie atomowe spolaryzowane

CZY TYLKO WODOROTLENKI REAGUJĄ Z KWASAMI?

W zachodzącej w doświadczeniu reakcji cząsteczki amoniaku i chlorowodoru parują ze stężonych roztworów. Nad otworami zlewek cząsteczki te poruszają się chaotycznie i niekiedy zderzają ze sobą. W momencie zderzenia powstaje nietrwałe połączenie amoniaku z chlorowodorem. Gdy następuje rozerwanie tego połączenia, chmura elektronowa pochodząca od atomu wodoru pozostaje przy jonie Cl^-, a samo jądro atomu wodoru – przy cząsteczce amoniaku. W efekcie, ze zderzenia cząsteczki amoniaku z cząsteczką chlorowodoru, powstają dwa jony – ujemny Cl^- oraz dodatni NH_4^+.



RYSUNEK 13.4. Reakcja cząsteczki amoniaku z cząsteczką chlorowodoru.

Powyższy proces można przedstawić za pomocą równania reakcji:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-.$$

W tej reakcji cząsteczka chlorowodoru oddała jon wodoru (proton), czyli pełniła rolę kwasu, a cząsteczka amoniaku przyjęła ten jon (proton), czyli pełniła rolę zasady.

Ponieważ jony NH_4^+ i Cl^- przyciągają się siłami elektrostatycznymi, po odparowaniu wody powstaje kryształ jonowy o wzorze sumarycznym NH_4Cl.

Możemy zatem przebieg reakcji zapisać następująco:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl.$$

Powstały związek chemiczny to sól o nazwie chlorek amonu. Zamiast kationu metalu jest tu obecny kation amonowy NH_4^+, który stanowi grupę atomów.

! ZAPAMIĘTAJ

SOLE AMONOWE – sole zawierające kation amonowy NH_4^+.

Sole amonowe powstają w reakcji syntezy z amoniaku i kwasu.

SOLE AMONOWE nie są jedynymi solami, w których kation stanowi grupę atomów, np. sole uranylu zawierają jon UO_2^{2+}, a wanadany – jon VO_4^{3-}.

Sole amonowe są jedynymi solami przedstawianymi w gimnazjum i szkole średniej, które zawierają jon złożony zamiast kationu metalu. Uczniowie powinni wiedzieć, że istnieją inne sole tego typu, nie muszą jednak znać ich nazw.

Wszystkie badane sole rozpuściły się w wodzie.

Sole amonowe są dobrze rozpuszczalne w wodzie.

Podrozdział zawiera różnorodne zastosowania soli amonowych. Zadaniem nauczyciela jest wskazanie kilku zastosowań, które uczniowie powinni zapamiętać (na przykład wykorzystywanie soli jako nawozów sztucznych i materiałów wybuchowych)

ĆWICZENIE 361.

Przepisz do zeszytu, uzupełnij i uzgodnij równania reakcji otrzymywania soli amonowych:

$NH_3 + HF \rightarrow$ [redacted]	$HCOOH + NH_3 \rightarrow HCOONH_4$
$2\,NH_3 + H_2S \rightarrow (NH_4)_2S$	$CH_3COOH + NH_3 \rightarrow$ [redacted]
$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$	$C_2H_5COOH + NH_3 \rightarrow$ [redacted]
$NH_3 + HNO_2 \rightarrow$ [redacted]	$C_3H_7COOH + NH_3 \rightarrow$ [redacted]
$NH_3 + H_2SO_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_3$	$C_4H_9COOH + NH_3 \rightarrow$ [redacted]
$NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ [redacted]	$(COOH)_2 + NH_3 \rightarrow (COONH_4)_2$
$NH_3 + H_2CO_3 \rightarrow$ [redacted]	$C_6H_5COOH + NH_3 \rightarrow$ [redacted]
$NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$	$C_{15}H_{31}COOH + NH_3 \rightarrow$ [redacted]

Nazwy soli amonowych tworzy się, dodając słowo **amon** w dopełniaczu (amonu) do nazwy pochodzącej od reszty kwasowej, na przykład: $(NH_4)2SO_4$ – siarczan(VI) amonu.

ĆWICZENIE 362.

Zapisz w zeszycie poprawne nazwy poniższych soli:

- sól amonowa kwasu siarkowego(VI), [redacted]
- sól amonowa kwasu azotowego(V), [redacted]
- sól amonowa kwasu etanowego (octowego), [redacted]
- sól amonowa kwasu siarkowodorowego, [redacted]
- sól amonowa kwasu ortofosforowego(V). [redacted]

DOŚWIADCZENIE 192.

WYKONANIE:

Do pięciu probówek nalej po około 4 cm^3 wody. Następnie wsyp do nich kolejno trochę kryształków pięciu różnych soli amonowych. Wstrząśnij zawartością probówek.

Przeprowadź [redacted] i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj [redacted] i zapisz je w zeszycie.

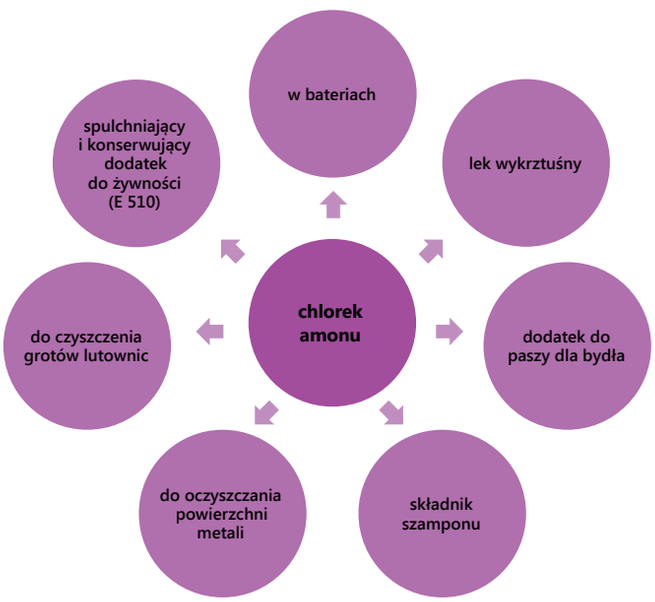
Sole amonowe znane są już od starożytności. Są one łatwo rozpuszczalne w wodzie i mają wiele różnorodnych zastosowań.

ĆWICZENIE 363.

W dostępnych źródłach sprawdź, od jak dawna znany jest chlorek amonu. Zapisz informację w zeszycie.

Chlorek amonu jest znany od około 332 r. p.n.e. Otrzymano go z odchodów wielbłąda w okolicach świątyni Amona w oazie Siwa, na terenie dzisiejszego Egiptu.

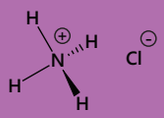
Chlorek amonu – NH_4Cl, o nazwie zwyczajowej salmiak, występuje jako minerał – salmiak rodzimy (nazwa pochodzi z łaciny *Salamoniarum*, czyli sól Amona).



SCHEMAT 13.1. Zastosowanie chlorku amonu.

Kryształ naturalnie występującego minerału CHLORKU AMONU – SALMIAKU

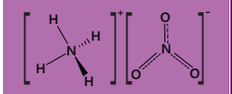
WZÓR STRUKTURALNY CHLORKU AMONU



Piktogram chlorku amonu.

Ważną solą jest azotan(V) amonu – **NH_4NO_3**; nazwa zwyczajowa – saletra amonowa. Sól ta, ze względu na bardzo dużą zawartość procentową azotu, jest stosowana głównie jako nawóz sztuczny.

AZOTAN(V) AMONU – WZÓR STRUKTURALNY

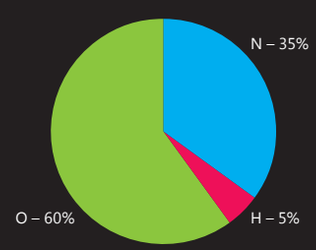


Piktogramy azotanu(V) amonu.

ĆWICZENIE 364.

Oblicz w zeszycie skład procentowy azotanu(V) amonu i przedstaw go na wykresie kołowym.

Skład procentowy azotanu(V) amonu



Azotan(V) amonu pozostawiony na powietrzu rozpływa się.

Azotan(V) amonu jest higroskopijny.

W miarę rozpuszczania azotanu(V) amonu w wodzie, spada temperatura roztworu.

Proces rozpuszczania azotanu(V) amonu w wodzie wymaga dostarczania energii z otoczenia. Jest to zatem proces endoenergetyczny.

DOŚWIADCZENIE 193.

WYKONANIE

Nasyp kilka kryształków azotanu(V) amonu na szalkę Petriego i pozostaw przez jakiś czas na powietrzu.

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

DOŚWIADCZENIE 194.

WYKONANIE

Do małej zlewki z wodą o temperaturze pokojowej włóż termometr i poczekaj na ustabilizowanie temperatury. Następnie dodawaj porcjami azotan(V) amonu. Obserwuj wskazania termometru.

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

ĆWICZENIE 365.

W temperaturze pokojowej rozpuszczalność azotanu(V) amonu wynosi 214 g/100 g wody. Oblicz w zeszycie stężenie procentowe tak powstałego roztworu.

Azotan(V) amonu bardzo dobrze się rozpuszcza w wodzie; proces ten jest endotermiczny, dlatego mieszaninę azotanu(V) amonu i lodu stosuje się jako mieszaninę chłodzącą.

W temperaturze 210°C azotan(V) amonu rozkłada się, wybuchając, zgodnie z równaniem: $2NH_4NO_3 \rightarrow 2N_2\uparrow + O_2\uparrow + 4H_2O\uparrow$. Ta właściwość powoduje, że jest on składnikiem materiałów wybuchowych.

ĆWICZENIE 366.

Na podstawie dostępnych źródeł informacji, np. Internetu, określ skład następujących materiałów wybuchowych zawierających azotan(V) amonu:

- ANFO,
- ANNM,
- amonale,
- dynamon.

Zapisz w zeszycie zebrane informacje.

Wybuchowość **AZOTANU(V) AMONU** była przyczyną wielu katastrof. Do najtragiczniejszych zdarzeń należą:

- wybuch w składzie chemicznym w Oppau [opau] (Niemcy) 21 IX 1921 r. – 561 zabitych,
- katastrofa w Texas City [teksas siti] 16 IV 1947 r. – ok. 570 ofiar śmiertelnych,
- katastrofa w Ryongchon [rjongcun] (Korea Północna) 23 IV 2004 r. – 154 ofiary śmiertelne.

214 g azotanu(V) amonu – 314 g roztworu (214 g soli + 100 g wody)
x – stężenie azotanu(V) amonu w 100 g roztworu
x = 214 g : 314 g • 100% = 68,15%
Odpowiedź: stężenie procentowe roztworu wynosi 68,15%.

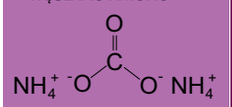
ANFO – 94% azotanu(V) amonu, 6% paliwa.
ANNM– 60% azotanu(V) amonu, 40% nitrometanu (CH_3NO_2).
Amonal (angielski) – 65% azotanu(V) amonu, 15% trotylu, 17% glinu i 3% węgla.
Dynamon – 90% azotanu(V) amonu, 10% mączki drzewnej.

Możliwych jest kilka rozwiązań.
Można sporządzić roztwór nasycony w wyższej temperaturze, poprzez rozpuszczenie w podgrzanej wodzie nadmiaru substancji, a następnie ochłodzenie roztworu do temperatury, w której badamy rozpuszczalność.
Po ustaleniu równowagi oraz badanej temperatury całość sączymy do zważonej, czystej i suchej zlewki. Ważymy zlewkę z roztworem i obliczamy masę roztworu, odejmując od masy zlewki z roztworem masę pustej i suchej zlewki.
Następnie powoli odparowujemy wodę. Po odparowaniu całej wody zlewkę ważymy ponownie i obliczamy masę rozpuszczonej soli, odejmując od uzyskanej wagi masę pustej zlewki.
Znając masę roztworu nasyconego oraz masę rozpuszczonej w nim soli, można obliczyć rozpuszczalność soli w wodzie.

Z równania reakcji wynika, że z jednego mola wodorowęglanu amonu powstanie jeden mol amoniaku, jeden mol CO_2 oraz jeden mol H_2O.
W warunkach normalnych z dwóch moli wodorowęglanu amonu wydzieli się 44,8 dm^3 amoniaku oraz 44,8 dm^3 CO_2.

Kolejnym ważnym związkiem zawierającym kation amonowy jest **węglan amonu**, **$(NH_4)_2CO_3$**. Stanowi on składnik mieszanin oziębiających, stosowany w przemyśle winiarskim, włókienniczym, ceramicznym, gumowym, spożywczym (jako regulator kwasowości i środek spulchniający; symbol: E 503a).

WZÓR STRUKTURALNY WĘGLANU AMONU



ĆWICZENIE 367.

Zaproponuj sposób badania rozpuszczalności węglanu amonu w wodzie. Zapisz swój pomysł w zeszycie.

Piktogram węglanu amonu.

Węglan amonu jest związkiem nietrwałym. W wyniku jego rozkładu wydziela się amoniak i powstaje **wodorowęglan amonu**: $(NH_4)_2CO_3 \rightarrow NH_3 + NH_4HCO_3$.

Wodorowęglan amonu w życiu codziennym stosowany jest przede wszystkim jako składnik proszku do pieczenia (nazwy handlowe: amoniak, amoniak do pieczenia, amoniak spożywczy, amoniaczek). Wynika to z faktu, iż już w temperaturze ok. 60°C ulega on rozkładowi: $NH_4HCO_3 \rightarrow NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$ – gazowe produkty powodują spulchnienie pieczonego ciasta.

DOŚWIADCZENIE 195.

WYKONANIE

Małą kolbę okrągłodenną umieść w statywie i nasyp do niej dwie łyżeczki wodorowęglanu amonu. Na szyjce kolby umieść balon, a następnie ogrzewaj delikatnie jej zawartość, uważając, aby nie spalić balonu.

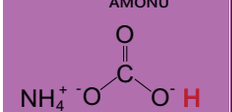
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Zanika barwa roztworu. Pojawia się biały osad, który opada na dno probówki.

W wyniku reakcji powstaje związek trudnorozpuszczalny w wodzie.

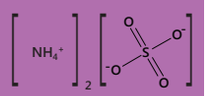
WZÓR STRUKTURALNY WODOROWĘGLANU AMONU



ĆWICZENIE 368.

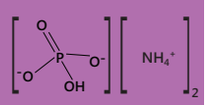
Oblicz w zeszycie, ile dm^3 gazów – amoniaku i tlenku węgla(IV) – powstanie w wyniku rozkładu 2 moli wodorowęglanu amonu.

WZÓR STRUKTURALNY SIARCZANU(VI) AMONU

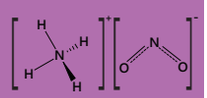


Dawniej frakcje białek, które wytrącają się z 50% roztworu siarczanu(VI) amonu, nazywano globulinami, a białka pozostające w tych warunkach w roztworze – albuminami.

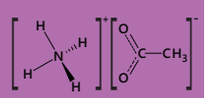
WZÓR STRUKTURALNY WODOROOTROFOSFORANU(V) AMONU



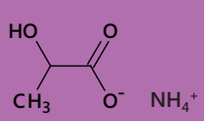
WZÓR STRUKTURALNY AZOTANU(III) AMONU



WZÓR STRUKTURALNY ETANIANU AMONU (OCTANU AMONU)



WZÓR STRUKTURALNY 2-HYDROKSYPROPIONIANU AMONU (MLECZANU AMONU)



SCHEMAT 13.2. Zastosowanie wodorowęglanu amonu.

Siarczan(VI) amonu, $(NH_4)_2SO_4$, o nazwie zwyczajowej maskanit, stosowany jest głównie jako nawóz sztuczny. Wykorzystywany jest też w galwanotechnice, garbarstwie, przemyśle włókienniczym i przemyśle drożdżowym.

Wodoroortofosforan(V) amonu, o wzorze sumarycznym $(NH_4)_2HPO_4$, jest stosowany jako wieloskładnikowy nawóz mineralny. Wchodzi w skład środków ogniochronnych i gaśniczych (symbol: E 442). W przemyśle spożywczym stosuje się go do oczyszczania cukru; jest też pożywką dla drożdży.

Azotan(III) amonu wykorzystuje się w laboratoriach do otrzymywania czystego azotu:

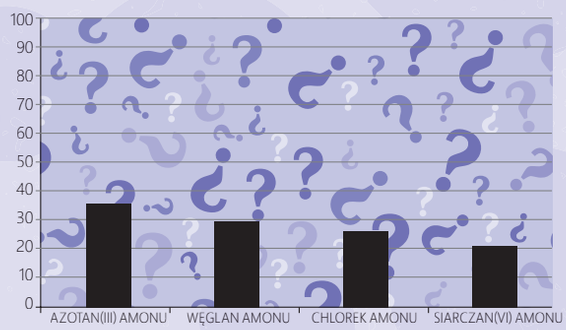
$$NH_4NO_2 \rightarrow 2H_2O + N_2\uparrow.$$

Również sole amonowe kwasów organicznych mają liczne zastosowania, np.

- etanian amonu (octan amonu), o wzorze sumarycznym CH_3COONH_4, stosuje się jako dodatek do żywności i odczynnik laboratoryjny,
- mleczan amonu (nazwa systematyczna 2-hydroksypropionian amonu) jest dodatkiem do żywności (symbol: E 328).

ĆWICZENIE 369.

Przerysuj do zeszytu poniższy wykres, a następnie zaznacz na nim zawartość procentową azotu w poszczególnych solach amonowych. Omów wykres.



Największa zawartość procentowa azotu występuje w azotanie(III) amonu, gdyż azot wchodzi zarówno w skład jego kationu, jak i anionu. Z kolei najmniejsza zawartość procentowa azotu występuje w siarczanie(VI) amonu, gdyż azot zawarty jest w tej substancji tylko w kationie, jej anion stanowi zaś znaczną część masy tego związku.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz, ile produktów gazowych (bez pary wodnej) wydzieli się w wyniku rozkładu 164 g wodorowęglanu amonu.

1 mol wodorowęglanu amonu (NH_4HCO_3) ma masę 82 g, czyli w reakcji biorą udział 2 mole NH_4HCO_3.

Z równania reakcji:

$$NH_4HCO_3 \rightarrow NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

wynika, że z 1 mola NH_4HCO_3 powstaną 2 mole gazów (1 mol NH_3 i 1 mol CO_2), czyli z 2 moli NH_4HCO_3 wydzieli się 4 mole gazów.

We wzorach strukturalnych soli, podobnie jak w przypadku wzorów pozostałych substancji jonowych, zwracamy szczególną uwagę na właściwe zaznaczanie wiązań. Wiązania jonowe zaznaczamy przy pomocy znaków plus i minus, a wiązania atomowe i spolaryzowane zaznaczamy za pomocą kreski. Każdy błąd uczniów poprawiamy, nie obniżamy jednak oceny za narysowanie wiązania atomowego lub spolaryzowanego zamiast jonowego.

Wzory strukturalne soli zostały przedstawione w kolejności od najprostszych do najtrudniejszych. Do bardziej skomplikowanych wzorów przechodzimy dopiero wtedy, gdy uczniowie opanują prostsze wzory.

[...] ŻEBY KOGO POZNAĆ W DOLI I W NIEDOLI,
TRZEBA Z NIM ZJEŚĆ BECZKĘ SOLI. [...].

JAN BRZECHWA, „ŚLEDŹ I DORSZ"

13.4. JAK ZBUDOWANE SĄ SOLE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: sól, wiązania jonowe;**
- **w jaki sposób hoduje się kryształy; jak rysuje się wzory substancji o wiązaniach jonowych i wzory strukturalne kwasów.**

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Przygotuj nasycony roztwór soli kuchennej (NaCl), rozpuszczonej w gorącej wodzie. Wyhoduj kryształy. Narysuj w zeszycie powstałe kryształy.

Sole mają budowę krystaliczną. Składają się z kationów metali (lub kationów grup atomów) i anionów reszty kwasowej. We wzorach strukturalnych soli należy przedstawić strukturę kationu oraz strukturę anionu oraz uwzględnić dodatkowo ich ilość tak, aby cała sól była elektrycznie obojętna, tj. by suma ładunków dodatnich i ładunków ujemnych wynosiła 0.

! ZAPAMIĘTAJ

Rysując wzory strukturalne soli, sprawdź, czy suma ładunków dodatnich i ujemnych jest równa 0.

Najpopularniejsza sól – chlorek sodu – zbudowana jest z kationów sodu i anionów chlorkowych. Jej wzór strukturalny przedstawia się następująco: $Na^{+}Cl^{-}$.

Równie proste są wzory strukturalne innych soli, w których skład wchodzą jednododatnie jony metali i aniony pochodzące od jednoprotonowych kwasów beztlenowych. Przykład:

	Li^{+}	Rb^{+}	Cs^{+}
Cl^{-}	$Li^{+}Cl^{-}$	$Rb^{+}Cl^{-}$	$Cs^{+}Cl^{-}$
Br^{-}	$Li^{+}Br$	$Rb^{+}Br$	$Cs^{+}Br$
I^{-}	$Li^{+}I^{-}$	$Rb^{+}I^{-}$	$Cs^{+}I^{-}$

TABELA 13.9. Wzory strukturalne przykładowych soli.

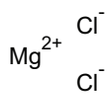
ĆWICZENIE 370.

Narysuj w zeszycie wzory strukturalne: fluorku potasu, jodku litu, bromku sodu, chlorku srebra(I), chlorku miedzi(I).

fluorek potasu	K^+	F^-
jodek litu	Li^+	I^-
bromek sodu	Na^+	Br^-
chlorek srebra(I)	Ag^+	Cl^-
chlorek miedzi(I)	Cu^+	Cl^-

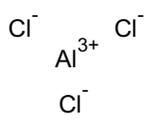
Sole kwasów beztlenowych jednoprotonowych i metali dwuwartościowych (np. z 2. grupy układu okresowego) mają wzór strukturalny analogiczny do wzoru chlorku magnezu:

Do beztlenowych kwasów jednoprotonowych (oddających jeden proton) należą: HCl, HF, HBr, HI.



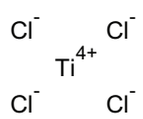
Jak widać, na 1 kation o ładunku 2+ potrzebne są 2 aniony o ładunku 1-, aby suma ładunków wynosiła 0, czyli sól była elektrycznie obojętna.

Sole jednoprotonowych kwasów beztlenowych i metali trójwartościowych mają wzór strukturalny analogiczny do wzoru chlorku glinu:



W tym przypadku na 1 jon o ładunku 3+ przypadają 3 jony o ładunku 1−.

Sole jednoprotonowych kwasów beztlenowych i metali czterowartościowych mają wzór strukturalny analogiczny do wzoru chlorku tytanu(IV):



W tym przypadku na 1 jon o ładunku 4+ przypadają 4 jony o ładunku 1−.

Do beztlenowych kwasów dwuprotonowych (oddających dwa protony) należą: H_2S, H_2Se, H_2Te.

ĆWICZENIE 371.

Narysuj w zeszycie wzory strukturalne: fluorku wapnia, jodku baru, bromku żelaza(III), chlorku miedzi(II), jodku ołowiu(II), jodku rtęci(II), chlorku chromu(III), bromku cyrkonu(IV).

fluorek wapnia	F^-	Ca^{2+}	F^-
jodek baru	I^-	Ba^{2+}	I^-
bromek żelaza(III)	Br^-	Fe^{3+}	Br^-
		Br^-	
chlorek miedzi(II)	Cl^-	Cu^{2+}	Cl^-
jodek ołowiu(II)	I^-	Pb^{2+}	I^-
jodek rtęci(II)	I^-	Hg^{2+}	I^-
chlorek chromu(III)	Cl^-	Cr^{3+}	Cl^-
		Cl^-	
bromek cyrkonu(IV)	Br^-	Zr^{4+}	Br^-
	Br^-		Br^-

Należy zwrócić uwagę, by uczniowie nie pisali wzorów strukturalnych ilościowo, zapisując na przykład $2Al^{3+}$, $3Se^{2-}$.

siarczek sodu	Na^+	S^{2-}	Na^+
selenek litu	Li^+	Se^{2-}	Li^+
tellurek sodu	Na^+	Te^{2-}	Na^+
siarczek miedzi(II)	Cu^{2+}	S^{2-}	
siarczek baru	Ba^{2+}	S^{2-}	

siarczek wapnia	Ca^{2+}	S^{2-}	
selenek baru	Ba^{2+}	Se^{2-}	
tellurek żelaza(III)	Te^{2-}	Te^{2-}	
	Fe^{3+}	Fe^{3+}	Fe^{3+}
siarczek kobaltu(III)	Co^{3+}	Co^{3+}	
	S^{2-}	S^{2-}	S^{2-}
siarczek tytanu(IV)	S^{2-}	Ti^{4+}	S^{2-}
siarczek cynku	Zu^{2+}	S^{2-}	
selenek galu	Ga^{3+}	Ga^{3+}	
	Se^{2-}	Se^{2-}	Se^{2-}
siarczek żelaza(III)	Fe^{3+}	Fe^{3+}	
	S^{2-}	S^{2-}	S^{2-}

Ile różnych rodzajów soli zna chemik?

Równie łatwo tworzy się wzory strukturalne soli pochodzących od kwasów beztlenowych dwuprotonowych (mogących oddać dwa protony).

Przykład:

sól złożona z jonów potasu (metalu jednowartościowego) i anionów pochodzących od kwasu siarkowodorowego (H_2S) będzie miała następujący wzór strukturalny:

$$K^+ \quad S^{2-} \quad K^+$$

sól złożona z jonów magnezu (metalu dwuwartościowego) i anionów pochodzących od kwasu siarkowodorowego (H_2S) będzie miała następujący wzór strukturalny:

$$Mg^{2+} \quad S^{2-}$$

ĆWICZENIE 372.

Narysuj w zeszycie wzory strukturalne soli o nazwach: siarczek sodu, selenek litu, tellurek sodu, siarczek miedzi(II), siarczek baru.

Sole beztlenowych kwasów dwuprotonowych i kationów trójwartościowych mają trochę bardziej skomplikowane wzory, ale zasada ich tworzenia jest taka sama jak poprzednich, tj. należy użyć tyle jonów dodatnich i ujemnych, aby suma ładunków wynosiła 0. Proces ten na przykładzie selenku glinu można przedstawić następująco:

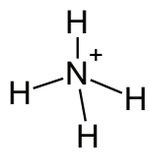
$$Se^{2-} \quad Al^{3+} \quad Se^{2-} \quad Al^{3+} \quad Se^{2-}$$

Glin tworzy jony trójdodatnie, a jon selenu w selenkach jest dwuujemny, więc aby suma ładunków dodatnich i ujemnych wynosiła 0, potrzebne są 2 jony trójdodatnie i 3 jony dwuujemne.

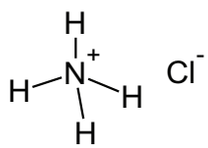
ĆWICZENIE 373.

Narysuj w zeszycie wzory strukturalne soli o nazwach: siarczek wapnia, selenek baru, tellurek żelaza(III), siarczek kobaltu(III), siarczek tytanu(IV), siarczek cynku, selenek galu, siarczek żelaza(III).

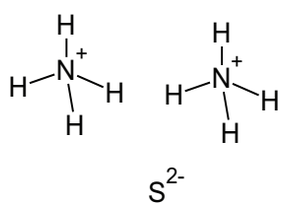
Gdy zamiast kationów metalu w strukturze soli obecne są kationy tworzone przez grupę atomów, to rysując wzór strukturalny soli, należy uwidocznić także budowę wewnętrzną kationu. Przykładem takiego kationu jest jon amonowy NH_4^+, który występuje we wszystkich solach amonowych. Jego wzór ma postać:



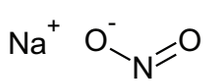
Przykładowo chlorek amonu, o wzorze NH_4Cl, ma następujący wzór strukturalny:



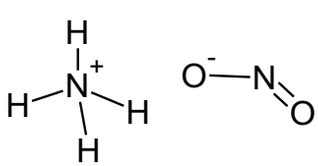
a siarczek amonu, o wzorze sumarycznym $(NH_4)_2S$, wzór:



Analogicznie do wzorów strukturalnych soli pochodzących od kwasów beztlenowych rysuje się wzory strukturalne soli pochodzących od kwasów tlenowych oraz kwasów organicznych.Jednak w tym przypadku reszta kwasowa jest bardziej rozbudowana, a jej budowa również powinna zostać uwidoczniona. Strukturę reszty kwasowej rysujemy identycznie jak wzór strukturalny cząsteczki kwasu, z tą jednak różnicą, że zamiast atomów wodoru, które zostały odłączone, rysujemy znak „–" (minus) na atomach, od których oderwano jon wodoru. Na przykład wzór strukturalny azotanu(III) sodu należy zapisać następująco:



Gdy kation i anion jest złożony, tak jak w azotanie(III) amonu, wzór strukturalny będzie wyglądał następująco:



Rysowanie wzorów strukturalnych w taki sposób, że jony reszty kwasowej nie są rozrysowane (np. NO^{3-}), jest błędem dydaktycznym.

Czasami spotyka się również wzory przedstawiające struktury soli, które są zapisane skrótowo, bez rozpisywania wewnętrznej struktury anionu. Stosowane są one szczególnie wtedy, gdy przedstawienie wewnętrznej struktury anionu nie jest potrzebne, a istotne jest połączenie między kationem i anionem.

Przykład:

Wzór azotanu(III) sodu będzie zapisany następująco:

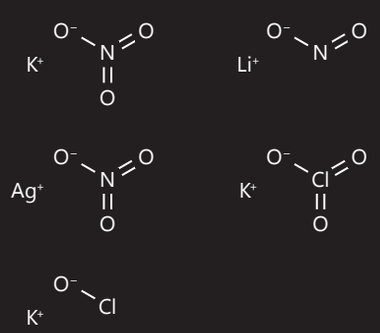
$$Na^+ \; NO_2^-$$

Wzór azotanu(III) amonu będzie zapisany następująco:

$$NH_4^+ \; NO_2^-$$

Należy jednak pamiętać, że zapis ten jest uproszczony, dlatego nie do końca poprawny i nie powinien być nazywany wzorem strukturalnym.

Tak samo jak wzory azotanu(III) sodu oraz azotanu(III) amonu będziemy zapisywać wzory strukturalne innych soli, pamiętając o tym, aby suma ładunków dodatnich i ujemnych wynosiła 0.



ĆWICZENIE 374.

Narysuj w zeszycie wzory strukturalne soli o nazwach: azotan(V) potasu, azotan(III) litu, azotan(V) srebra(I), chloran(V) potasu, chloran(I) sodu.

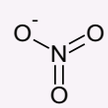
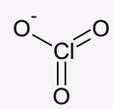
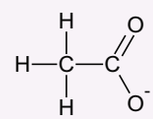
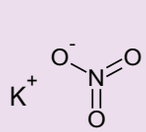
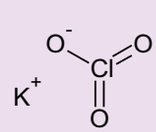
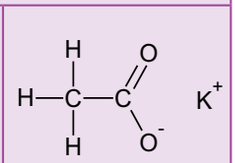
	RESZTA KWASOWA KWASU JEDNOPROTONOWEGO		
Anion			
ŁADUNEK KATIONU +1, ŁADUNEK ANIONU -1. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 1 KATION POTRZEBNY JEST 1 ANION RESZTY KWASOWEJ.			
K^+			

TABELA 13.10. Wzory strukturalne soli kwasów jednoprotonowych.

Poszczególne tabele należy dokładnie omówić, zwracając uwagę na liczbę jonów, ich ładunki oraz ładunek sumaryczny.
Poszczególne przypadki powinny być omawiane przez uczniów, po jednym przykładzie na osobę.

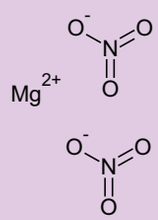
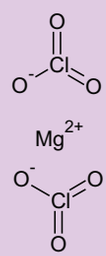
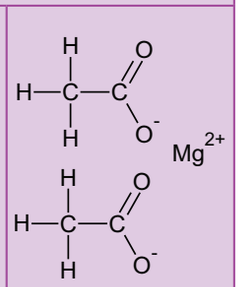
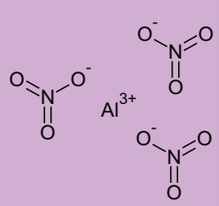
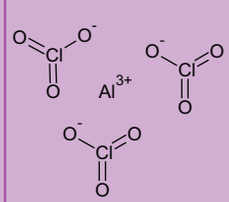
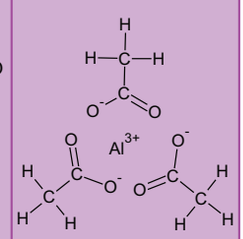
ŁADUNEK KATIONU +2, ŁADUNEK ANIONU -1. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 1 KATION POTRZEBNE SĄ 2 ANIONY RESZTY KWASOWEJ.			
Mg^{2+}			
ŁADUNEK KATIONU +3, ŁADUNEK ANIONU -1. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 1 KATION POTRZEBNE SĄ 3 ANIONY RESZTY KWASOWEJ.			
Al^{3+}			

TABELA 13.10. Wzory strukturalne soli kwasów jednoprotonowych.

Wzory strukturalne soli pochodzących od innych jednoprotonowych kwasów, zarówno organicznych, jak i nieorganicznych, będą analogiczne do pokazanych powyżej.

ĆWICZENIE 375.

Narysuj w zeszycie taką tabelę jak tabela 13.10., lecz wszystkie wzory strukturalne zastąp w niej wzorami sumarycznymi. Podaj nazwy systematyczne tych soli.

	reszta kwasowa kwasu jednoprotonowego		
	NO_3^-	ClO_3^-	CH_3COO^-
K^+	KNO_3 azotan(V) potasu	$KClO_3$ chloran(V) potasu	CH_3COOK etanian potasu
Mg^{2+}	$Mg(NO_3)_2$ azotan(V) magnezu	$Mg(ClO_3)_2$ chloran(V) magnezu	$(CH_3COO)_2Mg$ etanian magnezu
Al^{3+}	$Al(NO_3)_3$ azotan(V) glinu	$Al(ClO_3)_3$ chloran(V) glinu	$(CH_3COO)_3Al$ etanian glinu

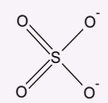
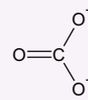
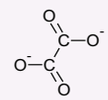
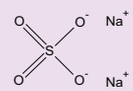
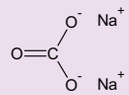
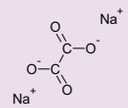
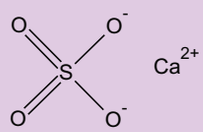
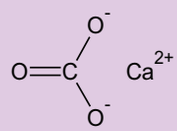
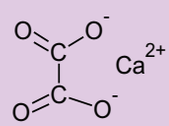
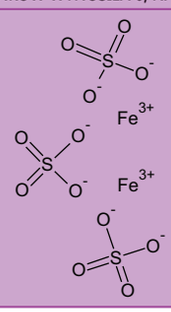
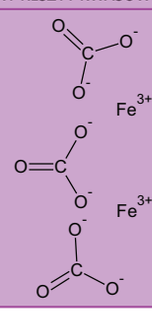
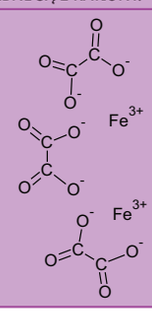
	RESZTA KWASOWA KWASU DWUPROTONOWEGO		
Anion			
ŁADUNEK KATIONU +1, ŁADUNEK ANIONU -1. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 1 KATION POTRZEBNY JEST 1 ANION RESZTY KWASOWEJ.			
Na^+			
ŁADUNEK KATIONU +2, ŁADUNEK ANIONU -2. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 1 ANION RESZTY KWASOWEJ POTRZEBNY JEST 1 KATION.			
Ca^{2+}			
ŁADUNEK KATIONU +3, ŁADUNEK ANIONU -2. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 3 ANIONY RESZTY KWASOWEJ POTRZEBNE SĄ 2 KATIONY.			
Fe^{3+}			

TABELA 13.11. Wzory strukturalne soli kwasów dwuprotonowych.

Wzory strukturalne soli pochodzących od innych dwuprotonowych kwasów, zarówno organicznych, jak i nieorganicznych, będą analogiczne do powyższych.

ĆWICZENIE 376.

Skonstruuj w zeszycie taką tabelę jak tabela 13.11., lecz wszystkie wzory strukturalne zastąp w niej wzorami sumarycznymi. Podaj nazwy systematyczne tych soli.

	reszta kwasowa kwasu jednoprotonowego		
	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	$(COO)_2^{2-}$
Na^+	Na_2SO_4 siarczan(VI) sodu	Na_2CO_3 węglan sodu	$(COO)_2Na_2$ szczawian sodu
Ca^{2+}	$CaSO_4$ siarczan(VI) wapnia	$CaCO_3$ węglan wapnia	$(COO)_2Ca$ szczawian wapnia
Fe^{3+}	$Fe_2(SO_4)_3$ siarczan(VI) żelaza(III)	$Fe_2(CO_3)_3$ węglan żelaza(III)	$[(COO)_2]_3Fe_2$ szczawian żelaza(III)

81

DUCH CHEMII

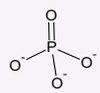
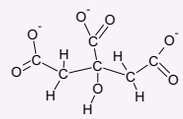
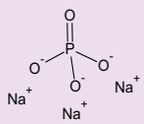
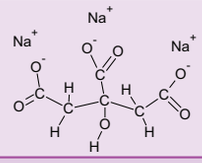
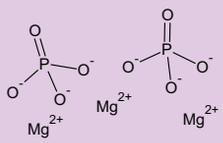
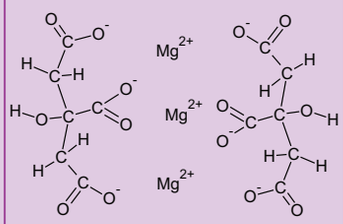
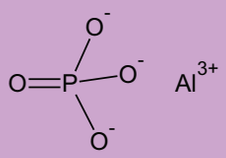
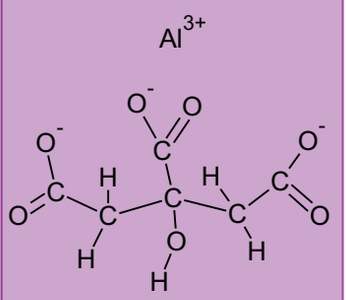
	RESZTA KWASOWA KWASU TRÓJPROTONOWEGO	
Anion		
ŁADUNEK KATIONU +1, ŁADUNEK ANIONU -3. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 1 ANION RESZTY KWASOWEJ POTRZEBNE SĄ 3 KATIONY.		
Na^+		
ŁADUNEK KATIONU +2, ŁADUNEK ANIONU -3. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 2 ANIONY RESZTY KWASOWEJ POTRZEBNE SĄ 3 KATIONY.		
Mg^{2+}		
ŁADUNEK KATIONU +3, ŁADUNEK ANIONU -3. ABY SUMA ŁADUNKÓW WYNOSIŁA 0, NA 2 ANIONY RESZTY KWASOWEJ POTRZEBNE SĄ 3 KATIONY.		
Fe^{3+}		

TABELA 13.12. Wzory strukturalne soli kwasów trójprotonowych.

Wzory strukturalne soli pochodzących od innych trójprotonowych kwasów, zarówno organicznych, jak i nieorganicznych, będą analogiczne do powyższych.

ĆWICZENIE 377.

Narysuj w zeszycie wzory strukturalne oraz zapisz wzory sumaryczne soli o podanych nazwach: azotan(V) wapnia, azotan(III) baru, azotan(V) żelaza(III), azotan(III) miedzi(II), siarczan(IV) wapnia, siarczan(VI) baru, węglan żelaza(II), ortofosforan(V) żelaza(II), siarczan(IV) glinu, ortofosforan(V) strontu, etanian wapnia, mrówczan sodu, maślan żelaza(III), szczawian magnezu, szczawian potasu, siarczan(IV) amonu, jodek amonu, chlorek wapnia, ortofosforan(V) amonu.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz skład procentowy ortofosforanu(V) magnezu.

Masa 1 mola ortofosforanu(V) magnezu wynosi: $24\ g \cdot 3 + (31\ g + 16\ g \cdot 4)_2 = 262\ g$.

Magnez:

262 g – 100% $\quad x = \frac{7200}{262}$,

72 g – x $\quad x \approx 27\%$.

Fosfor:

262 g – 100% $\quad y = \frac{6200}{262}$,

62 g – y $\quad y \approx 24\%$.

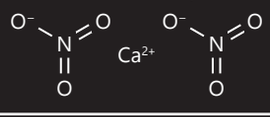
Tlen:

262 g – 100% $\quad t = \frac{12800}{262}$,

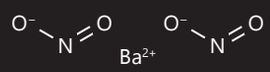
128 g – t $\quad t \approx 49\%$.

Odpowiedź: W składzie procentowym ortofosforanu(V) magnezu jest w przybliżeniu 27% magnezu, 24% fosforu i 49% tlenu.

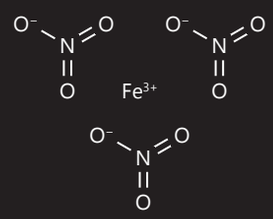
azotan(V) wapnia



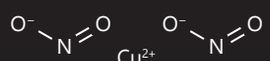
azotan(III) baru



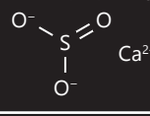
azotan(V) żelaza(III)



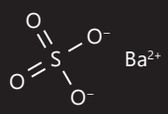
azotan(III) miedzi(II)



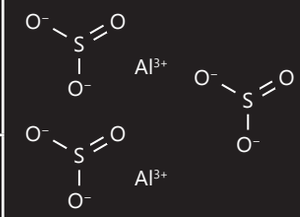
siarczan(IV) wapnia



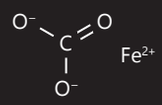
siarczan(VI) baru



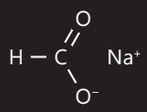
siarczan(IV) glinu



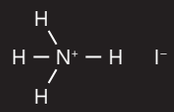
węglan żelaza(II)



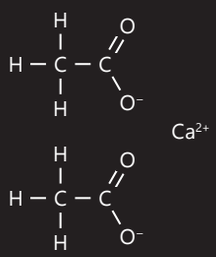
mrówczan sodu



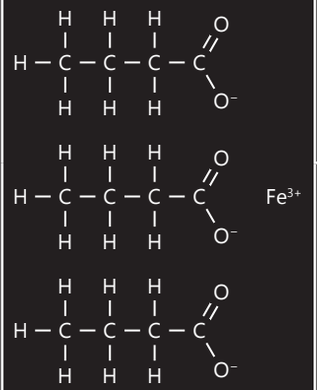
jodek amonu



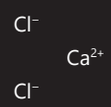
etanian wapnia



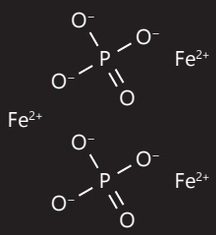
maślan żelaza(III)



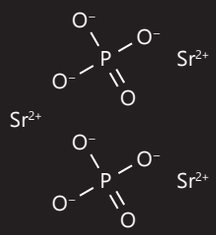
chlorek wapnia



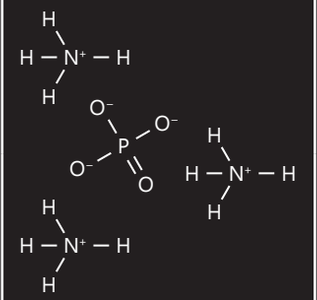
ortofosforan(V) żelaza(II)



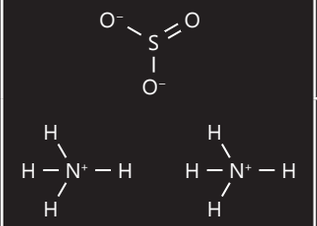
ortofosforan(V) strontu



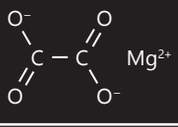
ortofosforan(V) amonu



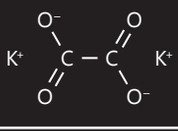
siarczan(IV) amonu



szczawian magnezu



szczawian potasu



fizyczny

Rozpuszczalnik

roztwór

gramów

wzrasta

Celem podrozdziału jest wprowadzenie tabeli rozpuszczalności soli i przypomnienie uczniom informacji o procesie rozpuszczania. Jest to jednocześnie wprowadzenie do procesu dysocjacji soli.

JIM QWILLERAN [dżim kłirelen] *PRZYGOTOWAŁ SOBIE KAWALERSKIE ŚNIADANIE. GORĄCĄ KRANÓWĄ ZALAŁ KAWĘ ROZPUSZCZALNĄ, AŻ NA POWIERZCHNI ZACZĘŁY PŁYWAĆ BRĄZOWE GRUDKI.*

LILIAN JACKSON BRAUN [lilian dżekson braun],
„KOT, KTÓRY JADAŁ WEŁNĘ"

13.5. CZY WSZYSTKIE SOLE ZACHOWUJĄ SIĘ W WODZIE TAK SAMO?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: rozpuszczanie, rozpuszczalność;**
- **w jaki sposób bada się rozpuszczalność substancji; jak korzysta się z tabeli rozpuszczalności i wykresów rozpuszczalności.**

ĆWICZENIE 378.

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

Rozpuszczanie jest uważane za proces ..... polegający na takim zmieszaniu ciała stałego, cieczy lub gazu w innej cieczy lub gazie, że powstanie jednorodna ..... Powstająca mieszanina to .... to substancja, w której odbywa się proces rozpuszczania.

Proces rozpuszczania zależy od: ..... Rozpuszczalność to liczba ..... substancji, która rozpuszcza się w ..... g rozpuszczalnika w danych warunkach. Rozpuszczalność większości ciał stałych ..... wraz ze wzrostem .....

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Zbadaj rozpuszczalność sody oczyszczonej (wodorowęglanu sodu) w wodzie o temperaturze 20°C.

mieszanina

rodzaju rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej, temperatury oraz ciśnienia

100

temperatury

Obserwacje są uzależnione od wykorzystanych soli.

Bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie są azotany(V), chlorki (za wyjątkiem chlorku ołowiu(II) i chlorku srebra), sole amonowe, sole sodu oraz sole potasu. Większość węglanów trudno rozpuszcza się w wodzie.

Należy zwrócić uwagę na to, by uczniowie nie posługiwali się terminem potocznym sole nierozpuszczalne, lecz by używali poprawnego terminu – sole praktycznie nierozpuszczalne.

DOŚWIADCZENIE 196.

WYKONANIE

Zbadaj rozpuszczalność różnych soli w wodzie. W tym celu przygotuj różne sole w stanie stałym, wodę destylowaną o temperaturze pokojowej, szpatułkę i probówki (tyle probówek, ile różnych soli). Do każdej probówki nalej tyle samo wody destylowanej (około ¼ pojemności probówki). Do każdej probówki wrzuć po kilka kryształków wybranej soli i wstrząśnij jej zawartością.

Przeprowadź obserwacje i zapisz je w zeszycie w formie tabeli.
Porównaj zgodność otrzymanych wyników z tabelą rozpuszczalności.
Na podstawie tego porównania sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Porównaj wyniki z doświadczenia z tabelą rozpuszczalności. Typowa tabela rozpuszczalności przedstawia informację na temat stopnia rozpuszczalności danej substancji w wodzie.

Oznaczenia w tabeli rozpuszczalności:
R – rozpuszczalność powyżej 1 g na 100 g wody,
T – wytrąca się z roztworów stężonych – rozpuszczalność rzędu 0,1–1,0 g na 100 g wody,
N – rozpuszczalność mniejsza niż 0,1 g na 100 g wody.

	Br^-	CO_3^{2-}	Cl^-	ClO_3^-	OH^-	NO_3^-	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}	$Cr_2O_7^{2-}$
Al^{3+}	R	—	R	R	N	R	N	R	N
NH_4^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Ca^{2+}	R	N	R	R	T	R	N	T	N
Cu^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	R	N
Fe^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	R	N
Fe^{3+}	R	—	R	R	N	R	N	T	N
Mg^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	R	N
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Ag^+	N	N	N	R	—	R	N	T	N
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R

TABELA 13.13. Tabela rozpuszczalności.

Ponadto tabela rozpuszczalności może zawierać informacje o barwie roztworu, barwie osadu i innych właściwościach substancji.

Aby skorzystać z informacji zawartej w tabeli rozpuszczalności, należy odszukać odpowiedni kation oraz anion. W komórce, która jest punktem przecięcia wiersza i kolumny z wybranymi jonami, znajduje się informacja na temat soli pochodzącej od tych jonów.

Analizując tabelę, można stwierdzić, że wszystkie zawarte w niej sole amonowe, a także potasowe i sodowe, są dobrze rozpuszczalne w wodzie, podobnie jak wszystkie sole pochodzące od kwasu azotowego(V), chlorowego(V), a także większość chlorków i bromków – z wyjątkiem chlorku srebra(I) oraz bromku srebra(I).

CZY WSZYSTKIE SOLE ZACHOWUJĄ SIĘ W WODZIE TAK SAMO?

ZAPAMIĘTAJ

Wszystkie sole amonowe, sodowe, potasowe są dobrze rozpuszczalne w wodzie. Dobrze się w niej rozpuszczają także azotany(V), chlorki i bromki.

DOŚWIADCZENIE 197.

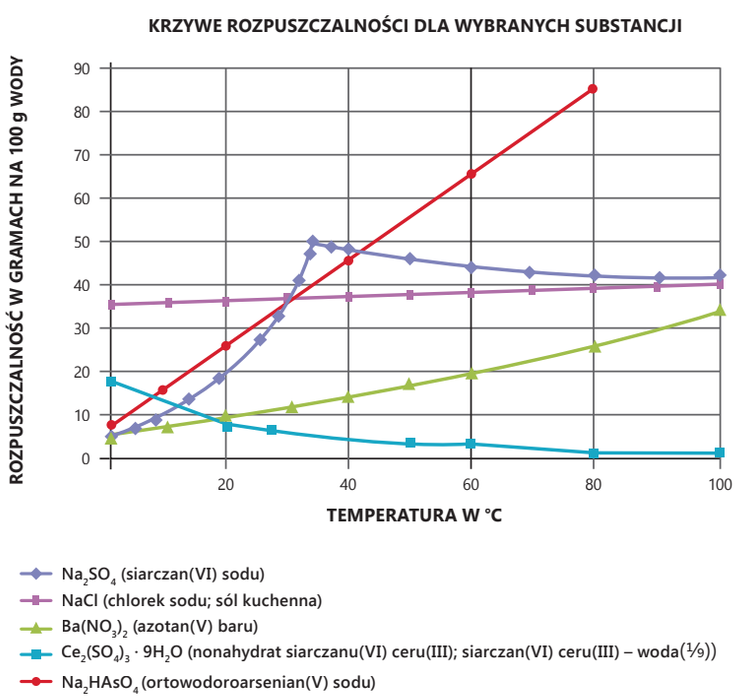
WYKONANIE

Zaplanuj doświadczenie, w którym zbadasz, jak zmienia się rozpuszczalność dowolnej soli wraz ze zmianą temperatury. Uzyskane wyniki przedstaw na wykresie.

Projekt zapisz w zeszycie.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.



WYKRES 13.1. Krzywe rozpuszczalności.

Doświadczenie można zaplanować na kilka sposobów. Przykład:
Przygotuj zlewki z taką samą ilością wody, lecz o różnej temperaturze. Zważ zlewki, następnie niewielkimi porcjami dodawaj sól, do momentu aż nie będzie chciała się ona rozpuszczać. Im wolniej będzie rozpuszczać się sól, tym mniejsze jej porcje należy dodawać, aby nie dopuścić do osadzenia się na dnie naczynia dużej ilości nierozpuszczonej soli. Po dodaniu soli zważ zlewki i oblicz, ile soli uległo rozpuszczeniu. Sporządź wykres liczby gramów rozpuszczonej soli w zależności od temperatury.
Uwaga, proces rozpuszczania soli w wodzie powoduje różne efekty energetyczne, dlatego najlepiej, aby zlewki z wodą były termostatowane, na przykład za pomocą łaźni wodnej.

Obserwacje są zależne od wykorzystanej soli.

Wnioski są zależne od wykorzystanej soli.

Doświadczenie domowe
Zbadaj rozpuszczalność sody oczyszczonej (wodorowęglanu sodu) w wodzie o temperaturze 20° C.

ĆWICZENIE 379.

Na podstawie wykresu (krzywej) rozpuszczalności oblicz, ile gramów siarczanu(VI) sodu rozpuszcza się w 50 g wody o temperaturze 20°C. Obliczenia zapisz w zeszycie.

ĆWICZENIE 380.

Odczytaj z wykresu i zapisz w zeszycie, jaka jest rozpuszczalność podanych niżej substancji w wodzie o temperaturze 40°C:

- Na_2SO_4,
- NaCl,
- $Ba(NO_3)_2$,
- $Ce_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$.

Ile gramów powyższych substancji rozpuści się w wodzie o temperaturze 20°C?

ĆWICZENIE 381.

Odczytaj, jaka musi być minimalna temperatura, aby rozpuścić 15 g azotanu(V) baru w 100 g wody, tak żeby cała substancja uległa rozpuszczeniu.

Jaka minimalna ilość wody o temperaturze 20°C jest potrzebna do całkowitego rozpuszczenia 70 g azotanu(V) baru?

Wyniki odczytu oraz obliczenia zapisz w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 198.

WYKONANIE

Zbadaj efekty energetyczne w trakcie rozpuszczania różnych soli w wodzie. Przygotuj wodę destylowaną, kilka niewielkich zlewek, termometr oraz wybrane sole w stanie stałym. Odmierz porcję wody destylowanej, np. 25 cm^3 i odważ 0,5–1 g wybranej soli. Zmierz temperaturę wody przed wrzuceniem soli, a następnie wsyp do wody odważoną sól. Zamieszaj mieszaninę i zmierz jej temperaturę. Powtórz procedurę dla innych soli, używając takich samych ilości wody oraz soli.

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

W większości przypadków następuje obniżenie temperatury roztworu.

Proces rozpuszczania soli w wodzie jest w większości przypadków endoenergetyczny.

W 100 g wody rozpuszcza się 19 g Na_2SO_4 w temperaturze 20° C, a zatem w 50 g wody w takiej temperaturze będzie się rozpuszczać 9,5 g soli (19 g : 2 = 9,5 g).

	40° C	20° C
Na_2SO_4	48 g/100 g wody	19 g/100 g wody
NaCl	37 g/100 g wody	36 g/100 g wody
$Ba(NO_3)_2$	14 g/100 g wody	9 g/100 g wody
$Ce_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$	6 g/100 g wody	9 g/100 g wody

Minimalna temperatura wynosi 45° C.

14 g azotanu(V) baru rozpuszcza się 100 g wody.
70 g azotanu(V) baru rozpuszcza się w x wody.
x = 70 g : 14 g • 100 g = 500 g.
70 g azotanu(V) baru rozpuszcza się w 500 g wody.

Przypominamy, w jaki sposób korzysta się z wykresu rozpuszczalności. Ćwiczymy również rozwiązywanie zadań opartych na tym wykresie.

Proces dysocjacji był już omawiany przy okazji różnic zachodzących pomiędzy rozpuszczaniem się cukru spożywczego i soli kuchennej w wodzie. Uczniowie pisali już także równania dysocjacji prostych soli.
W tym podrozdziale rozszerzamy tę umiejętność na równania dysocjacji soli o bardziej skomplikowanej budowie.

Na^+

Cl^-

Na^+

litu

S^{2-}

kationy

$2Li^+ + S^{2-}$

$FeBr_3$

CZY WARTO SYPAĆ SÓL DO MORZA?

PRZYSŁOWIE MALAJSKIE

13.6. CO DZIEJE SIĘ Z SOLAMI, GDY ULEGAJĄ ROZPUSZCZENIU?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: dysocjacja, kryształ jonowy, reszta kwasowa;**
- **w jaki sposób zapisywałaś/zapisywałeś równania dysocjacji prostych związków.**

Rozpuszczalność soli w wodzie zależy od jej rodzaju i temperatury wody. Sole, które uważamy za praktycznie nierozpuszczalne, rozpuszczają się, choć w minimalnym stopniu. Proces rozpuszczania się soli, czyli związków o budowie jonowej, przebiega inaczej niż proces rozpuszczania się związków o wiązaniach atomowych lub atomowych spolaryzowanych.

Podczas procesu rozpuszczania kryształy jonowe ulegają rozpadowi na najmniejsze elementy, z których są zbudowane, tj. jony. Jest to proces **dysocjacji jonowej**.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Przypomnij sobie z lekcji 9.4., w jaki sposób sprawdzałaś/sprawdzałeś, że podczas rozpuszczania w wodzie sól kuchenna (NaCl) uległa dysocjacji elektrolitycznej, a cukier spożywczy – nie. Wykonaj to doświadczenie w domu. Sprawdź, korzystając z tej samej metody, czy soda oczyszczona ulega dysocjacji jonowej.

ĆWICZENIE 382.

Przypomnij sobie informacje z klasy drugiej. Przeczytaj głośno tekst i uzupełnij (ustnie) brakujące słowa.

Kryształ chlorku sodu zbudowany jest z kationów ..... i anionów ....., Na jeden kation ..... przypada ..... anion ....., dlatego kryształ ten rozpada się podczas dysocjacji jonowej według równania:

$NaCl \xrightarrow{woda} __^{+} + __^{-}$.

Siarczek ..... Li_2S, zbudowany jest z ..... kationów ..... i anionów ..... Na dwa ..... przypada jeden ..... .

Proces dysocjacji tego związku można zapisać następująco:

$Li_2S \xrightarrow{woda}$ .....

Bromek żelaza(III), ... zbudowany jest z ..... Proces dysocjacji jonowej tego związku można zapisać następująco:

..... $\xrightarrow{woda} Fe^{3+} + 3Br^{-}$.

Na^{+}

jeden

Cl^{-}

Cl^{-}

dwóch

Li^{+}

anion

trzech anionów bromu i jednego kationu żelaza

Ile różnych rodzajów soli zna chemik?

Powyższe równania procesu dysocjacji elektrolitycznej dotyczą soli kwasów nieorganicznych, beztlenowych. Podobnie pod wpływem wody dysocjują sole kwasów tlenowych i karboksylowych. We wzorze soli aniony reszty kwasowej zwykle są I-, II- lub III-wartościowe, a kationy przyjmują wartościowości I–IV. Mamy zatem 12 możliwości połączenia jonów metali z resztą kwasową.

	M^{+}	M^{2+}	M^{3+}	M^{4+}
R^{-}	MR	MR_2	MR_3	MR_4
R^{2-}	M_2R	MR	M_2R_3	MR_2
R^{3-}	M_3R	M_3R_2	MR	M_3R_4

TABELA 13.14. Schemat łączenia jonów metali z resztą kwasową.

Dla tych 12 możliwości możemy napisać 12 ogólnych równań procesu dysocjacji jonowej:

Równanie ogólne	Przykłady
– sól kwasu jednoprotonowego i jednowartościowego metalu	
$MR \xrightarrow{woda} M^{+} + R^{-}$	$NaNO_3 \xrightarrow{woda} Na^{+} + NO_3^{-}$ $CH_3COOK \xrightarrow{woda} CH_3COO^{-} + K^{+}$
– sól kwasu jednoprotonowego i dwuwartościowego metalu	
$MR_2 \xrightarrow{woda} M^{2+} + 2R^{-}$	$Mg(NO_2)_2 \xrightarrow{woda} Mg^{2+} + 2\ NO_2^{-}$ $(C_2H_5COO)_2Ca \xrightarrow{woda} 2C_2H_5COO^{-} + Ca^{2+}$
– sól kwasu jednoprotonowego i trójwartościowego metalu	
$MR_3 \xrightarrow{woda} M^{3+} + 3R^{-}$	$Al(NO_3)_3 \xrightarrow{woda} Al^{3+} + 3\ NO_3^{-}$ $(C_3H_7COO)_3Fe \xrightarrow{woda} Fe^{3+} + 3\ C_3H_7COO^{-}$
– sól kwasu jednoprotonowego i czterowartościowego metalu	
$MR_4 \xrightarrow{woda} M^{4+} + 3R^{-}$	$Sn(NO_3)_4 \xrightarrow{woda} Sn^{4+} + 4\ NO_3^{-}$ $(CH_3COO)_4Sn \xrightarrow{woda} Sn^{4+} + 4\ CH_3COO^{-}$
– sól kwasu dwuprotonowego i jednowartościowego metalu	
$M_2R \xrightarrow{woda} 2M+ + R^{2-}$	$K_2SO_4 \xrightarrow{woda} 2K+ + SO_4^{2-}$ $(COO)_2Na_2 \xrightarrow{woda} (COO)_2^{2-} + 2K^{+}$
– sól kwasu dwuprotonowego i dwuwartościowego metalu	
$MR \xrightarrow{woda} M^{2+} + R^{2-}$	$CuCO_3 \xrightarrow{woda} Cu^{2+} + CO_3^{2-}$ $(COO)_2Mg \xrightarrow{woda} Mg^{2+} + (COO)_2^{2-}$
– sól kwasu dwuprotonowego i trójwartościowego metalu	
$M_2R_3 \xrightarrow{woda} 2M^{3+} + 3R^{2-}$	$Al_2(SO_3)_3 \xrightarrow{woda} 2Al^{3+} + 3\ SO_3^{2-}$ $Fe_2[(COO)_2]_3 \xrightarrow{woda} 2Fe^{3+} + 3[(COO)_2]^{2-}$
– sól kwasu dwuprotonowego i czterowartościowego metalu	
$MR_2 \xrightarrow{woda} M^{4+} + 2R^{2-}$	$Ce(SO_4)_2 \xrightarrow{woda} Ce^{4+} + 2\ SO_4^{2-}$
– sól kwasu trójprotonowego i jednowartościowego metalu	
$M_3R \xrightarrow{woda} 3M^{+} + R^{3-}$	$K_3BO_3 \xrightarrow{woda} 3K+ + BO_3^{3-}$ $(NH_4)_3\ AsO_4 \xrightarrow{woda} 3\ NH_4^{+} + AsO_4^{3-}$
– sól kwasu trójprotonowego i dwuwartościowego metalu	
$M_3R_2 \xrightarrow{woda} 3Me^{2+} + 2R^{3-}$	$Mg_3(AsO_3)_2 \xrightarrow{woda} 3Mg^{2+} + 2\ AsO_3^{3-}$
– sól kwasu trójprotonowego i trójwartościowego metalu	
$MR \xrightarrow{woda} M^{3+} + R^{3-}$	
– sól kwasu trójprotonowego i czterowartościowego metalu	
$M_3R_4 \xrightarrow{woda} 3M^{4+} + 4R^{3-}$	

TABELA 13.15. Równania dysocjacji jonowej.

Co dzieje się z solami, gdy ulegają rozpuszczeniu?

Przyjęło się, że równania dysocjacji elektrolitycznej zapisuje się tylko dla soli, które są rozpuszczalne w wodzie. Należy jednak zauważyć, że nawet trudno rozpuszczalne w wodzie sole ulegają częściowemu rozpuszczeniu i dysocjacji elektrolitycznej.

Z tego powodu w tabeli nie zostały podane przykłady dla soli kwasów trójprotonowych.

ĆWICZENIE 383.

Na podstawie podanych wcześniej przykładów zapisz w zeszycie równania przedstawiające proces dysocjacji elektrolitycznej dla wymienionych soli: azotanu(V) baru, jodku sodu, chlorku lantanu(III), siarczanu(VI) chromu(III), siarczanu(VI) żelaza(II), siarczanu(VI) kobaltu(II), węglanu potasu, jodku baru, etanianu wapnia, metanianu sodu, propanianu potasu, azotanu(V) litu, azotanu(V) ceru(III), chlorku złota(III), chloranu(V) sodu, manganianu(VII) potasu, chromianu(VI) sodu.

Przykładowo:

$Ba(NO_2)_2 \xrightarrow{woda} Ba^{2+} + 2NO_2^-$

$NaI \xrightarrow{woda} Na^+ + I^-$

$LaCl_3 \xrightarrow{woda} La^{3+} + 3Cl^-$

DOŚWIADCZENIE 199.

WYKONANIE

Zbadaj przewodnictwo elektryczne wody destylowanej, wody z kranu i wody mineralnej.

Zbadaj przewodnictwo roztworów różnych soli.

Przeprowadź obserwacje i zapisz je w zeszycie w formie tabeli.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Woda destylowana praktycznie nie przewodzi prądu elektrycznego. Woda z kranu przewodzi prąd elektryczny.

Woda z kranu zawiera rozpuszczone jony, będące nośnikami ładunku elektrycznego.

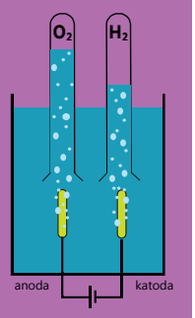
Roztwory wodne substancji ulegających dysocjacji elektrolitycznej, czyli wodne roztwory kwasów, wodorotlenków i soli, przewodzą prąd elektryczny. Nazywa się je elektrolitami. Przewodnikami prądu są również stopione sole lub wodorotlenki. One również należą do elektrolitów. W roztworach tych nośnikami ładunku elektrycznego są jony.

Aby wykazać, czy dany roztwór przewodzi prąd elektryczny, zanurza się w nim elektrody, do których przykłada się napięcie. Jony obecne w elektrolitach po przyłożeniu napięcia wędrują w kierunku elektrod. Do elektrody ujemnej ($^-$) – katody – „płyną" kationy, a do elektrody dodatniej ($^+$) – anody – „płyną" aniony. Na elektrodach następuje przekazanie ładunku, czemu towarzyszą reakcje utleniania i redukcji (redoks). Na anodzie zachodzi utlenianie, a na katodzie redukcja. Powstające w ten sposób substancje osadzają się na elektrodach, wydzielają się w postaci gazu lub pozostają w roztworze. Procesy zachodzące w roztworze pod wpływem przyłożonego napięcia noszą nazwę elektrolizy. Nawet przy niewielkim poziomie wiedzy chemicznej można wykonać wiele ciekawych doświadczeń z wykorzystaniem procesów elektrochemicznych, w tym elektrolizy.

Głównym celem tej lekcji jest wyjaśnienie uczniom, dlaczego poszczególne cząsteczki mają różne kształty.

Elektroliza wody jest jedną z metod otrzymywania tlenu i wodoru.
Doświadczenie 199. można łatwo przeprowadzić w domu.

ELEKTROLIZA WODY



Przygotuj nasycony roztwór soli kuchennej (NaCl), rozpuszczonej w gorącej wodzie. Wyhoduj kryształy. Narysuj w zeszycie powstałe kryształy.

DOŚWIADCZENIE 200.

WYKONANIE

Przeprowadź proces elektrolizy wodnego roztworu chlorku miedzi(II), używając elektrod grafitowych. Jako źródło prądu zastosuj baterię 9V.

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

Już po krótkiej chwili można zaobserwować pęcherzyki gazu i wyczuć nad anodą charakterystyczny zapach chloru. Na katodzie będzie widoczna charakterystyczna miedziana barwa.

W roztworze chlorku miedzi(II) obecne są jony Cu^{2+} oraz Cl^-. Po przyłożeniu napięcia do katody wędrują jony Cu^{2+}, a do anody jony Cl^-. Jony Cu^{2+} pobierają elektrony z katody, przekształcając się w metaliczną miedź (ulegają redukcji), a jony Cl^- oddają elektrony anodzie, ulegając utlenianiu do gazowego chloru. Procesy te można przedstawić następująco:

Katoda (redukcja): $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$,

Anoda (utlenianie): $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$.

Jak pokazuje wynik doświadczenia, na obu elektrodach wydzielają się bąbelki bezbarwnych gazów. Są to wodór i tlen powstały w wyniku elektrolizy wody. Na elektrodach zachodzą następujące reakcje:

Katoda (redukcja): $4H_2O + 4e^- \rightarrow 2H_2 + 4OH^-$,

Anoda (utlenianie): $6H_2O \rightarrow O_2 + 4H_3O^+ + 4e^-$.

Z roztworów wodnych soli na katodzie wydzielają się te metale, które są mniej aktywne niż glin, w innych przypadkach następuje rozkład wody.

Na anodzie z kolei woda będzie ulegać rozkładowi w wodnych roztworach kwasów tlenowych i soli pochodzących od tych kwasów.

Przyjrzyjmy się równaniom reakcji rozkładu wody na elektrodach. Na katodzie, oprócz wodoru, wydzielają się także jony wodorotlenkowe, które powodują wzrost zasadowości roztworu w sąsiedztwie katody (pH wzrasta). Na anodzie, oprócz tlenu, powstają jony oksoniowe, które z kolei powodują zakwaszenie roztworu w sąsiedztwie anody (pH roztworu w sąsiedztwie elektrody maleje).

Na jednej z elektrod osadza się ceglastoczerwony nalot, na drugiej wydziela się zielonożółty gaz.

Na katodzie wydziela się miedź, na anodzie zaś następuje utlenianie jonów Cl^- do wolnego chloru.

Elektrochemia jest stosunkowo trudnym działem chemii, jednak znajomość podstaw tej dziedziny jest niezbędna w życiu codziennym. Poza tym doświadczenia elektrochemiczne są dla uczniów wyjątkowo ciekawe.

Przy katodzie roztwór przybiera barwę malinową (w przypadku fenoloftaleiny) lub niebieską (w przypadku błękitu bromotymolowego).
Przy anodzie roztwór jest bezbarwny (w przypadku fenoloftaleiny) lub przybiera żółtą barwę (w przypadku błękitu bromotymolowego).

Zachodzi elektroliza wody. W pobliżu elektrod zmienia się stężenie jonów H_3O^+ oraz OH^-, co skutkuje zmianą barwy wskaźników.

Pojawia się napis o malinowej barwie.

W wyniku eksperymentu następuje elektroliza wody i wzrost stężenia jonów OH^- w miejscu styku elektrody z kartką, co powoduje malinowe zabarwienie fenoloftaleiny.

Pojawia się napis o granatowej barwie.

Na elektrodzie wydziela się jod, który w kontakcie ze skrobią powoduje granatowe zabarwienie.

DOŚWIADCZENIE 201.

WYKONANIE

Napełnij dwie szalki Petriego roztworem azotanu(V) potasu. Do pierwszej dodaj kilka kropli błękitu bromotymolowego, do drugiej – fenoloftaleiny. W każdym z roztworów zanurz elektrody podłączone do bateryjki.

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

ĆWICZENIE 384.

Zaproponuj, jak inaczej można zbadać zmianę odczynu w przestrzeni koło elektrod. Propozycję zanotuj w zeszycie.

Można wykorzystać do tego celu inne wskaźniki, na przykład wywar z czerwonej kapusty lub pH-metr.

Barwne reakcje zachodzące podczas elektrolizy można też wykorzystać do niezwykłego eksperymentu, zwanego elektrolitycznym pismem.

DOŚWIADCZENIE 202.

Wersja 1.
WYKONANIE

Kawałek kartki nasyć roztworem azotanu(V) potasu z dodatkiem fenoloftaleiny. Kartkę połóż na metalowej (nielakierowanej!) płytce połączonej z dodatnim biegunem źródła prądu. Drugi biegun połącz z metalowym pręcikiem. „Pisz" pręcikiem po powierzchni kartki.

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

Wersja 2.
WYKONANIE

Kawałek kartki nasyć roztworem jodku potasu z dodatkiem zawiesiny skrobi. Kartkę połóż na metalowej (nielakierowanej!) płytce połączonej z ujemnym biegunem źródła prądu. Drugi biegun połącz z metalowym pręcikiem. „Pisz" pręcikiem po powierzchni kartki.

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

W wyniku działania prądu następuje przemieszczanie się barwników w kierunku elektrod.

Sole rozpuszczają się w wodzie, którą zwilżona była bibuła. Jony soli pod wpływem napięcia wędrują do odpowiednich elektrod.

Wędrówkę jonów można zaobserwować także podczas kolejnego doświadczenia.

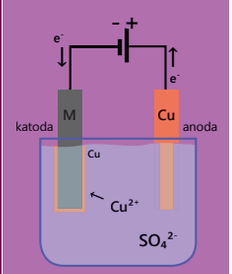
DOŚWIADCZENIE 203.

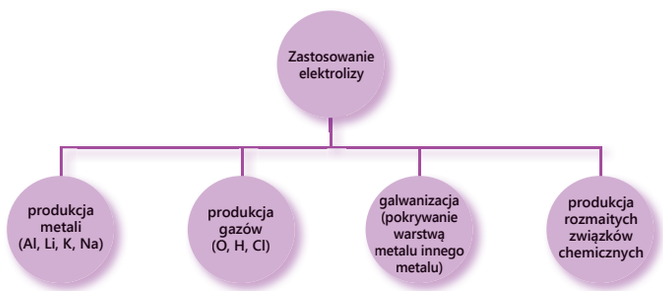
WYKONANIE

Na wilgotnej bibule rozsyp kryształki barwnych soli (miedzi, kobaltu, niklu, żelaza). Po bokach bibuły przyłóż elektrody (podpięte do źródła prądu). Odczekaj 10 minut.

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

GALWANIZACJA
wytwarzanie powłok na różnych metalach, np. pokrywanie metalu warstwą miedzi.





SCHEMAT 13.3. Zastosowanie elektrolizy.

Przypuszcza się, że proces galwanizacji był znany już starożytnym cywilizacjom. W związku z tym niektóre eksponaty w muzeach, np. biżuteria, mogą nie być wykonane ze złota czy srebra – tylko pozłacane lub posrebrzane. Czy wiesz, jak nie niszcząc zabytków, sprawdzić, które z nich są tylko powlekane warstwą srebra czy złota, a które są w całości wykonane ze złota lub srebra?

ĆWICZENIE 385.

Przeczytaj artykuł prof. Jacka Nawrockiego, dotyczący urządzeń do oczyszczania wody [źródło: ***http://www.aquanet.pl/odwrocona-osmoza-artykul,52***]. Czy teraz już wiesz, dlaczego podstawowa wiedza chemiczna jest potrzebna każdemu w codziennym życiu? Wnioski zanotuj w zeszycie.

Czy istnieje potrzeba oczyszczania wody na urządzeniach wykorzystujących odwróconą osmozę?

Od jakiegoś czasu poznaniacy nachodzeni są przez domokrążnych sprzedawców urządzeń do oczyszczania wody opartych o odwróconą osmozę. Urządzenia takie rozprowadza kilka firm, a ich ceny wahają się od 2800 do 4000 zł. Nie są to więc tanie urządzenia. Aby zachęcić do kupna proponowanych towarów, sprzedawcy wykonują w domach potencjalnych klientów bardzo sugestywne doświadczenia.

Na czym polega to doświadczenie i związane z nim oszustwo?

Sprzedawca ma aparat do rzekomej elektrolizy, który jest zaopatrzony w dwie elektrody. Po zanurzeniu elektrod w szklance wody i podłączeniu do prądu przerażony klient obserwuje wydzielanie się brudnego, brązowego osadu wypływającego na powierzchnię. Osad ten ma być według sprzedawców dowodem na poważne zanieczyszczenie poznańskiej wody wodociągowej. Taką wodę Pan(i) pije! – stwierdza zwykle sprzedawca. To samo urządzenie zanurza teraz do szklanki wody oczyszczonej metodą odwróconej osmozy (99% klientów nie ma najmniejszego pojęcia, co to jest ta odwrócona osmoza). I co? I nic – woda jest nadal kryształowo czysta, nie wytrąca się żaden osad.

Na czym polegał ten eksperyment z elektrolizą? Wszyscy w szkole uczyliśmy się o elektrolizie – sole rozpuszczone w wodzie powodują, że woda staje się przewodnikiem prądu. Woda destylowana pozbawiona soli jest w zasadzie izolatorem, nie przewodzi prądu. W wodzie wodociągowej występują sole mineralne. Dzięki obecności tych naturalnie występujących soli woda wodociągowa przewodzi prąd. Ile jest tych związków w poznańskiej wodzie? Około pół grama w 1 litrze, czyli około $\frac{1}{10}$ grama w szklance wody! Skąd więc takie ilości osadu w szklance wody? Otóż co najmniej 1 z elektrod wykonana jest z żelaza i prąd jest podłączony do niej w taki sposób, aby w trakcie jego przepływu przez układ (elektrody i woda w szklance) elektroda ta uległa roztwarzaniu. To, co obserwuje potencjalny klient, to nie są żadne zanieczyszczenia z wody, a osady generowane przez domokrążcę z jego własnej elektrody!

Dlaczego zatem nie obserwujemy tego samego efektu w przypadku wody oczyszczonej metodą odwróconej osmozy? Odwrócona osmoza usuwa z wody naturalnie występujące sole. Woda zostaje więc pozbawiona nośników prądu i staje się izolatorem – nie płynie przez nią prąd. Jeśli tak jest, to nie może zachodzić proces roztwarzania elektrody z żelaza w wodzie, a więc żelazo nie będzie się też wytrącało w postaci tych nierozpuszczalnych osadów. Jak się przekonać o oszustwie? Bardzo prosto: wsypmy szczyptę soli do wody oczyszczonej odwróconą osmozą i poprośmy o ponowne wykonanie tego doświadczenia: zobaczymy, że i z lekko osolonej wody wydzielać się będą brudne, niepokojące osady (sól – NaCl – nie zawiera żelaza; gdy solimy wodę, nie zmienia ona barwy).

No dobrze, jeśli odwrócona osmoza usuwa sole z wody, to będę pił czystą wodę, pozbawioną wszelkich zanieczyszczeń! Tak, ale sole, które usuwa się z wody dzięki odwróconej osmozie, wcale nie są uważane za zanieczyszczenie! – a za naturalny składnik wody. Człowiek nigdy nie pił wody pozbawionej minerałów. Woda pozbawiona minerałów będzie je wypłukiwać z organizmu. Zresztą wody mineralne zawierają właśnie najczęściej wodorowęglany oraz węglany wapnia i magnezu. Jednym ze składników wody jest magnez – w pożywieniu człowieka niewiele jest innych, zastępczych źródeł magnezu. Magnez jest konieczny dla prawidłowego działania układu krwionośnego – tam, gdzie wody są miękkie, pozbawione magnezu, zwykle występuje znacznie więcej zawałów serca. A więc pozbawianie człowieka tego cennego pierwiastka może nie być dla niego obojętne.

Kryształki siarczanu(VI) miedzi(II) stają się szare, a potem białe. Na ściankach probówki umieszczonej w zlewce z lodem skrapla się ciecz.

Następuje proces utraty wody krystalizacyjnej z kryształów $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Obecność wody krystalizacyjnej jest odpowiedzialna za barwę tego związku chemicznego.

Uczniowie nie muszą znać poszczególnych nazw form występowania wody. Powinni jednak umieć opowiedzieć na pytanie, w jaki sposób woda jest związana w każdym z typów związków.

NASTĘPNIE PODNIÓSŁ MOJŻESZ RĘKĘ I UDERZYŁ DWA RAZY LASKĄ W SKAŁĘ. WTEDY WYPŁYNĘŁA WODA TAK OBFICIE, ŻE MÓGŁ SIĘ NAPIĆ ZARÓWNO LUD, JAK I JEGO BYDŁO.

PISMO ŚWIĘTE, KSIĘGA LICZB 20,11

13.7. CZY MOŻNA ZE SKAŁY WYCISNĄĆ WODĘ?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęcia: sól; jak zbudowana jest cząsteczka wody; jaki jest udział wody w żywych organizmach;**
- **zasady nazewnictwa soli i pisania wzorów sumarycznych.**

W powszechnym przekonaniu substancje stałe, a zwłaszcza minerały, nie zawierają wody. Świadczy o tym powiedzenie: „Łatwiej wodę / łzy wycisnąć z kamienia niż...". Chemik potrafi jednak otrzymać wodę z kamienia. Zostało to opisane w poniższym doświadczeniu.

DOŚWIADCZENIE 204.

WYKONANIE

Do szerokiej probówki nasyp ok. 2 cm^3 niebieskich kryształków siarczanu(VI) miedzi(II). Probówkę zatkaj korkiem z rurką. Koniec rurki umieść w drugiej wąskiej probówce i włóż ją do zlewki z lodem. Szeroką probówkę z siarczanem(VI) miedzi(II) umieść w statywie ukośnie i ogrzewaj w płomieniu palnika.

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

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
siarczan(VI) miedzi(II) – woda($^1/_5$).
Pentahydrat siarczanu(VI) miedzi(II).

W probówce chłodzonej lodem pojawiła się woda. Powstaje więc pytanie, skąd się wzięła. Woda w substancjach stałych może występować w różnych formach:

- wody higroskopijnej – zaadsorbowanej (skondensowanej) na powierzchni danej substancji. Można ją usunąć, umieszczając substancję w eksykatorze ze środkiem suszącym lub ogrzewać substancję w podwyższonej temperaturze; przykładowo, aby uchronić sól kuchenną przed adsorbowaniem wody, do solniczek dodaje się ziarenka ryżu, które silniej pochłaniają wodę, dzięki czemu sól się nie zbryla,

- wody konstytucyjnej – jest ona integralną częścią związku chemicznego, może zostać uwolniona w czasie termicznego rozkładu tego związku, np. $Ca(OH)_2 \rightarrow CaO + H_2O$ lub poprzez wykorzystanie środków odwadniających,
- wody krystalizacyjnej – tworzy ona w miarę trwałe połączenia z daną substancją, wchodząc w skład jej sieci krystalicznej w ściśle określonym stosunku stechiometrycznym. Takie substancje nazywane są hydratami. Z hydratem mieliśmy do czynienia w doświadczeniu 204. Uważnie studiując etykietę na opakowaniu siarczanu(VI) miedzi(II), możemy zauważyć, że jest tam zapisany wzór substancji w postaci $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, a także widnieje nazwa: pentahydrat siarczanu(VI) miedzi(II) lub siarczan(VI) miedzi(II) – woda($^1/_5$). Zapisy te oznaczają, że w krysztale tej soli na jeden mol siarczanu(VI) miedzi(II) przypada pięć moli cząsteczek wody. Doświadczenie pokazało nam, że wodę tę można usunąć poprzez długotrwałe ogrzewanie badanej substancji w wysokiej temperaturze. Produkt ogrzewania o barwie białej to tak zwany bezwodny (niezawierający wody krystalizacyjnej) siarczan(VI) miedzi(II). Reasumując, znane nam niebieskie (uwodnione) kryształy powinno się poprawnie nazywać siarczanem(VI) miedzi(II) – woda($^1/_5$), a nazwę siarczan(VI) miedzi(II) zarezerwować dla bezwodnej, białej soli.

PROCES DEHYDRATACJI (odwodnienia) pentahydratu siarczanu(VI) miedzi(II) można również przeprowadzić w kuchence mikrofalowej. W tym celu odważoną porcję soli wkłada się na ok. 30 minut do kuchenki, którą nastawia się na pełną moc.

Każda kuchenka mikrofalowa ma inną charakterystykę pracy, dlatego doświadczenie należy cały czas nadzorować i w razie potrzeby natychmiast wyłączyć urządzenie.

DOŚWIADCZENIE 205.

WYKONANIE

Przygotuj trzy naczynka wagowe o znanej masie. Nasyp do nich ok. 2 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, zważ dokładnie (oblicz masę soli uwodnionej w naczynkach). Naczynka susz ok. 30 minut: jedno naczynie w temperaturze 50–100°C, drugie w temp. 110–180°C, a trzecie w temp. 200–300°C. Po ostudzeniu (w eksykatorze) zważ ponownie naczynka i oblicz masę soli, która pozostała w poszczególnych naczynkach. Następnie oblicz, ile procent masy stanowiła odparowana w poszczególnych warunkach woda.

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

Następuje ubytek masy substancji oraz zmiana zabarwienia soli. Zmiana jest tym wyraźniejsza, im wyższa była temperatura suszenia.

W pierwszym naczynku, prażonym w temperaturze do 100°C, została usunięta woda higroskopijna. Wynika to z faktu, iż jest ona związana relatywnie słabo, tylko na powierzchni związku, dlatego jest usuwana przez wysuszenie już w temperaturze 50–100°C.

W temperaturze do 100° C zostaje usunięta woda higroskopijna.
Częściowe odwodnienie:
$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{\text{temp. 110 – 180° C}} CuSO_4 \cdot H_2O + 4H_2O$
Całkowite odwodnienie:
$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{\text{temp. 200 – 300° C}} CuSO_4 + 5H_2O$

Każdemu jednemu molowi siarczanu(VI) miedzi(II) towarzyszy 5 moli cząsteczek wody krystalizacyjnej, które są usuwane w całości dopiero w temperaturze 200–300°C.

Natomiast w temperaturze 110–180°C zachodzi proces częściowego odwodnienia – sól przekształca się do postaci monohydratu o wzorze $CuSO_4 \cdot H_2O$.
Dlatego proces dehydratacji pentahydratu siarczanu(VI) miedzi(II) można zapisać następująco:

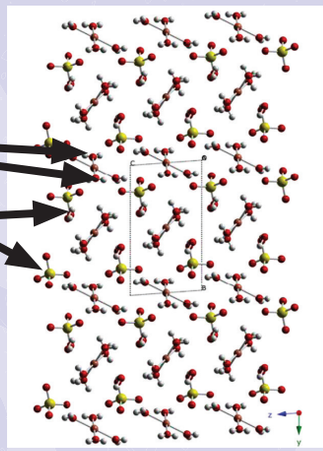
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ temp. 110–180°C→ $CuSO_4 \cdot H_2O + 4H_2O$ (częściowe odwodnienie),
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ temp. 200–300°C → $CuSO_4 + 5H_2$-O (całkowite odwodnienie).

Taka dwustopniowa dehydratacja wynika z faktu, iż w pentahydracie siarczanu(VI) miedzi(II) każde cztery cząsteczki wody związane są z jonem miedzi, a piąta połączona jest z anionem siarczanowym(VI) za pomocą dwóch wiązań wodorowych (usunięcie tej cząsteczki następuje dopiero w temp. 200–300°C).

ĆWICZENIE 386.

Obejrzyj umieszczony obok model kryształu pentahydratu siarczanu(VI) miedzi(II).

Znajdź na nim:
- jony miedzi(II),
- cząsteczki wody związane z jonami miedzi(II),
- jony siarczanowe(VI),
- cząsteczki wody związane z jonami siarczanowymi(VI).



W probówce z etanolem zawierającym wodę nastąpiła zmiana barwy na niebieską.

Bezwodny siarczan(VI) miedzi(II) może służyć do wykrywania śladów wody w alkoholu.

Bezwodny siarczan(VI) miedzi(II) może być wykorzystywany do wykrywania śladów wody. Łącząc się z wodą, barwi się on na niebiesko.

DOŚWIADCZENIE 206.

WYKONANIE

Do dwóch probówek nalej około 2 cm^3 etanolu – do pierwszej bezwodnego, do drugiej zawierającego wodę. Następnie do obu probówek dodaj bezwodny siarczan(VI) miedzi(II).

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

Większość soli jest hydratami. Uczniowie nie muszą jednak umieć tworzyć nazw i wzorów hydratów innych niż gips. Celem podrozdziału jest uświadomienie uczniom istnienia takich soli oraz sposobu ich budowy.

Oprócz hydratu siarczanu(VI) miedzi(II) istnieją też inne hydraty.

! ZAPAMIĘTAJ

HYDRATY – związki chemiczne, które w swojej strukturze (sieci krystalicznej) zawierają cząsteczki wody.

Nazwy hydratów, czyli soli uwodnionych, tworzy się tak samo, jak nazwy soli bezwodnych, a następnie, na końcu nazwy po myślniku, dodaje się informację o liczbie moli cząsteczek wody przypadających na 1 mol soli:

NAZWA HYDRATU	WZÓR HYDRATU
siarczan(VI) miedzi(II) – woda($^1/_1$)	$CuSO_4 \cdot H_2O$
siarczan(VI) miedzi(II) – woda($^1/_5$)	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
siarczan(VI) sodu – woda($^1/_{10}$)	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
siarczan(VI) wapnia – woda($^1/_2$)	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
siarczan(VI) wapnia – woda($^2/_1$)	$2CaSO_4 \cdot H_2O$
chlorek kobaltu(II) – woda($^1/_2$)	$CoCl_2 \cdot 2H_2O$
chlorek kobaltu(II) – woda($^1/_6$)	$CoCl_2 \cdot 6H_2O$
węglan sodu – woda($^1/_{10}$)	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$

TABELA 13.16. Sposoby tworzenia nazw uwodnionych soli.

ĆWICZENIE 387.

Przerysuj do zeszytu tabelę, wpisując w puste miejsca odpowiednie nazwy i wzory sumaryczne soli.

NAZWA SOLI	WZÓR SUMARYCZNY SOLI
siarczan(VI) sodu – woda($^1/_{10}$)	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
chlorek niklu(II) – woda($^1/_6$)	$NiCl_2 \cdot 6H_2O$
siarczan(VI) żelaza(II) – woda($^1/_7$)	$FeSO_4 \cdot 7H_2O$
azotan(V) chromu(III) – woda($^1/_9$)	$Cr(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$
jodek magnezu – woda($^1/_8$)	$MgI_2 \cdot 8H_2O$
jodek magnezu – woda($^1/_6$)	$MgI_2 \cdot 6H_2O$
chlorek cyny(II) – woda($^1/_2$)	$SnCl_2 \cdot 2H_2O$

Masa otrzymanych kryształków jest większa niż początkowa masa soli.

Wykrystalizowała się sól uwodniona. Jej wzór to: $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

Zaprawa gipsowa twardnieje.

Proces hydratacji jest wykorzystywany przez człowieka, między innymi w budownictwie.

Można też spotkać się z innym sposobem tworzenia nazw hydratów: zaczyna się od podania liczby cząsteczek wody przypadających na najmniejszą ilość stechiometryczną soli, po czym zapisuje się wyraz „hydrat", a następnie nazwę soli w dopełniaczu, np.:

$CuSO_4 \cdot H_2O$ monohydrat siarczanu(VI) miedzi(II),

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ pentahydrat siarczanu(VI) miedzi(II).

DOŚWIADCZENIE 207.

WYKONANIE

Odważ dokładnie ok. 0,5 g bezwodnego węglanu sodu, wsyp go do probówki zawierającej 3 cm^3 wody. Probówkę ogrzewaj (najpierw kryształki ulegną rozpuszczeniu), aż cała woda ulegnie odparowaniu. Otrzymane kryształki wysyp na bibułę i dokładnie osusz, a następnie zważ.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Zachodzącą w doświadczeniu reakcję można zapisać na dwa sposoby:

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 10H_2O \rightarrow Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$$

lub:

$$Na_2CO_3 + 10H_2O \rightarrow Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$$

(w równaniu tym nie uwzględnia się istnienia jonów w roztworze wodnym).

Proces przyłączania cząsteczek wody do bezwodnych soli znalazł zastosowanie w praktyce, m.in. w czasie twardnienia zaprawy gipsowej, kiedy to następuje przyłączenie cząsteczek wody do palonego gipsu.

DOŚWIADCZENIE 208.

WYKONANIE

Przygotuj tackę styropianową oraz butelkę PET po wodzie mineralnej (1,5 dm^3). Od butelki odetnij górną część. Do tak powstałego naczynia nalej około 50–100 cm^3 wody o temperaturze pokojowej. Następnie do wody wsypuj niewielkimi porcjami gips budowlany, całość mieszaj do uzyskania jednorodnej, gęstej, lejącej pasty. Wylej ją na tacę styropianową i wyrównaj linijką. Na tak przygotowanej tacy zrób odcisk swojej dłoni (bez biżuterii) i nie wyciągając dłoni z gipsu, odczekaj kilka minut, aż gips będzie twardy. Wtedy usuń dłoń. Uwaga! Proces przygotowywania zaprawy gipsowej nie powinien Ci zająć dłużej niż 2 minuty, gdyż gips dość szybko gęstnieje i nie nadaje się potem do użytku. Po doświadczeniu umyj ręce wodą i nasmaruj je kremem nawilżającym.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Czy można ze skały wycisnąć wodę?

Gips jest szeroko rozpowszechnionym minerałem, którego głównym składnikiem jest siarczan(VI) wapnia – woda(½). Poddaje się on procesowi prażenia, w którego wyniku powstaje gips palony, wykorzystywany do produkcji gipsów budowlanych (lub tych mających zastosowanie w medycynie, do usztywniania złamanych kończyn). Proces prażenia gipsu krystalicznego przedstawia równanie:

$$2(CaSO_4 \cdot 2H_2O) \rightarrow 2CaSO_4 \cdot H_2O + 3H_2O.$$

Proces twardnienia zaprawy gipsowej jest procesem odwrotnym do procesu prażenia gipsu krystalicznego, zachodzącym samorzutnie w obecności wody, z wydzieleniem ciepła. Przedstawia go równanie:

$$2CaSO_4 \cdot H_2O + 3H_2O \rightarrow 2(CaSO_4 \cdot 2H_2O).$$

DOŚWIADCZENIE 209.

WYKONANIE

Narysuj na bibule obraz, używając stężonego roztworu chlorku kobaltu(II). Wysusz rysunek.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

CHLOREK KOBALTU(II)
Po lewej – sześciowodny, po prawej – bezwodny.

Suchy rysunek ma niebieską barwę, a w obecności wilgoci różowieje. Po ponownym osuszeniu znów przyjmuje niebieskie zabarwienie.

Bezwodny chlorek kobaltu jest higroskopijny. W zależności od liczby cząsteczek wody hydraty chlorku kobaltu mają różną barwę:

- bezwodny $CoCl_2$ – niebieską,
- $CoCl_2 \cdot 2H_2O$ – różową,
- $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ – intensywnie czerwoną.

W latach 60. XX wieku tę właściwość chlorku kobaltu(II) wykorzystywano w przemyśle odzieżowym – wykonywano biżuterię i ubrania, zmieniające kolor pod wpływem zmian zawartości pary wodnej w powietrzu.

Wiele soli w czasie krystalizacji przyłącza cząsteczki wody, tworząc hydraty. Przykładem hydratu występującego w przyrodzie jest $AlPO_4 \cdot 2H_2O$ – ortofosforan(V) glinu – woda(½). Związek ten występuje jako minerał o nazwie waryscyt.

Uwodniony chlorek chromu(III), wiążący sześć cząsteczek wody, występuje w trzech postaciach o tym samym wzorze sumarycznym:

- $[CrCl_2(H_2O)_4]Cl \cdot 2H_2O$ – o barwie ciemnozielonej,
- $[CrCl(H_2O)_5]Cl_2 \cdot H_2O$ – o barwie jasnozielonej,
- $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ – o barwie fioletowej.

CHLOREK CHROMU(III)
Po lewej – uwodniony, po prawej – bezwodny.

Chlorek kobaltu(II) jest higroskopijny. Zmiana barwy spowodowana jest zmianą stopnia hydratacji. Proces ten można wykorzystać w higrometrach.

Występowanie chlorku chromu(III) w trzech postaciach o tym samym wzorze sumarycznym jest przykładem izomerii hydratacyjnej.

Przypominamy uczniom definicję izomerii.

Ćwiczenie jest przypomnieniem sposobu zapisu równań dysocjacji jonowej. Tym razem uczniowie ćwiczą na nieco trudniejszych przykładach.

$FeSO_4 \cdot 7H_2O \xrightarrow{woda} Fe^{2+} + SO_4^{2-} + 7H_2O$

$Cr(NO_3)_3 \cdot 9H_2O \xrightarrow{woda} Cr^{3+} + 3NO_3^- + 9H_2O$

$SnCl_2 \cdot 2H_2O \xrightarrow{woda} Sn^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O$

jodek magnezu – woda($^1/_6$):
$MgI_2 \cdot 6H_2O \xrightarrow{woda} Mg^{2+} + 2I^- + 6H_2O$

chlorek niklu(II) – woda($^1/_6$):
$NiCl_2 \cdot 6H_2O \xrightarrow{woda} Ni^{2+} + 2Cl^- + 6H_2O$

chlorek chromu(III) – woda($^1/_6$):
$CrCl_3 \cdot 6H_2O \xrightarrow{woda} Cr^{3+} + 3Cl^- + 6H_2O$

chlorek kobaltu(II) – woda($^1/_6$):
$CoCl_2 \cdot 6H_2O \xrightarrow{woda} Co^{2+} + 2Cl^- + 6H_2O$

Rozpuszczalne w wodzie hydraty ulegają także procesowi dysocjacji elektrolitycznej. Proces ten zapisujemy bardzo podobnie jak w przypadku soli bezwodnych, uwzględniając jednak fakt, że podczas rozpuszczania hydratu do roztworu uwalnia się woda krystalizacyjna:

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{woda} Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 5H_2O,$$

$$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O \xrightarrow{woda} 2Na^+ + SO_4^{2-} + 10H_2O.$$

ĆWICZENIE 388.

Zapisz w zeszycie równania procesu zachodzącego po wprowadzeniu do wody następujących hydratów:
- $FeSO_4 \cdot 7H_2O$,
- $Cr(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$,
- $SnCl_2 \cdot 2H_2O$,
- jodek magnezu – woda(1/6),
- chlorek niklu(II) – woda(1/6),
- chlorek chromu(III) – woda(1/6),
- chlorek kobaltu(II) – woda(1/6).

ZADANIE OBLICZENIOWE

Do suszarki włożono 100 g heksahydratu siarczanu(VI) miedzi(II) w celu dehydratacji. Oblicz, jaką masę będzie miał bezwodny siarczan(VI) miedzi(II) po wysuszeniu.

Masa 1 mola uwodnionego siarczan(VI) miedzi(II) wynosi:

$$64\ g + 32\ g + 16\ g \cdot 4 + 6 \cdot (1\ g \cdot 2 + 16\ g) = 268\ g.$$

Masa 1 mola bezwodnego siarczanu(VI) miedzi(II) wynosi:

$$64\ g + 32\ g + 16\ g \cdot 4 = 160\ g.$$

Jeżeli z 268 g uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II) powstaje 160 g bezwodnego siarczanu(VI) miedzi(II), to ze 100 g uwodnionego związku powstanie 59,7 g bezwodnego związku, ponieważ:

$$x = \frac{16000}{268},$$

$$x = 59{,}7\ g.$$

Odpowiedź: Masa związku po dehydratacji (wysuszeniu) wynosi 59,7 grama.

13.8. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Wykonaj doświadczenie ukazujące przebieg reakcji zobojętniania (np. HCl + NaOH).
2. Wyjaśnij przebieg reakcji zobojętniania (np. HCl + NaOH).
3. Napisz wzory sumaryczne soli: chlorków, siarczanów(VI), azotanów(V), węglanów, ortofosforanów(V), siarczków.
4. Utwórz nazwy soli na podstawie ich wzorów oraz wzory soli na podstawie ich nazw.
5. Wyjaśnij pojęcie reakcji strąceniowej.
6. Napisz równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej wybranych soli.
7. Napisz równania reakcji w sposób cząsteczkowy i jonowy.

ODPOWIEDZI

1. Wykonaj doświadczenie ukazujące przebieg reakcji zobojętniania (np. HCl + NaOH).
Do probówki nalej ok. 1 cm^3 rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu oraz kilka kropli roztworu fenoloftaleiny. Następnie dodawaj kroplami roztwór kwasu chlorowodorowego (solnego), aż zniknie zabarwienie pochodzące od fenoloftaleiny.

2. Wyjaśnij przebieg reakcji zobojętniania (np. HCl + NaOH).
W wodnym roztworze wodorotlenku sodu znajdują się jony Na^+ oraz OH^-, natomiast w roztworze kwasu chlorowodorowego znajdują się jony H_3O^+ i Cl^-. Początkowo fenoloftaleina barwi się na kolor malinowy (z powodu obecności jonów OH^-). Podczas wkraplania do roztworu wodorotlenku sodu roztworu kwasu chlorowodorowego zmniejszała się ilość jonów OH^-, gdyż reagowały one z jonami H_3O^+. Dowodem na zmniejszanie się ilości jonów wodorotlenkowych jest odbarwianie się roztworu fenoloftaleiny. Zachodzącą reakcję możemy zapisać za pomocą równania: $OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2H_2O$.

! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA ZOBOJĘTNIANIA – reakcja pomiędzy jonami oksoniowymi i jonami wodorotlenkowymi. W jej wyniku powstaje produkt o odczynie obojętnym – woda:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O.$$

3. Napisz wzory sumaryczne soli: chlorków, siarczanów(VI), azotanów(V), węglanów, ortofosforanów(V), siarczków.

Chlorki to sole kwasu chlorowodorowego (HCl). Reszta kwasowa jest w tym kwasie jednowartościowa. Wzór ogólny chlorków to MCl_m, gdzie **m** to wartościowość metalu. Dla metali jednowartościowych wzory sumaryczne chlorków przybierają postać: NaCl (chlorek sodu), KCl (chlorek potasu), AgCl (chlorek srebra), CuCl (chlorek miedzi(I)). Dla metali dwuwartościowych wzory sumaryczne chlorków przybierają postać: $MgCl_2$ (chlorek magnezu), $CaCl_2$ (chlorek wapnia), $CuCl_2$ (chlorek miedzi(II)), $FeCl_2$ (chlorek żelaza(II)). Dla metali trójwartościowych wzory sumaryczne chlorków przybierają postać: $AlCl_3$ (chlorek glinu), $FeCl_3$ (chlorek żelaza(III)), $GaCl_3$ (chlorek galu).

We wzorach sumarycznych nie piszemy indeksu 1.

Siarczany(VI) to sole kwasu siarkowego(VI) (H_2SO_4) z dwuwartościową resztą kwasową. Wzór ogólny chlorków to $M_2(SO_4)_m$, gdzie **m** to wartościowość metalu. Dla metali jednowartościowych wzory sumaryczne siarczanów(VI) przybierają postać: Na_2SO_4 (siarczan(VI) sodu), K_2SO_4 (siarczan(VI) potasu), Ag_2SO_4 (siarczan(VI) srebra), Cu_2SO_4 (siarczan(VI) miedzi(I)). Dla metali dwuwartościowych wzory sumaryczne siarczanów(VI) przybierają postać: $MgSO_4$ (siarczan(VI) magnezu), $CaSO_4$ (siarczan(VI) wapnia), $CuSO_4$ (siarczan(VI) miedzi(II)), $FeSO_4$ (siarczan(VI) żelaza(II)). Dla metali trójwartościowych wzory sumaryczne siarczanów(VI) przybierają postać: $Al_2(SO_4)_3$ (siarczan(VI) glinu), $Fe_2(SO_4)_3$ (siarczan(VI) żelaza(III)), $Ga_2(SO_4)_3$ (siarczan(VI) galu).

Jeśli wartościowość metalu wynosi (II) i wartościowość reszty kwasowej wynosi (II), indeksy się redukują.

Azotany(V) to sole kwasu azotowego(V) (HNO_3), w których reszta kwasowa jest jednowartościowa. Wzór ogólny azotanów(V) to $M(NO_3)_m$, gdzie **m** oznacza wartościowość metalu. Dla metali jednowartościowych wzory sumaryczne azotanów(V) przybierają postać: $NaNO_3$ (azotan(V) sodu), KNO_3 (azotan(V) potasu), $AgNO_3$ (azotan(V) srebra), $CuNO_3$ (azotan(V) miedzi(I)). Dla metali dwuwartościowych wzory sumaryczne azotanów(V) przybierają postać: $Mg(NO_3)_2$ (azotan(V) magnezu), $Ca(NO_3)_2$ (azotan(V) wapnia), $Cu(NO_3)_2$ (azotan(V) miedzi(II)), $Fe(NO_3)_2$ (azotan(V) żelaza(II)). Dla metali trójwartościowych wzory sumaryczne azotanów(V) przybierają postać: $Al(NO_3)_3$ (azotan(V) glinu), $Fe(NO_3)_3$ (azotan(V) żelaza(III)), $Ga(NO_3)_3$ (azotan(V) galu).

Węglany to sole kwasu węglowego (H_2CO_3). Reszta kwasowa jest w tym kwasie dwuwartościowa. Wzór ogólny węglanów to $M_2(CO_3)_m$, gdzie **m** to wartościowość metalu, co oznacza, że dla metali jednowartościowych wzory sumaryczne węglanów przybierają postać: Na_2CO_3 (węglan sodu), K_2CO_3 (węglan potasu), Ag_2CO_3 (węglan srebra), Cu_2CO_3 (węglan miedzi(I)). Dla metali dwuwartościowych wzory sumaryczne węglanów przybierają postać: $MgCO_3$ (węglan magnezu), $CaCO_3$ (węglan wapnia), $CuCO_3$ (węglan miedzi(II)), $FeCO_3$ (węglan żelaza(II)). Dla metali trójwartościowych wzory sumaryczne węglanów przybierają postać: $Al_2(CO_3)_3$ (węglan glinu), $Fe_2(CO_3)_3$ (węglan żelaza(III)), $Ga_2(CO_3)_3$ (węglan galu).

Ortofosforany(V) to sole kwasu ortofosforowego(V) (H_3PO_4). Reszta kwasowa jest w tym kwasie trójwartościowa. Wzór ogólny ortofosforanów(V) to $M_3(PO_4)_m$, gdzie **m** to wartościowość metalu. Dla metali jednowartościowych wzory sumaryczne ortofosforanów(V) przybierają postać: Na_3PO_4 (ortofosforan(V) sodu), K_3PO_4 (ortofosforan(V) potasu), Ag_3PO_4 (ortofosforan(V) srebra), Cu_3PO_4 (ortofosforan(V) miedzi(I)). Dla metali dwuwartościowych

Jeśli wartościowość metalu wynosi (III) i wartościowość reszty kwasowej wynosi (III), indeksy się redukują.

wzory sumaryczne ortofosforanów(V) przybierają postać: $Mg_3(PO_4)_2$ (ortofosforan(V) magnezu), $Ca_3(PO_4)_2$ (ortofosforan(V) wapnia), $Cu_3(PO_4)_2$ (ortofosforan(V) miedzi(II)), $Fe_3(PO_4)_2$ (ortofosforan(V) żelaza(II)). Dla metali trójwartościowych wzory sumaryczne ortofosforanów(V) przybierają postać: $AlPO_4$ (ortofosforan(V) glinu), $FePO_4$ (ortofosforan(V) żelaza(III)), $GaPO_4$ (ortofosforan(V) galu).

Siarczki to sole kwasu siarkowodorowego (H_2S). Reszta kwasowa jest w tym przypadku dwuwartościowa. Wzór ogólny chlorków to M_2Sm, gdzie **m** to wartościowość metalu, tak więc dla metali jednowartościowych wzory sumaryczne siarczków przybierają postać: Na_2S (siarczek sodu), K_2S (siarczek potasu), Ag_2S (siarczek srebra), Cu_2S (siarczek miedzi(I)). Dla metali dwuwartościowych wzory sumaryczne siarczków przybierają postać: MgS (siarczek magnezu), CaS (siarczek wapnia), CuS (siarczek miedzi(II)), FeS (siarczek żelaza(II)). Dla metali trójwartościowych wzory sumaryczne siarczków przybierają postać: Al_2S_3 (siarczek glinu), Fe_2S_3 (siarczek żelaza(III)), Ga_2S_3 (siarczek galu).

4. Utwórz nazwy soli na podstawie ich wzorów oraz wzory soli na podstawie ich nazw.

Zastanówmy się, w jaki sposób, znając nazwę soli, zapisać jej wzór sumaryczny:

ANALIZUJEMY NAZWĘ SOLI	ORTOFOSFORAN(V) ŻELAZA(II)	
PIERWSZY CZŁON NAZWY	ortofosforan	
	sól pochodzi od kwasu ortofosforowego(V)	H_3PO_4
	reszta kwasowa jest trójwartościowa, gdyż kwas jest trójprotonowy	PO_4^{3-}
DRUGI CZŁON NAZWY	żelaza(II)	
	sól zawiera jony żelaza, które są dwuwartościowe, o czym mówi rzymska liczba w nawiasie	Fe^{2+}
USTALAMY WZÓR SOLI	kation	Fe^{2+}
	anion	PO_4^{3-}
	aby liczba ładunków dodatnich i ujemnych zgadzała się, musimy ustalić ich najmniejszą wspólną wielokrotność (w tym przypadku $2 \cdot 3 = 6$)	
	będziemy zatem mieli trzy jony żelaza(II)	Fe^{2+} Fe^{2+} Fe^{2+}
	i dwa jony reszty kwasowej	PO_4^{3-} PO_4^{3-}
	sól	$\mathbf{Fe_3(PO_4)_2}$

TABELA 13.17. Tworzenie wzorów sumarycznych soli.

Znając wzór soli, możemy odtworzyć jej nazwę. W tym celu ze wzoru odczytujemy, od jakiego kwasu pochodzi, a także jakie kationy wchodzą w jej skład. Następnie tworzymy nazwę soli zgodnie z poznanymi zasadami.

5. Wyjaśnij pojęcie reakcji strąceniowej.

Reakcja strącania to reakcja polegająca na wytrąceniu się osadu – substancji trudno rozpuszczalnej – z roztworów wodnych substancji łatwo rozpuszczalnych. Przykładami reakcji strąceniowych są:

- reakcja kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem baru,
- reakcja wody wapiennej (wodorotlenku wapnia) z tlenkiem węgla(IV),
- znana z życia codziennego reakcja powstawania kamienia kotłowego – osadu węglanów wapnia ($CaCO_3$) i magnezu ($MgCO_3$) – podczas gotowania tzw. twardej wody, zawierającej jony wapnia i magnezu.

6. Napisz równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej wybranych soli.

$KNO_2 \xrightarrow{woda} K^+ + NO_2^-$

$CH_3COOLi \xrightarrow{woda} CH_3COO^- + Li^+$

$Ca(NO_3)_2 \xrightarrow{woda} Ca^{2+} + 2NO_3^-$

$(C_2H_5COO)_2Mg \xrightarrow{woda} 2C_2H_5COO^- + Mg^{2+}$

$Fe(NO_3)_3 \xrightarrow{woda} Fe^{3+} + 3NO_3^-$

$(C_3H_7COO)_3Al \xrightarrow{woda} Al^{3+} + 3C_3H_7COO^-$

$Sn(NO_3)_4 \xrightarrow{woda} Sn^{4+} + 4NO_3^-$

$(CH_3COO)_4Sn \xrightarrow{woda} Sn^{4+} + 4CH_3COO^-$

$Na_2SO_4 \xrightarrow{woda} 2Na^+ + SO_4^{2-}$

$(COO)_2K_2 \xrightarrow{woda} (COO)_2^{2-} + 2K^+$

$CaSO_3 \xrightarrow{woda} Ca^{2+} + SO_3^{2-}$

$(COO)_2Mg \xrightarrow{woda} Mg^{2+} + (COO)_2^{2-}$

$Al_2(SO_4)_3 \xrightarrow{woda} 2Al^{3+} + 3\ SO_4^{2-}$

$Fe_2[(COO)_2]_3 \xrightarrow{woda} 2Fe^{3+} + 3[(COO)_2]^{2-}$

$Ce(SO_4)_2 \xrightarrow{woda} Ce^{4+} + 2SO_4^{2-}$

$K_3BO_3 \xrightarrow{woda} 3K^+ + BO_3^{3-}$

$(NH_4)_3AsO_4 \xrightarrow{woda} 3NH_4^+ + AsO_4^{3-}$

$Mg_3(AsO_3)_2 \xrightarrow{woda} 3Mg^{2+} + 2AsO_3^{3-}$

7. Napisz równania reakcji w sposób cząsteczkowy i jonowy.

Zapis cząsteczkowy:

$$\mathbf{NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O.}$$

W roztworach substratów obecne są jony, które biorą udział w reakcji. Dlatego też zapis jonowy stosuje się w celu dokładniejszego opisu procesu.

Zapis jonowy:

$$\mathbf{Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O,}$$

zapis uproszczony: $Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O.$

Jak widać zapisy te różnią się po stronie produktów.
W pierwszym przypadku, w którym po zmieszaniu roztworów nie nastąpiło wytrącenie osadu, zareagowały ze sobą tylko jony H_3O^+ i jony OH^-, natomiast jony Na^+ oraz Cl^- w dalszym ciągu pozostały w roztworze. Jeżeli w równaniu reakcji pojawiają się takie same elementy po obu stronach równania, oznacza to, że nie mają one znaczenia dla istoty procesu i powinno się je pominąć. Tak więc równanie to po usunięciu powtarzających się elementów przybierze postać:

$$\mathbf{\cancel{Na^+} + OH^- + H_3O^+ \cancel{+ Cl^-} \rightarrow \cancel{Na^+} + \cancel{Cl^-} + 2H_2O,}$$

$$\mathbf{OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2H_2O,}$$

zapis uproszczony: $OH^- + H^+ \rightarrow H_2O.$

Jest to tak zwany zapis jonowy skrócony równania reakcji.

Zapis cząsteczkowy: $\mathbf{Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O.}$

Faktycznie w roztworach substratów obecne są jony, które biorą udział w reakcji. Dlatego też w celu dokładniejszego opisu procesu stosuje się zapis jonowy.

Zapis jonowy: $\mathbf{Ba^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 4H_2O,}$

zapis uproszczony: $Ba^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O.$

Wszystkie jony zareagowały ze sobą, doprowadziło to do odbarwienia fenoloftaleiny oraz wytrąceniem osadu, dlatego w równaniu po stronie produktów nie ma zapisanych jonów. Zapis jonowy skrócony tej reakcji będzie więc taki sam jak zapis jonowy, tj.:

$$\mathbf{Ba^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 4H_2O,}$$

zapis uproszczony: $Ba^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O.$

14. CO JESZCZE WARTO WIEDZIEĆ O SOLACH?

TWARDSZAŚ TY, PANNO, KTÓREJ ŁZY ME NIE ZŁAMAŁY,
NAD ŻELAZO, DYJAMENT, STARY DĄB I SKAŁY.

JAN ANDRZEJ MORSZTYN, „DO PANNY"

14.1. JAK KWASY DZIAŁAJĄ NA WAPIENIE?

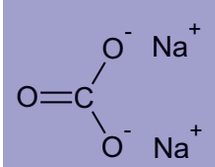
WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: sól, kwas, węglany;**
- **w jaki sposób identyfikowaliśmy tlenek węgla(IV) i jakie właściwości ma kwas siarkowy(VI).**

Węglany to sole kwasu węglowego, które zawierają anion węglanowy CO_3^{2-} – lub anion wodorowęglanowy – HCO_3^-. Są rozpowszechnione w przyrodzie i odgrywają dużą rolę w gospodarce człowieka.

WZÓR STRUKTURALNY WĘGLANU SODU



W czasach prehistorycznych węglan sodu stosowano jako środek piorący. Otrzymywano go w wyniku ługowania popiołów roślin lub odparowania wody z niektórych jezior.

ĆWICZENIE 389.

Na podstawie tabeli rozpuszczalności omów rozpuszczalność węglanów.

	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

Węglany są praktycznie nierozpuszczalne, z wyjątkiem węglanów sodu, potasu i amonu.

Węglan sodu – Na_2CO_3 – w przyrodzie występuje w tzw. jeziorach sodowych oraz w popiele roślin morskich. Stosuje się go do wyrobu szkła, papieru, mydła i środków piorących. Służy także do zmiękczania wody. Wykorzystuje się go jako odczynnik w przemyśle garbarskim i w laboratoriach chemicznych. Stosowane nazwy zwyczajowe to: soda, soda kalcynowana.

Podrozdział ukazuje liczne zastosowania węglanów. Można go pominąć w razie braku czasu.

W porcelanowym tyglu umieść niewielką ilość węglanu magnezu, a następnie ustaw tygiel na trójnogu i ogrzewaj go w płomieniu palnika. Po chwili połóż nad tyglem płonące łuczywko. Po kilku minutach prażenia do pozostałości nalej kilka kropli wody z błękitem bromotymolowym.

Obserwacje:

Łuczywko gaśnie. Błękit bromotymolowy barwi się na niebiesko.

Wnioski:

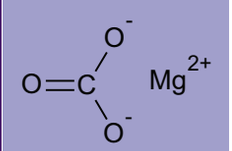
Węglan magnezu ulega rozkładowi na tlenek węgla(IV) oraz tlenek magnezu.

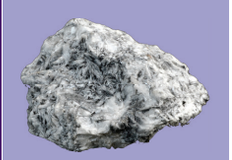
Równanie reakcji:

$MgCO_3 \xrightarrow{temp.} MgO + CO_2$.

Węglan magnezu – $MgCO_3$ – występuje w przyrodzie jako główny składnik minerału zwanego magnezytem. Zarówno czysty węglan magnezu, jak i minerał znalazły liczne zastosowania w życiu codziennym.

WZÓR STRUKTURALNY WĘGLANU MAGNEZU





KRYSZTAŁ MAGNEZYTU

Węglan magnezu	Magnezyt
■ proszek do mycia zębów, ■ składnik pudrów, ■ lek zobojętniający w chorobach żołądka (zgaga, choroba wrzodowa lub dwunastnicy), ■ odtrutka przeciw kwasom, metalom, ■ w sporcie (wspinaczka, podnoszenie ciężarów – zapobiega ślizganiu się rąk, tzw. magnezja), ■ wypełniacz farb, lakierów.	■ w przemyśle papierniczym, szklarskim, chemicznym, farmaceutycznym (m.in. środki dezynfekujące), spożywczym (rafinacja cukru, dodawany do soli, by się nie zbrylała), ■ w budownictwie (tynki, cegły, posadzki, cement), ■ składnik mas ceramiki szlachetnej i specjalnej, ■ cenny kamień kolekcjonerski, bywa wykorzystany jako kamień jubilerski, ■ w produkcji materiałów ogniotrwałych, ■ w rolnictwie służy do wzbogacania pasz dla bydła (zwiększa mleczność), do produkcji nawozów mineralnych.

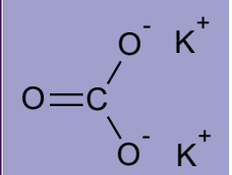
TABELA 14.1. Zastosowanie węglanu magnezu i magnezytu.

ĆWICZENIE 390.

Węglan magnezu rozkłada się w temperaturze 350°C. Zapisz równanie reakcji analizy. Zastanów się, jak można przeprowadzić doświadczenie i zidentyfikować jeden z produktów. Wykonaj ten eksperyment.

Równanie reakcji, projekt eksperymentu, a także obserwacje i wnioski zapisz w zeszycie.

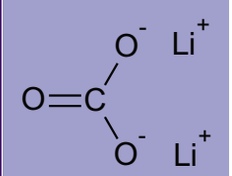
WZÓR STRUKTURALNY WĘGLANU POTASU



Węglan potasu – K_2CO_3 – jest używany do produkcji szkła.

Węglan litu – Li_2CO_3 – znalazł zastosowanie w psychiatrii jako lek na chorobę afektywną dwubiegunową, charakteryzującą się występowaniem okresów depresji.

WZÓR STRUKTURALNY WĘGLANU LITU



Najważniejszym z węglanów jest **węglan wapnia** o wzorze sumarycznym $CaCO_3$. W przyrodzie to podstawowy składnik minerałów, m.in. kalcytu i aragonitu, a także skał, np. wapiennych, marmurów, kredy, koralu oraz dolomitów. Skały węglanowe powstały w przyrodzie podczas procesu przeobrażania się muszli obumarłych skorupiaków.

ĆWICZENIE 391.

Wyszukaj w różnych źródłach, jakie zastosowanie ma węglan wapnia. Sporządź notatkę w zeszycie.

Podczas termicznego rozkładu węglanu wapnia (zwanego procesem wypalania) powstają tlenek wapnia i tlenek węgla(IV). Proces ten przedstawia równanie:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2.$$

Powstający w tej reakcji tlenek wapnia służy do wytwarzania stosowanej w budownictwie zaprawy wapiennej.

ĆWICZENIE 392.

Wapno gaszone (wodorotlenek wapnia) jest jednym ze składników zaprawy murarskiej. Powstaje ono w procesie zwanym gaszeniem wapna (proces nosi nazwę gaszenia, ponieważ w reakcji łączenia się tlenku wapnia z wodą wydziela się duża ilość ciepła, mieszanina rozgrzewa się i paruje z niej woda).

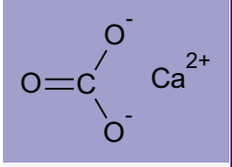
Zaplanuj i wykonaj to doświadczenie.
Równanie reakcji, plan eksperymentu, a także obserwacje i wnioski zapisz w zeszycie.

Minerał – dolomit, $CaMg(CO_3)_2$, to węglan wapnia i magnezu. Dolomit ma wiele zastosowań:

- jest suplementem diety dostarczającym jony magnezu do organizmu,
- w metalurgii,
- jako:
  - ruda magnezu (13,3% Mg),
  - materiał budowlany,
  - materiał dekoracyjny,
  - surowiec dla przemysłu ceramicznego,
- w produkcji:
  - materiałów ogniotrwałych,
  - nawozów mineralnych (do odkwaszania gleb).

Minerał cieszy się też dużym zainteresowaniem kolekcjonerów minerałów.

WZÓR STRUKTURALNY WĘGLANU WAPNIA



KALCYT

ARAGONIT

SKAŁA WAPIENNA

KORAL

DOLOMIT

Węglan wapnia jest materiałem budowlanym i białym barwnikiem. Jest wykorzystywany jako surowiec do otrzymywania wapna palonego. Znajduje zastosowanie w kosmetykach, wybielaczach oraz w procesie oczyszczania wody. Jest składnikiem tabletek witaminowych i dodatkiem do żywności o kodzie E170.

Do zlewki z wodą dodawaj porcjami tlenek wapnia, mieszając w zlewce szklanym pręcikiem.
Obserwacje i wnioski:
Powstaje biała zawiesina wapna gaszonego. Przesączenie jej przez sączek sprawi, że otrzymamy wodę wapienną.
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$.

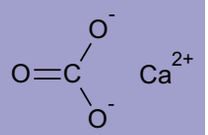
Województwa, w których występuje dolomit, to woj. dolnośląskie, woj. opolskie, woj. śląskie, woj. małopolskie, woj. świętokrzyskie, woj. łódzkie, woj. podkarpackie oraz woj. zachodniopomorskie.

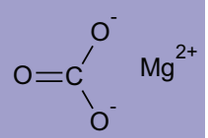
Płonące łuczywko gaśnie. Papierek z chlorkiem kobaltu(II) zmienia barwę na różową.

W wyniku tej reakcji powstaje między innymi tlenek węgla(IV) i woda.

CO JESZCZE WARTO WIEDZIEĆ O SOLACH?

WZÓR STRUKTURALNY WĘGLANU WAPNIA I MAGNEZU

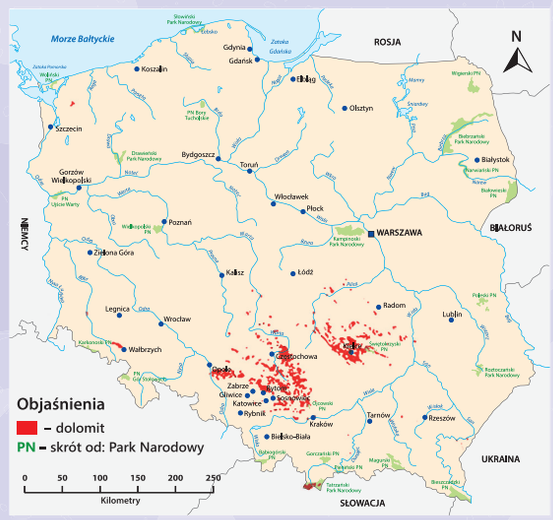




Jest to tzw. sól podwójna – mająca dwa różne kationy i 1 wspólny anion (sole podwójne mogą mieć też 2 różne aniony i 1 wspólny kation). Najczęściej powstają wskutek rozpuszczenia w cieczy więcej niż 1 soli, a następnie ich wspólnej krystalizacji.

ĆWICZENIE 393.

Na podstawie poniższej mapy zapisz w zeszycie nazwy województw, w których występuje dolomit.



DOŚWIADCZENIE 210.

WYKONANIE

Na dno niedużej zlewki wsyp małą ilość węglanu wapnia, a następnie nalej niewielką ilość kwasu solnego. W powstających oparach zanurz płonące łuczywko oraz pasek bibuły nasączony roztworem chlorku kobaltu(II) i wysuszony. Powtórz doświadczenie, używając zamiast kwasu solnego kwas octowy.

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

Nazwa ***dolomit*** pochodzi od nazwiska mineraloga Deodata Dolomieu [deodata dolomie], który w 1791 roku wyodrębnił ten minerał. Dolomit jest też suplementem diety.

Sprawdź na przykładowych ulotkach, ile gramów jonów magnezu i wapnia zawierają tabletki poszczególnych producentów. Jaki to procent dziennego zapotrzebowania? Ile to moli?

Węglan wapnia reaguje z kwasem. Jest to reakcja wymiany podwójnej. W reakcji soli z kwasem powstaje inna sól i inny kwas (w tym wypadku kwas węglowy). Z uwagi na fakt, że kwas węglowy jest nietrwały (przypomnij sobie, co dzieje się podczas otwierania butelki z gazowaną wodą mineralną), ulega on rozkładowi na wodę i tlenek węgla(IV). Zatem reakcja przebiega następująco:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

DOŚWIADCZENIE 211.

Badanie reakcji przedmiotów zawierających węglan wapnia z kwasem chlorowodorowym (solnym) i kwasem etanowym (octowym).

WYKONANIE

Badany przedmiot umieść w zlewce i polej niewielką porcją kwasu.

Przeprowadź obserwacje i zapisz je w zeszycie w formie tabeli.

BADANY PRZEDMIOT	MARMUR	SKORUPKA JAJKA	KREDA	WAPIEŃ	MUSZLA	KOŚĆ	?
OBSERWACJA	[redacted]						

Wnioski zapisz w zeszycie.

Wszystkie węglany reagują podobnie. Charakterystyczne burzenie i pienienie się skały po polaniu jej roztworem kwasu świadczy o tym, że w jej skład wchodzą węglany.

ĆWICZENIE 394.

Wiedząc już, że wszystkie węglany reagują z kwasami tak samo jak węglan wapnia, przepisz poniższe równania do zeszytu, dokończ je i uzgodnij. Zapisz także nazwy powstałych soli.

$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O +$ ___ – siarczan(VI) sodu

$K_2CO_3 + HNO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O +$ $2KNO_3$ – azotan(V) potasu

$(NH_4)_2CO_3 + HF \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O +$ $2NH_4F$ – fluorek amonu

$Li_2CO_3 + H_2S \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O +$ Li_2S – siarczek litu

$MgCO_3 + H_3PO_4 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O +$ $Mg_3(PO_4)_2$ – fosforan(V) magnezu

$FeCO_3 + HCOOH \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O +$ $(HCOO)_2Fe$ – metanian żelaza(II)

$BaCO_3 + CH_3COOH \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O +$ $(CH_3COO)_2Ba$ – etanian baru

$ZnCO_3 + C_2H_5COOH \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O +$ $(C_2H_5COO)_2Zn$ – propanian cynku(II)

Reakcja skał węglanowych z kwasami przyczynia się do powstawania jaskiń i różnych form naciekowych, m.in. stalaktytów i stalagmitów. Woda nasycona tlenkiem węgla(IV), czyli kwas węglowy, reaguje z trudno rozpuszczalnym w wodzie węglanem wapnia. W wyniku tej reakcji powstaje dobrze rozpuszczalny w wodzie wodorowęglan wapnia. Tak roztwarza się chemicznie skała: $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

JAJKO BEZ SKORUPKI
Zanurz surowe jajo w szklance z octem. **OBSERWACJE i WNIOSKI zapisz w zeszycie.**

POZBYWANIE SIĘ OSADU Z CZAJNIKA
Do czajnika zawierającego osad z kamienia kotłowego wlej wodę, a następnie wsyp torebkę kwasku cytrynowego lub wlej butelkę octu. Zagotuj wodę w czajniku. Po zagotowaniu wody zostaw mieszaninę jeszcze przez chwilę w czajniku, a następnie wypłucz czajnik wodą. **OBSERWACJE i WNIOSKI zapisz w zeszycie.**

Reakcja węglanów z kwasami odpowiada za niszczenie marmurowych rzeźb i budowli. Kwaśne deszcze przyczyniają się do roztwarzania zabytków.

Znajdź w swojej okolicy budynki, które w ten sposób zostały zniszczone.

ROZTWARZANIE to rozpuszczanie chemiczne, czyli przechodzenie substancji stałej do roztworu, połączone z reakcją tej substancji z rozpuszczalnikiem lub innym składnikiem roztworu.

Zastanów się, czym roztwarzanie może się różnić od rozpuszczania fizycznego.

	obserwacja
marmur	pieni się i ulega rozkładowi
skorupka jajka	pieni się i ulega rozkładowi
kreda	pieni się i ulega rozkładowi
wapień	pieni się i ulega rozkładowi
muszla	pieni się i ulega rozkładowi
kość	reaguje tylko częściowo

Uczniowie gimnazjum powinni obowiązkowo znać takie praktyczne wiadomości.

Marmur, skorupka jajka, kreda, wapień oraz muszla są zbudowane z węglanu wapnia. Kości są tylko częściowo zbudowane z węglanu wapnia.

Na_2SO_4

Po długotrwałym wdmuchiwaniu wydychanego powietrza, wytrącony osad znika.

Przy nadmiarze CO_2 powstaje wodorowęglan wapnia.

Do wykonania doświadczenia będą potrzebne wodorowęglan sodu, uniwersalne papierki wskaźnikowe, woda oraz probówka.
Należy sporządzić roztwór wodorowęglanu sodu w wodzie i zbadać odczyn tego roztworu. Jeżeli użyje się do tego celu spożywczej sody oczyszczonej, można także zbadać smak wodorowęglanu sodu.

Papierek wskaźnikowy barwi się na niebiesko. Wodorowęglan sodu jest gorzki.

Odczyn roztworu jest zasadowy.

Co jeszcze warto wiedzieć o solach?

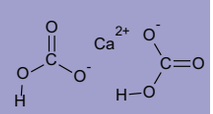
WODOROSOLE – sole kwasów wieloprotonowych (zawierających minimum 2 atomy wodoru w cząsteczce kwasu), których aniony zawierają atomy wodoru w grupie kwasowej.

Następnie woda wraz z rozpuszczoną w niej solą (wodorowęglanem wapnia) spływa i kapie w dół jaskini. W wyniku reakcji odwrotnej wytrąca się, tworząc nacieki, trudno rozpuszczalny węglan wapnia:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2.$$

Człowiek, oddychając, przyczynia się do wzrostu stężenia CO_2 w powietrzu, dlatego nadmiar osób odwiedzających jaskinię powoduje jej chemiczne rozpuszczanie (roztwarzanie).

WZÓR STRUKTURALNY WODOROWĘGLANU WAPNIA



Czym różni się wzór strukturalny węglanu wapnia od wzoru wodorowęglanu?

DOŚWIADCZENIE 212.

WYKONANIE

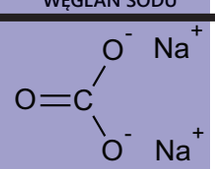
Pracuj w okularach ochronnych.

Przypomnij sobie doświadczenie nr 118 z rozdziału 8.1. Powtórz je, lecz tym razem wydłuż czas jego trwania. Powietrze z płuc wdmuchuj za pomocą rurki do wody wapiennej umieszczonej w niewielkiej zlewce lub probówce. Kontynuuj dmuchanie jeszcze przez kilka minut po wytrąceniu osadu.

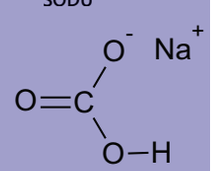
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Ważnym i znanym wodorowęglanem jest wodorowęglan sodu, znany pod nazwą zwyczajową soda oczyszczona (symbol spożywczy: E 500b).

WĘGLAN SODU



WODOROWĘGLAN SODU



DOŚWIADCZENIE 213.

WYKONANIE

Wodorowęglan sodu bywa błędnie nazywany „kwaśnym węglanem sodu". Jak doświadczalnie udowodnić, że nie jest to poprawna nazwa? Zaplanuj i wykonaj doświadczenie.

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

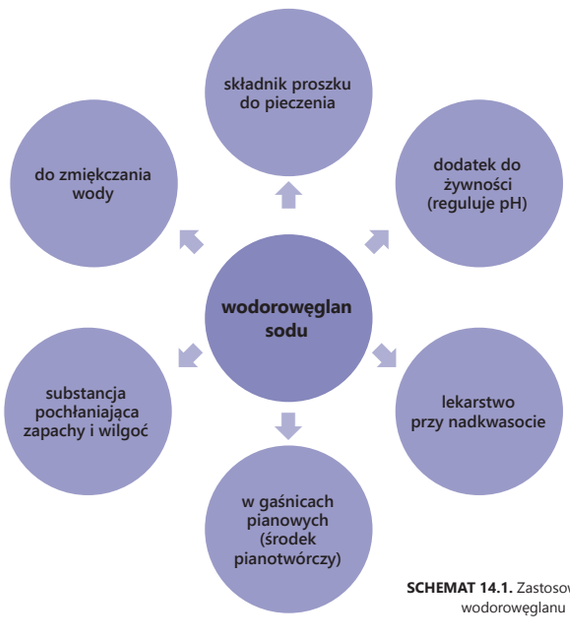
Wodorowęglany reagują z kwasami podobnie jak węglany:

$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2\uparrow.$$

W domu możesz przeprowadzić doświadczenia, w których użyjesz sody i octu. Reakcja będzie przebiegać zgodnie z równaniem:

$$NaHCO_3 + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow.$$

Wodorowęglan sodu ma liczne zastosowania:



SCHEMAT 14.1. Zastosowanie wodorowęglanu sodu.

Wodorowęglan sodu ma właściwości spulchniające i pianotwórcze, które wynikają z faktu, że w temperaturze powyżej 60°C rozkłada się on wydzieleniem tlenku węgla(IV):

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2.$$

Węglan amonu $(NH_4)_2CO_3$ jest nietrwały, ulega rozkładowi, wydzielając amoniak. W reakcji tej produktem jest również wodorowęglan amonu:

$$(NH_4)_2CO_3 \rightarrow NH_3 + NH_4HCO_3.$$

Wodorowęglan amonu stosuje się jako środek spulchniający przy wypieku ciast, ponieważ już w temperaturze 60°C ulega rozpadowi na produkty gazowe – tzn. wodę (w postaci pary wodnej), amoniak i tlenek węgla(IV):

$$NH_4HCO_3 \rightarrow H_2O + NH_3 + CO_2.$$

Wodorowęglan amonu stosuje się również jako środek gaśniczy i przeciwpożarowy, jako mieszaninę chłodzącą oraz w farbiarstwie i garbarstwie.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

BADANIE ODCZYNU SODY
Za pomocą wywaru z czerwonej kapusty zbadaj odczyn wodnego roztworu sody oczyszczonej.
OBSERWACJE i WNIOSKI zapisz w zeszycie.

DMUCHANIE BALONIKA
Do butelki po wodzie mineralnej o pojemności 0,5 dm^3 wlej około 100 cm^3 octu. Następnie do balonika nasyp kilka łyżeczek sody oczyszczonej. Balonik umieść na szyjce butelki z octem w taki sposób, aby soda nie przesypała się z balona do butelki. Trzymając butelkę za szyjkę, przesyp sodę z balonika do butelki.
OBSERWACJE i WNIOSKI zapisz w zeszycie.

ŁAPANIE BANIEK MYDLANYCH
Spróbuj „zawiesić" bańkę mydlaną w zlewce wypełnionej tlenkiem węgla(IV). W tym celu przygotuj zestaw do robienia baniek mydlanych, dużą, wysoką zlewkę, sodę oczyszczoną i kwasek cytrynowy. Na dnie wysokiej zlewki zmieszaj sodę oczyszczoną z kwaskiem cytrynowym, a następnie dodaj wodę. Spróbuj zrobić bańki mydlane i umieścić je nieruchomo w zlewce z kwaskiem cytrynowym i sodą oczyszczoną.
OBSERWACJE i WNIOSKI zapisz w zeszycie.

Nastąpił znaczny spadek temperatury mieszaniny.

Węglan amonu można zastosować w wodno-lodowych mieszaninach oziębiających.

Zawartość probówki zmniejsza swoją objętość. Balon napełnił się gazem.

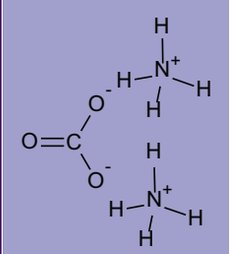
W wyniku ogrzewania następuje termiczny rozkład wodorowęglanu amonu, którego produktami są gazy.

Masa jednego mola NH_4HCO_3 wynosi 79 g.

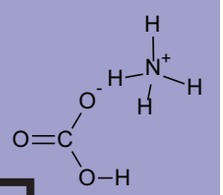
$NH_4HCO_3 \rightarrow NH_3 + H_2O + CO_2$
Z równania reakcji wynika, że z jednego mola NH_4HCO_3 powstaje jeden mol amoniaku i jeden mol tlenku węgla(IV). W warunkach normalnych odpowiada to objętości 22,4 dm^3 każdego z gazów.

Co jeszcze warto wiedzieć o solach?

WĘGLAN AMONU



WODOROWĘGLAN AMONU



DOŚWIADCZENIE 214.

WYKONANIE

Przygotuj pokruszony lód oraz zimną wodę. W zlewce o pojemności 250 cm^3 sporządź mieszaninę wody z lodem i zmierz jej temperaturę. Następnie wsyp do niej 2–3 łyżki węglanu amonu i ponownie zmierz jej temperaturę. Jeżeli dysponujesz elektronicznym czujnikiem temperatury podłączonym do komputera, możesz na bieżąco śledzić zmiany temperatury.

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

DOŚWIADCZENIE 215.

WYKONANIE

Dużą probówkę zamontuj ukośnie w statywie i napełnij do ⅓ pojemności węglanem amonu. Na wylot probówki załóż balon. Ostrożnie ogrzewaj zawartość probówki.

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

ZADANIA OBLICZENIOWE

Oblicz masę 1 mola wodorowęglanu wapnia.

Masa 1 mola $Ca(HCO_3)_2$ wynosi:

$$40\ g + (1\ g + 12\ g + 16\ g \cdot 3) \cdot 2 = 162\ g.$$

ĆWICZENIE 395.

Oblicz masę 1 mola wodorowęglanu amonu.
Oblicz, ile dm^3 amoniaku oraz tlenku węgla(IV), odmierzonych w warunkach normalnych, powstanie w wyniku rozkładu 1 mola wodorowęglanu amonu.
Obliczenia zapisz w zeszycie.

Podrozdział zawiera informacje dotyczące metod otrzymywania soli.
Nie jest możliwe zmieszczenie przedstawionych treści w ciągu 45 minut lekcyjnych. Dlatego część zadań uczniowie powinni wykonać w domu, na przykład samodzielnie uzupełnić tabele. Omawiane wcześniej metody otrzymywania soli można omówić pobieżnie, inne można pominąć.

NIE SÓL WSZYSTKIEGO, TYLKO DLATEGO, ŻE MASZ W DOMU DUŻO SOLI.

PRZYSŁOWIE BASKIJSKIE

14.2. JAKIE SĄ METODY OTRZYMYWANIA SOLI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: sól, reakcja syntezy, wymiana pojedyncza i podwójna;**
- **zasady bezpieczeństwa obowiązujące podczas wykonywania doświadczeń.**

ĆWICZENIE 396.

Przypomnij sobie doświadczenia wykonane na poprzednich lekcjach. Poniższą tabelkę przerysuj do zeszytu, a następnie zapisz w niej i uzgodnij równania reakcji, nazwij powstałe sole oraz typy reakcji.

DOŚWIADCZENIE	RÓWNANIE REAKCJI	NAZWA POWSTAŁEJ SOLI	TYP REAKCJI
reakcja magnezu z siarką (patrz: doświadczenie 7. z lekcji 1.5.)	$8Mg + S_8 \rightarrow 8MgS$	siarczek magnezu	synteza
spalanie sodu w chlorze (patrz: ćwiczenie 16. z lekcji 1.5.)	$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$	chlorek sodu	synteza
reakcja soli żelaza(II) i roztworu heksacyjanożelazianu(III) potasu (patrz: doświadczenie 8. z lekcji 1.6.)	$2K_3[Fe(CN)_6] + 3FeCl_2 \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow + 6KCl$	heksacyjanożelazian(III) żelaza(II) oraz chlorek potasu	wymiana podwójna
srebrna łyżeczka i jony siarki (patrz: opis powstawania siarczku srebra z lekcji 1.6.)	$2Ag^+ + S^{2-} \rightarrow Ag_2S$	siarczek srebra	synteza
reakcja żelaza z siarką (patrz: doświadczenie 17. z lekcji 2.3.)	$8Fe + S_8 \rightarrow 8FeS$	siarczek żelaza(II)	synteza

Co jeszcze warto wiedzieć o solach?

DOŚWIADCZENIE	RÓWNANIE REAKCJI	NAZWA POWSTAŁEJ SOLI	TYP REAKCJI
reakcja kwasu solnego z magnezem (patrz: doświadczenie 22. z lekcji 2.4.)	$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$	chlorek magnezu	wymiana pojedyncza
reakcja azotanu(V) srebra z kwasem solnym (patrz: doświadczenie 23. z lekcji 2.4.)	$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$	chlorek srebra	wymiana podwójna
reakcja między kurzym jajkiem i octem (patrz: doświadczenie 24. z lekcji 2.4.)	$CaCO_3 + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + CO_2\uparrow + H_2O$	etanian wapnia	wymiana podwójna
reakcja pomiędzy wodą wapienną (wodorotlenkiem wapnia) a tlenkiem węgla(IV) (patrz: doświadczenie 53. z lekcji 4.3.)	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$	węglan wapnia	wymiana podwójna
reakcja pomiędzy metalem (Fe, Cu) a chlorem (patrz: doświadczenie 58. z lekcji 4.7.)	$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$ $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_2$	chlorek miedzi(II) chlorek żelaza(II)	synteza
reakcja pomiędzy glinem a bromem (patrz: doświadczenie 59. z lekcji 4.7.)	$2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$	bromek glinu	synteza
reakcja pomiędzy magnezem a jodem (patrz: doświadczenie 62. z lekcji 4.7.)	$Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$	jodek magnezu	synteza
reakcja otrzymywania siarkowodoru (reakcja pomiędzy siarczkiem żelaza(II) a kwasem solnym) (patrz: doświadczenie 77. z lekcji 5.2.)	$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S$	chlorek żelaza(II)	wymiana podwójna
reakcja azotanu(V) srebra z kwasem solnym (patrz: doświadczenie 23. z lekcji 2.4.)	$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl + HNO_3$	chlorek srebra	wymiana podwójna
reakcja pomiędzy wodorotlenkiem sodu a kwasem solnym (patrz: doświadczenie 189. z lekcji 13.1.)	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$	chlorek sodu	wymiana podwójna
reakcja pomiędzy kwasem solnym a amoniakiem (patrz: doświadczenie 191. z lekcji 13.3.)	$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$	chlorek amonu	synteza

Jakie są metody otrzymywania soli?

Uczniowie powinni potrafić wymienić metody otrzymywania soli, nie muszą natomiast umieć pisać ich równań reakcji.

Wszystkie te doświadczenia dowodzą, że sole można otrzymać na wiele sposobów. Jedne z nich są uniwersalne – można w ich wyniku otrzymać wszystkie sole, inne mają swoje ograniczenia – za ich pośrednictwem można otrzymać tylko niektóre sole. Dobrze byłoby znać je wszystkie, jednak na poziomie gimnazjum znajomość wszystkich nie jest wymagana.

Metody otrzymywania soli

- **niemetal + metal**
- **kwas + wodorotlenek**
- **kwas + zasada**
- **kwas + metal**
- **kwas + tlenek metalu**
- **tlenek niemetalu + wodorotlenek**
- **tlenek niemetalu + tlenek metalu**
- **kwas + sól**
- **sól 1 + sól 2**
- **sól + wodorotlenek**
- **sól + metal aktywniejszy od metalu znajdującego się w soli**

SCHEMAT 14.2. Metody otrzymywania soli.

Uczniowie pisali już równania reakcji tego typu, nie wiedzieli jednak, że jest to jedna z metod otrzymywania soli.

Początkowo proces zachodzi powoli, dopiero po chwili następuje gwałtowna reakcja. Z probówki wydobywają się brunatne opary oraz iskry.

Glin spala się w bromie.

$2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$

Opisywanie wewnętrznej budowy atomu w oparciu o rysunki nie sprawia trudności większości uczniów.

SIARCZEK RTĘCI(II) jest jednym z niewielu nietoksycznych związków rtęci. Dawniej, gdy rozbił się termometr i rozlała się rtęć, miejsce wypadku posypywano siarką.

NIEMETAL + METAL

W reakcji niemetalu i metalu powstaje sól beztlenowa (jest to reakcja syntezy). Przykładowo, gdy rozbije się termometr zawierający rtęć, aby zneutralizować toksyczne działanie jej par, miejsce zasypuje się siarką. Pierwiastki reagują ze sobą, tworząc siarczek rtęci(II), co można zapisać za pomocą równania:

$$8Hg + S_8 \rightarrow 8HgS.$$

DOŚWIADCZENIE 216.

WYKONANIE

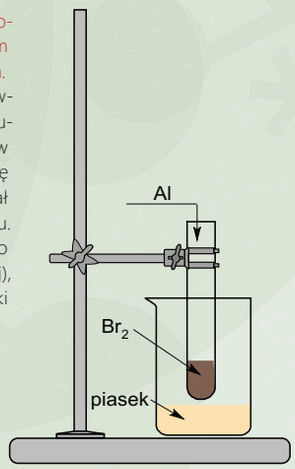
Doświadczenie niebezpieczne, zachowaj ostrożność. Pracuj pod digestorium w rękawicach i okularach ochronnych.

Pod digestorium umieść szeroką zlewkę zawierającą piasek (warstwa o grubości około 1 cm). Przygotuj statyw i zamontuj w nim szeroką probówkę w taki sposób, aby jej dół spoczywał w zlewce tuż nad powierzchnią piasku. Ostrożnie nalej do probówki około 2 cm^3 bromu (nie wody bromowej), a następnie wsyp około pół łyżeczki wiórków glinu.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Równanie reakcji zapisz w zeszycie.



ĆWICZENIE 397.

Przepisz do zeszytu i uzupełnij równania reakcji.

- $Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$
- $Zn + S_8 \rightarrow 8ZnS$
- $Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$

ZAPAMIĘTAJ

W reakcji **NIEMETAL** + **METAL** powstaje **SÓL** beztlenowa.

Ta metoda była już dokładnie omawiana, w tym miejscu możemy tylko o niej przypomnieć.

KWAS + WODOROTLENEK

Metoda ta została omówiona w rozdziale 13.1. W reakcji kwasu z wodorotlenkiem powstają sól i woda. Jest to reakcja wymiany podwójnej.

Należy jednak pamiętać, że takie reakcje zachodzą w środowisku wodnym, a ich przebieg można również zapisać za pomocą tak zwanych równań jonowych i jonowych skróconych. Opisują one istotę reakcji kwasu z wodorotlenkiem. Pisząc te równania, należy korzystać z tabeli rozpuszczalności. Najczęstsze przypadki takich równań przedstawiono w tabeli.

SUBSTRATY I PRODUKTY DOBRZE ROZPUSZCZALNE W WODZIE	
Zapis cząsteczkowy:	$\mathbf{NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O}$
Zapis jonowy:	$\mathbf{Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O}$
	$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$ (zapis uproszczony)
Zapis jonowy skrócony:	$\mathbf{OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2H_2O}$
	$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$ (zapis uproszczony)
Jak widać, reakcji ulegają jony H_3O^+ z jonami OH^-, natomiast jony metalu i aniony reszty kwasowej pozostają w niezmienionej formie w roztworze wodnym.	
SUBSTRATY DOBRZE ROZPUSZCZALNE W WODZIE, SÓL TRUDNO ROZPUSZCZALNA W WODZIE	
Zapis cząsteczkowy:	$\mathbf{Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O}$
Zapis jonowy:	$\mathbf{Ba^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 4H_2O}$
	$Ba^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O$ (zapis uproszczony)
Zapis jonowy skrócony:	$\mathbf{Ba^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 4H_2O}$
	$Ba^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O$ (zapis uproszczony)
Jak widać, reakcji ulegają zarówno jony H_3O^+ z jonami OH^-, jak i jony metalu i aniony reszty kwasowej. Sól wytrąca się z roztworu w postaci osadu, o czym informuje strzałka. Zapisy jonowy i jonowy skrócony są takie same.	
WODOROTLENEK SŁABO ROZPUSZCZALNY W WODZIE, SÓL DOBRZE ROZPUSZCZALNA W WODZIE	
Zapis cząsteczkowy:	$\mathbf{Cu(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + 2H_2O}$
Zapis jonowy:	$\mathbf{Cu(OH)_2 + 2H_3O^+ + 2Cl^- \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^- + 4H_2O}$
	$Cu(OH)_2 + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^- + 2H_2O$ (zapis uproszczony)
Zapis jonowy skrócony:	$\mathbf{Cu(OH)_2 + 2H_3O^+ \rightarrow Cu^{2+} + 4H_2O}$
	$Cu(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Cu_2^+ + 2H_2O$ (zapis uproszczony)
Jak widać, w wyniku reakcji pod wpływem jonów H_3O^+ roztworzeniu ulega osad wodorotlenku. Jony OH^- łączą się z jonami H_3O^+, tworząc wodę. Bezpośrednio w reakcji nie biorą udziału jony reszty kwasowej, które są obecne w roztworze. Do roztworu uwalniane są także jony metalu.	

TABELA 14.2. Metody reakcji kwasów z wodorotlenkami.

Reakcja kwasu z amoniakiem była już omawiana przy okazji wprowadzania informacji dotyczących soli amonowych. Należy zwrócić uwagę uczniów, że o ile reakcja kwasu z wodorotlenkiem jest reakcją wymiany podwójnej, o tyle reakcja kwasu z zasadą jest reakcją syntezy.

Reakcje pomiędzy aminami a kwasami wykraczają poza podstawę programową, trudno jednak przedstawić na poziomie gimnazjum inny (poza amoniakiem) prosty przykład reakcji kwasu z zasadą. Umiejętność pisania takiego równania reakcji przyda się podczas pisania równania reakcji peptyzacji.

ĆWICZENIE 398.

Zapisz w zeszycie i uzgodnij poniższe równania reakcji. Przedstaw je na poziomie cząsteczkowym, jonowym oraz jonowym skróconym.

- $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$?
- $KOH + HNO_3 \rightarrow$?
- $Mg(OH)_2 + CH_3COOH \rightarrow$?
- $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$?

$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$

$Mg(OH)_2 + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + 2H_2O$

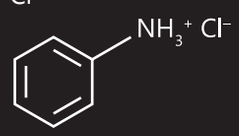
$3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$

ZAPAMIĘTAJ

W reakcji **WODOROTLENEK + KWAS** powstają **SÓL** i **WODA**.

Omawiając reakcję kwasu z metalem należy podkreślić, że jej produktami nie zawsze będą sól i wodór.
W przypadku tej reakcji produkty zależą w znacznym stopniu od substratów i warunków prowadzenia reakcji.

$CH_3NH_3^+ Cl^-$



Reakcja nie zachodzi w probówce zawierającej miedź. W probówkach z pozostałymi metalami reakcja zachodzi wraz z wydzielaniem się bąbelków bezbarwnego gazu.

Rozcieńczony kwas siarkowy(VI) reaguje z metalami nieszlachetnymi z wydzielaniem się wodoru.

Co jeszcze warto wiedzieć o solach?

KWAS + ZASADA

Sole mogą powstawać także w reakcji kwasów z zasadami (patrz rozdział 13.3.). Metodę tę wykorzystuje się do tworzenia soli amonowych:

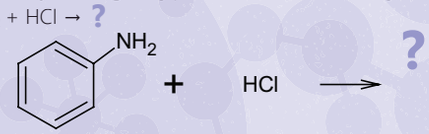
$$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl.$$

Niektóre źródła traktują reakcję kwasu z wodorotlenkiem jako reakcję kwasu z zasadą. Wynika to z rozumienia pojęcia zasady jako wodnego roztworu wodorotlenku, w którym są zawarte jony OH^-. Istotą tej reakcji jest reakcja kwasu (H_3O^+) z zasadą (OH^-). Rozróżnienie obu metod jest o tyle istotne, że nie istnieje wodorotlenek amonu, a zasady to nie tylko wodne roztwory wodorotlenków.

ĆWICZENIE 399.

Zapisz w zeszycie i uzgodnij poniższe równania reakcji.

$CH_3–NH_2 + HCl \rightarrow$?



KWAS + METAL

Metale reagują z kwasami w różny sposób – jedne bardzo gwałtownie, inne w ogóle. To, czy będzie zachodzić reakcja i w jaki sposób, jest uzależnione od reaktywności metalu, a także od użytego kwasu i jego właściwości.

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Możesz przeprowadzić w domu reakcję, wrzucając do roztworu kwasu etanowego (octowego) metalowe przedmioty.

DOŚWIADCZENIE 217.

WYKONANIE

Do czterech probówek z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) wrzuć po kawałku metalu: Mg, Fe, Zn, Al, Cu.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Powszechnym przypadkiem jest roztwarzanie metalu w kwasie z jednoczesnym wydzieleniem gazowego wodoru oraz utworzeniem soli tego metalu. Przykładowo magnez roztwarza się w kwasie solnym, co przedstawia równanie:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow.$$

Jest to reakcja wymiany pojedynczej, w której metal wypiera wodór z kwasu. Zapis jonowy równania opisującego tę reakcję można przedstawić następująco:

- zapis jonowy pełny:

  $Mg + 2H_3O^+ + 2Cl^- \rightarrow Mg^{2+} + 2Cl^- + H_2\uparrow + 2H_2O$,
  $Mg + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Mg^{2+} + 2Cl^- + H_2\uparrow$ (zapis uproszczony);

- zapis jonowy skrócony:

  $Mg + 2H_3O^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2\uparrow + 2H_2O\uparrow$,
  $Mg + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2\uparrow$ (zapis uproszczony).

W jaki sposób uzgadniać równania reakcji kwasu z metalem, gdy wydziela się sól i wodór, opisano szczegółowo w rozdziale 11.3.

ĆWICZENIE 400.

Przepisz poniższe równania reakcji do zeszytu i uzupełnij je, a następnie zapisz równania reakcji w formie jonowej.

- $Fe + H_2SO_4 \rightarrow$?
- $Zn + HNO_3 \rightarrow$?
- $Mg + HCOOH \rightarrow$?

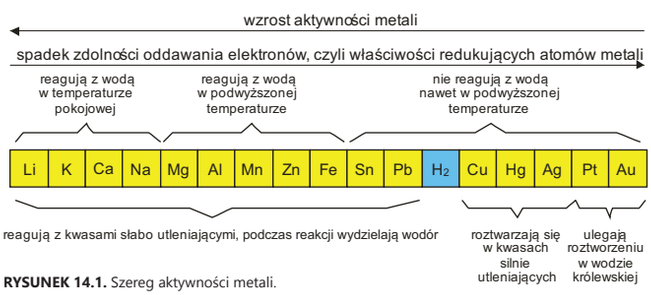
$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$
$Fe + 2H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2 + 2H_2O$

$Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$
$Zn + 4H_3O^+ + 2NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + 2NO_2 + 6H_2O$

$Mg + 2HCOOH \rightarrow (HCOO)_2Mg + H_2$
$Mg + 2H_3O^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2 + 2H_2O$

To, w jaki sposób dany metal będzie zachowywał się w kwasie, można odczytać z tzw. szeregu aktywności metali. Istotne miejsce w szeregu aktywności metali zajmuje wodór. Chociaż nie jest on metalem, pomiary aktywności metali dokonuje się względem niego.

Szereg aktywności metali był już częściowo omawiany.



RYSUNEK 14.1. Szereg aktywności metali.

PUSZKI NA NAPOJE TYPU COLA wykonane są z aluminium, a pH coli jest bardzo niskie (ok. 2), gdyż zawiera kwas ortofosforowy(V). Puszka nie ulega roztworzeniu, ponieważ glin ulega pasywacji – pokrywa się warstewką ochronną swojego tlenku, który jest odporny na działanie kwasów.

Z tego szeregu możemy odczytać wiele informacji:

- metale są uporządkowane według łatwości tworzenia kationów (te po lewej są silnie elektrododatnie i łatwo oddają elektrony, tworząc kationy, te po prawej są słabo elektrododatnie i trudno oddają elektrony);
- reakcja metalu z kwasem przebiega tym energiczniej, im bardziej po lewej stronie w szeregu aktywności znajduje się dany metal;

Roztwór przybiera niebieską barwę. Miedź zanika i wydziela się bezbarwny gaz, który brunatnieje na powietrzu.

Miedź roztwarza się w kwasie utleniającym. Produktami tej reakcji są woda, azotan(V) miedzi(II) i tlenek azotu(II). Tlenek azotu(II) ulega następnie utlenieniu do NO_2.

Produkty reakcji metali z kwasami utleniającymi zależą od warunków prowadzenia reakcji, dlatego nie wymagamy od uczniów umiejętności samodzielnego pisania takich równań.

- metale szlachetne, czyli te po prawej stronie wodoru, w szeregu aktywności metali nie wypierają wodoru kwasów; reagują tylko ze stężonymi kwasami utleniającymi (kwas siarkowy(VI), azotowy(V)), niekiedy wyłącznie na gorąco. Reakcje te przebiegają z wydzieleniem tlenków będących produktem rozkładu kwasów.

DOŚWIADCZENIE 218.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj pod digestorium, stosując okulary i rękawice ochronne.

Do probówki wlej 2 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V), a następnie wrzuć kawałek miedzi. Powtórz doświadczenie z użyciem stężonego kwasu azotowego(V).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

W reakcji miedzi ze stężonym kwasem azotowym(V) wydzielił się brunatny gaz, a roztwór stał się niebieski. Zapiszmy substraty i produkty:

$$Cu + HNO_{3(stężony)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2\uparrow + H_2O.$$

Postarajmy się uzgodnić powyższe równanie.

Zapisujemy substraty i produkty w rzeczywistej postaci występującej w roztworze, czyli w postaci jonów tej substancji, które w roztworze wodnym ulegają dysocjacji elektrolitycznej:

$$Cu + H_3O^+ + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_3^- + NO_2\uparrow + H_2O.$$

Część jonów NO_3^- nie ulega reakcji, dlatego pomijamy je w produktach, natomiast część z nich przekształca się w NO_2, dlatego zostawiamy je po stronie substratów:

$$Cu + H_3O^+ + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + NO_2\uparrow + H_2O.$$

Zapisujemy osobno proces utleniania (oddawania elektronów) i osobno redukcji (przyjmowania elektronów).

Utlenianie: $Cu \rightarrow Cu^{2+}$.

Redukcja: $H_3O^+ + NO_3^- \rightarrow NO_2\uparrow + H_2O$.

Uzgadniamy równania tak, aby po obu stronach zgadzały się liczby atomów poszczególnych pierwiastków.

Utlenianie: $Cu \rightarrow Cu^{2+}$.

Redukcja: $2H_3O^+ + NO_3^- \rightarrow NO_2\uparrow + 3H_2O$.

Ładunki w równaniach uzgadniamy poprzez dodanie odpowiedniej liczby elektronów. Suma ładunków po obu stronach równania powinna być taka sama.

Po lewej stronie równania ładunek wynosi 0, a po prawej +2. Aby zbilansować niedobór ładunku ujemnego, po stronie produktów dopisujemy 2 elektrony.

Utlenianie: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$.

Po lewej stronie równania suma ładunków wynosi −1 (+2 − 1 = −1), a po prawej wynosi 0 (wszystkie cząsteczki są elektrycznie obojętne). Aby zbilansować ładunek, po stronie substratów dopisujemy 1 elektron.

Redukcja: $2H_3O^+ + NO_3^- + e^- \rightarrow NO_2\uparrow + 3H_2O$.

Następnie musimy uzgodnić równania tak, aby liczba elektronów oddanych w procesie utleniania była równa liczbie elektronów przyjętych w procesie redukcji. W procesie utleniania są angażowane 2 elektrony, a w procesie redukcji 1, z tego względu wszystkie współczynniki w równaniu redukcji mnożymy razy 2.

Utlenianie: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ | ·1

Redukcja: $2H_3O^+ + NO_3^- + e^- \rightarrow NO_2\uparrow + 3H_2O$ | ·2

W wyniku otrzymujemy uzgodnione równania połówkowe.

Utlenianie: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$.

Redukcja: $4H_3O^+ + 2NO_3^- + 2e^- \rightarrow 2NO_2\uparrow + 6H_2O$.

Scalamy równania:

$$Cu + 4H_3O^+ + 2NO_3^- + 2e^- \rightarrow Cu^{2+} + 2e^- + 2NO_2\uparrow. + 6H_2O.$$

Usuwamy powtarzające się po obu stronach równania elektrony, otrzymując uzgodnione równanie w formie jonowej:

$$Cu + 4H_3O^+ + 2NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2\uparrow + 6H_2O.$$

Przenosimy właściwie współczynniki stechiometryczne do wyjściowego równania w formie cząsteczkowej (Uwaga! Liczbę cząsteczek wody uzgadniamy na końcu, nie przenosimy współczynnika z równania jonowego):

$$Cu + 4HNO_{3(stężony)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O.$$

W analogiczny sposób można uzgodnić równanie reakcji miedzi z rozcieńczonym kwasem azotowym(V):

$$\mathbf{3Cu + 8HNO_{3(rozcieńczony)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2},$$

a także innych pierwiastków z kwasami ulteniającymi, np.

$$\mathbf{2Ag + 2H_2SO_{4(stężony)} \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O.}$$

! ZAPAMIĘTAJ

W reakcji **METAL** + **KWAS** powstają **SÓL** i **WODÓR** wtedy, gdy metal nie jest metalem szlachetnym lub gdy nie ulega pasywacji (jak Al).

METALE SZLACHETNE REAGUJĄ TYLKO Z KWASAMI SILNIE UTLENIAJĄCYMI LUB WODĄ KRÓLEWSKĄ.

Uczniowie nie spotkali się dotychczas z tą metodą otrzymywania soli.

Tlenek wapnia ulega roztworzeniu. Powstaje bezbarwny roztwór.

Kwas solny reaguje z tlenkiem wapnia, tworząc roztwór soli dobrze rozpuszczalnej w wodzie.

Po podgrzaniu zanika czarna barwa osadu. Pojawia się natomiast niebieska barwa roztworu.

Tlenek miedzi(II) roztwarza się w kwasie siarkowym(VI), tworząc roztwór soli.

Uczniowie czasami spodziewają się, że skoro w tlenkach metali występuje wiązanie jonowe, to tlenki metali dysocjują w wodzie. Tymczasem część tlenków metali jest praktycznie nierozpuszczalna w wodzie, część zaś z nią reaguje, lecz nie dysocjuje gdy są substratami.

CO JESZCZE WARTO WIEDZIEĆ O SOLACH?

KWAS + TLENEK METALU

W reakcji kwasu z tlenkiem metalu powstają sól i woda.

DOŚWIADCZENIE 219.

WYKONANIE

Do probówki dodaj 2 cm^3 kwasu solnego, a następnie szczyptę tlenku wapnia. Wstrząśnij jej zawartością.

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

Powyższe doświadczenie demonstruje reakcję, którą można opisać, stosując równanie:

$$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O.$$

Reakcja zachodzi w środowisku wodnym, możemy więc zapisać ją w formie jonowej, pamiętając, że tlenki metali to ciała stałe, dlatego w równaniu nie rozpisujemy ich na jony:

Zapis jonowy: $CaO + 2H_3O^+ + 2Cl^- \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + 3H_2O.$
Zapis uproszczony: $CaO + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + H_2O.$

Zapis jonowy skrócony: $CaO + 2H_3O^+ \rightarrow Ca^{2+} + 3H_2O.$
Zapis uproszczony: $CaO + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + H_2O.$

W powyższy sposób reagują także inne tlenki metali i inne kwasy. Niektóre reakcje zachodzą na zimno, czyli w temperaturze pokojowej, a niektóre wymagają dostarczenia ciepła.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Znajdź jakiś zardzewiały przedmiot (rdza to tlenek żelaza). Następnie spróbuj roztworzyć rdzę, stosując dostępne w domu kwasy (cytrynowy, octowy, ortofosforowy(V) z coli).

DOŚWIADCZENIE 220.

WYKONANIE

Do probówki dodaj 2 cm^3 kwasu siarkowego(VI), a następnie szczyptę tlenku miedzi(II). Zawartość wstrząśnij, a w przypadku braku widocznych zmian ogrzej do wrzenia w płomieniu palnika.

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

ĆWICZENIE 401.

Przepisz do zeszytu poniższe równania reakcji, uzupełnij je i uzgodnij.

- $Fe_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow$?
- $PbO + HNO_3 \rightarrow$?
- $MgO + HCOOH \rightarrow$?

$Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

$PbO + 2HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + H_2O$

$MgO + 2HCOOH \rightarrow (HCOO)_2Mg + H_2O$

Jeśli powstająca sól jest trudno rozpuszczalna w wodzie, obserwacje mogą być utrudnione.

DOŚWIADCZENIE 221.

WYKONANIE

Do probówki dodaj 2 cm^3 kwasu siarkowego(VI), a następnie szczyptę tlenku baru i wstrząśnij zawartością. Następnie ogrzej ją do wrzenia w płomieniu palnika.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Zwiększa się ilość białego osadu.

W powyższym przykładzie tlenek baru wprowadzony do roztworu jest białym, krystalicznym ciałem stałym. Podobnie siarczan(VI) baru. W probówce zaszła reakcja chemiczna, którą trudno było zaobserwować. Można ją przedstawić następująco:

$$BaO + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O.$$

Tlenek baru reaguje z kwasem siarkowym(VI). W wyniku tej reakcji powstaje sól, która jest trudnorozpuszczalna w wodzie.

Reakcja zachodzi w środowisku wodnym, możemy więc równanie zapisać także jonowo. Tlenki metali to ciała stałe, dlatego w równaniu nie rozpisujemy ich na jony:

Zapis jonowy: $BaO + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 3H_2O.$

Zapis jonowy uproszczony: $BaO + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O.$

Zapis jonowy skrócony jest taki sam jak zapis jonowy.

ZAPAMIĘTAJ

W reakcji **TLENEK METALU** + **KWAS** powstają **SÓL** i **WODA**.

Reakcja tlenków z kwasami jest wykorzystywana do leczenia chorób przewodu pokarmowego. W przypadku nadkwasoty pacjentowi podaje się tlenek magnezu. Tlenek magnezu jest składnikiem wielu leków na nadkwasotę, gdyż reaguje on z obecnym w żołądku kwasem solnym.

Uczniowie znają przykład reakcji tego typu ze szkoły podstawowej. Chodzi o reakcję tlenku węgla(IV) i wody wapiennej.

TLENEK NIEMETALU + WODOROTLENEK

W reakcji tlenku niemetalu z wodorotlenkiem powstają sól i woda, jak na przykład w poniższej reakcji:

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

Zachodzi ona w roztworze wodnym, więc można ją także przedstawić za pomocą równania jonowego (zapisy – jonowy pełny i jonowy skrócony w tym przypadku są takie same):

$$CO_2 + Ca^{2+} + 2OH^- \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

W ten sam sposób reagują także inne wodorotlenki i tlenki niemetali.

DOŚWIADCZENIE 222.

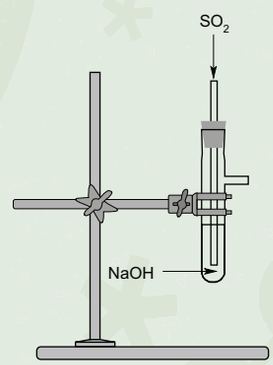
WYKONANIE

Doświadczenie niebezpieczne. Zachowaj ostrożność. Pracując z NaOH, stosuj okulary ochronne oraz rękawice.

Do zamontowanej w statywie probówki z tubusem bocznym nalej 3 cm^3 stężonego roztworu wodorotlenku sodu. Zamknij ją korkiem z rurką, a koniec rurki zanurz w roztworze wodorotlenku sodu. Drugim końcem rurki niewielkim strumieniem gazowym wprowadzaj do probówki SO_2. Przy bocznym wlocie probówki umieść zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.



Gaz jest pochłaniany w roztworze NaOH.

Tlenek siarki(IV) reaguje z wodorotlenkiem sodu, tworząc sól.

Powyższe doświadczenie jest jednym z etapów stosowanej w przemyśle metody odsiarczania spalin. Reakcję zachodzącą w doświadczeniu można przedstawić za pomocą równania:

$$2NaOH + SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O.$$

Wodorotlenek sodu ma postać roztworu, czyli jest zdysocjowany na jony, a powstająca sól jest rozpuszczalna w wodzie. Zapis jonowy powyższego procesu będzie wyglądał następująco:

Zapis jonowy: $2Na^+ + 2OH^- + SO_2 \rightarrow 2Na^+ + SO_3^{2-} + H_2O.$

Zapis jonowy skrócony: $2OH^- + SO_2 \rightarrow SO_3^{2-} + H_2O.$

ĆWICZENIE 402.

Przepisz poniższe równania do zeszytu, uzupełnij je i uzgodnij. Zapisz je również w formie jonowej.

- $Ba(OH)_2 + SO_3 \rightarrow$?
- $KOH + N_2O_3 \rightarrow$?
- $NaOH + P_4O_{10} \rightarrow$?

$Ba(OH)_2 + SO_3 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O$
$Ba^{2+} + 2OH^- + SO_3 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O$

$2KOH + N_2O_3 \rightarrow 2KNO_2 + H_2O$
$2K^+ + 2OH^- + N_2O_3 \rightarrow 2KNO_2 + H_2O$

$12NaOH + P_4O_{10} \rightarrow 4Na_3PO_4 + 6H_2O$
$12Na^+ + 12OH^- + P_4O_{10} \rightarrow 4Na_3PO_4 + 6H_2O$

ZAPAMIĘTAJ

W reakcji **WODOROTLENEK** + **TLENEK NIEMETALU** powstają **SÓL** i **WODA**.
Metodą tą nie można otrzymać soli kwasów organicznych i soli kwasów beztlenowych.

TLENEK NIEMETALU + TLENEK METALU

W reakcji tlenku niemetalu i tlenku metalu powstaje sól (jest to reakcja syntezy), np.:

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3.$$

Powyższa reakcja odpowiada za proces „starzenia się" tlenku wapnia. Tlenek wapnia, który pozostaje na powietrzu, reaguje z zawartym w nim tlenkiem węgla(IV), przemieniając się w węglan wapnia.

Tlenek wapnia jest wykorzystywany między innymi do odsiarczania spalin metodą suchą:

$$CaO + SO_2 \rightarrow CaSO_3,$$

$$CaO + SO_3 \rightarrow CaSO_4.$$

Uczniowie nie spotkali się dotychczas z tą metodą otrzymywania soli.

ZAPAMIĘTAJ

W reakcji **TLENEK NIEMETALU** + **TLENEK METALU** powstaje **SÓL**.
Metodą tą nie można otrzymać soli kwasów organicznych i soli kwasów beztlenowych.

Kolejne trzy metody otrzymywania soli, mimo że często są stosowane w praktyce, wymagają sprawnego posługiwania się tablicą rozpuszczalności.

KWAS + SÓL

W wyniku tej reakcji powstają inny kwas i inna sól. Reakcja ta zachodzi, gdy:

- powstająca sól jest trudno rozpuszczalna w wodzie:

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3.$$

Zapis jonowy: $Ag^+ + NO_3^- + H_3O^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow + H_3O^+ + NO_3^-.$

Zapis jonowy uproszczony: $Ag^+ + NO_3^- + H^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow + H^+ + NO_3^-.$

Zapis jonowy skrócony: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow.$

- powstający kwas jest nietrwały:

$$CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2\uparrow.$$

- dodajemy mocniejszy kwas, który wypiera z soli słabszy i lotny kwas. Metoda ta ma zastosowanie także przy otrzymywaniu gazowych połączeń pierwiastków z wodorem z soli kwasów beztlenowych.

Przykładowo reakcja stężonego kwasu siarkowego(VI) ze stałym chlorkiem sodu może posłużyć do otrzymywania gazowego chlorowodoru:

$$H_2SO_{4(stężony)} + NaCl_{(s)} \rightarrow Na_2SO_4 + HCl_{(g)}\uparrow.$$

Działając z kolei kwasem solnym na siarczki, możemy otrzymać gazowy siarkowodór:

$$2HCl_{(stężony)} + FeS_{(s)} \rightarrow FeCl_2 + H_2S_{(g)}\uparrow.$$

SÓL + SÓL

W wyniku tej reakcji powstają dwie inne sole. Warunkiem jej zajścia jest dobra rozpuszczalność substratów w wodzie i słaba rozpuszczalność jednej z powstających soli. Prześledźmy tę metodę na konkretnym przykładzie.

Wytrąca się intensywnie żółty osad.

Po zmieszaniu roztworów następuje wytrącenie się osadu trudnorozpuszczalnej w wodzie soli.

DOŚWIADCZENIE 223.

WYKONANIE

Przygotuj w osobnych probówkach po 2 cm^3 wodnych roztworów soli – azotanu(V) ołowiu(II) oraz jodku potasu. Zmieszaj oba roztwory, przelewając zawartość jednej probówki do drugiej.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

W probówce z roztworem azotanu(V) ołowiu(II) znajdowały się jony Pb^{2+} oraz NO_3^-, natomiast w drugiej – z roztworem jodku potasu – znajdowały się jony K^+ oraz I^-. Mieszając ze sobą roztwory, powodujemy, że wszystkie jony znajdują się w jednym naczyniu. Na podstawie danych z tablicy rozpuszczalności można zauważyć, że jodek ołowiu(II) jest solą trudno rozpuszczalną w wodzie, natomiast azotan(V) potasu dobrze rozpuszcza się w wodzie. Zmieszanie ze sobą roztworów jodku potasu i azotanu(V) ołowiu(II) spowodowało, że w jednym naczyniu znalazło się obok siebie za dużo jonów Pb^{2+} oraz jonów I^-. Nie mogą one występować w roztworze w takiej ilości, dlatego dochodzi do ich natychmiastowego połączenia i wytrącenia w postaci osadu. W roztworze natomiast pozostają jony K^+ oraz NO_3^- (które mogą występować obok siebie w dużej ilości). Proces ten można zapisać za pomocą równania reakcji:

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2\downarrow + 2KNO_3.$$

Reakcja zachodzi pomiędzy jonami:

Zapis jonowy pełny: $Pb^{2+} + 2NO_3^- + 2K^+ + 2I^- \rightarrow PbI_2\downarrow + 2K^+ + 2NO_3^-$.

Zapis jonowy skrócony: $Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2\downarrow$.

DOŚWIADCZENIE 224.

WYKONANIE

Przygotuj w osobnych probówkach po 2 cm^3 wodnych roztworów soli: azotanu(V) srebra(I) oraz chlorku sodu. Zmieszaj oba roztwory, przelewając zawartość jednej probówki do drugiej.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Wytrąca się biały, serowaty osad.

Aby otrzymać konkretną sól za pomocą opisanej metody, odszukujemy tę sól w tabeli rozpuszczalności i sprawdzamy, czy jest dobrze czy słabo rozpuszczalna w wodzie.

Przykładowo: chcemy otrzymać węglan wapnia. Jest to sól zbudowana z jonów Ca^{2+} i jonów CO_3^{2-}. Sprawdzamy w tabeli rozpuszczalności i utwierdzamy się w przekonaniu, że jest to sól trudno rozpuszczalna w wodzie. Następnie odszukujemy inną sól, zawierającą jony Ca^{2+}, która jest dobrze rozpuszczalna w wodzie (z innym anionem). Taką solą może być np. azotan(V) wapnia. Następnie odszukujemy łatwo rozpuszczalną w wodzie sól, w której występują jony węglanowe. Może nią być np. węglan sodu. Sprawdzamy, czy w wyniku połączenia jonów sodu z jonami węglanowymi otrzymamy sól łatwo rozpuszczalną w wodzie. Jeżeli tak, to możemy sporządzić roztwory azotanu(V) wapnia oraz węglanu sodu i zmieszać je ze sobą. W wyniku zmieszania otrzymamy trudno rozpuszczalny węglan wapnia, który wytrąci się w postaci osadu i dobrze rozpuszczalny w wodzie azotan(V) sodu, który pozostanie w roztworze:

Po zmieszaniu roztworów następuje wytrącenie się osadu trudnorozpuszczalnej w wodzie soli.

$$Ca(NO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaNO_3.$$

Zapis jonowy pełny: $Ca^{2+} + 2NO_3^- + 2Na^+ + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2Na^+ + 2NO_3^-$.

Zapis jonowy skrócony: $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$.

Posługiwanie się tabelą rozpuszczalności należy przećwiczyć jeszcze kilkakrotnie, jeżeli chcemy, by uczniowie potrafili korzystać z tej metody uzyskiwania soli.

Powstałą mieszaninę można rozdzielić przez sączenie. Na sączku pozostanie osad węglanu wapnia, a w przesączu (w roztworze, który pozostał po sączeniu) pozostanie azotan(V) sodu. Odparowując wodę z tego roztworu, można otrzymać także tę sól w postaci kryształów.

Przeprowadzenie tego doświadczenia jest typowym zastosowaniem techniki mikroskali. Doświadczenie jest ponadto bezpieczne i wbrew pozorom bardzo szybkie do wykonania. Uczniowie mogą przeprowadzić je samodzielnie.

DOŚWIADCZENIE 225.

WYKONANIE

Przygotuj w zlewkach o pojemności 25 cm^3 po kilka cm^3 roztworów soli zestawionych w poniższej tabeli. W każdym roztworze umieść zakraplacz. Poniższą tabelę przerysuj na białą kartkę A4 i włóż w przezroczystą foliową koszulkę. Umieść ją na ławce lub stole. Do każdej kratki w danym wierszu, za pomocą wkraplacza, nanieś na folię po kropli soli z pierwszej kolumny. Następnie na naniesione wcześniej krople w kolejnych kolumnach nałóż za pomocą wkraplacza po jednej kropli soli z pierwszego wiersza.

	$AgNO_3$	$CuCl_2$	$CoSO_4$	$MnSO_4$	Na_2S	K_3PO_4	Na_2CO_3	KI
$AgNO_3$	x	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
$CuCl_2$		x	–	–	↓	↓	↓	↓
$CoSO_4$			x	–	↓	↓	↓	–
$MnSO_4$				x	↓	↓	↓	–
Na_2S					x	–	–	–
K_3PO_4						x	–	–
Na_2CO_3							x	–
KI								x

Jeżeli masz możliwość, po skończonym doświadczeniu wykonaj fotografię folii, wydrukuj ją i wklej do zeszytu. Folię wyczyść ręcznikiem papierowym.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Sole mogą reagować z innymi solami.

ĆWICZENIE 403.

Zapisz w zeszycie równania wszystkich reakcji z poprzedniego doświadczenia, w których nastąpiło wytrącenie osadu. Każde z równań zapisz w formie cząsteczkowej, jonowej oraz jonowej skróconej.

Przykładowe równanie:

$2AgNO_3 + CuCl_2 \rightarrow 2AgCl\downarrow + Cu(NO_3)_2$

$2Ag^+ + 2NO_3^- + Cu^{2+} + 2Cl^- \rightarrow 2AgCl\downarrow + Cu^{2+} + 2NO_3^-$

$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$

Ta metoda otrzymywania soli została wprowadzona przy okazji omawiania wodorotlenków.

WODOROTLENEK + SÓL

W wyniku tej reakcji powstają dwie inne sole. Warunkiem jej zajścia jest dobra rozpuszczalność soli (substratów). Jedna z powstających soli powinna też być trudno rozpuszczalna w wodzie. Prześledźmy tę metodę otrzymywania soli na konkretnym przykładzie.

DOŚWIADCZENIE 226.

WYKONANIE

Przygotuj zestaw probówek zawierających po około 2 cm^3 roztworów soli zestawionych w poniższej tabeli (każdy roztwór soli w innej probówce). Do każdego z roztworów soli dodaj 2 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu.

	$FeSO_4$	$FeCl_3$	$CoSO_4$	$MnSO_4$	$NiCl_2$	$ZnSO_4$	KI	$CuCl_2$
NaOH	?	?	?	?	?	?	?	?

Przeprowadź obserwacje i zapisz je w zeszycie w formie tabeli.
Zaznacz, gdzie wytrąca się osad, oraz podaj jego barwę.
Sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

	NaOH
$FeSO_4$	↓ zielony osad
$FeCl_3$	↓ brunatny osad
$CoSO_4$	↓ różowy lub niebieski osad
$MnSO_4$	↓ cielisty osad
$NiCl_2$	↓ zielony osad
$ZnSO_4$	↓ biały osad
KI	–
$CuCl_2$	↓ niebieski osad

W wyniku reakcji soli z wodorotlenkiem powstaje inny wodorotlenek i inna sól. Aby reakcja mogła zajść, substraty powinny być rozpuszczalne w wodzie, natomiast jeden z produktów (sól lub wodorotlenek) powinien być trudno rozpuszczalny w wodzie. Reakcja opiera się na takiej samej zasadzie wymiany i łączenia jonów jak omówiona powyżej metoda: „sól + sól". Przykładowo, gdy do roztworu siarczanu(VI) magnezu dodamy roztwór wodorotlenku sodu, nastąpi wytrącenie białego osadu, pochodzącego od wodorotlenku magnezu:

$$2NaOH + MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Zapis jonowy pełny: $2Na^+ + 2OH^- + Mg^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + SO_4^{2-}$.

Zapis jonowy skrócony: $Mg^{2+} + 2OH^- \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow$.

W roztworze pozostały jony Na^+ i SO_4^{2-}, które po odsączeniu wytrąconego osadu i odparowaniu rozpuszczalnika pozwolą na uzyskanie siarczanu(VI) sodu w postaci kryształów. W drugim przykładzie posłużmy się wodą wapienną, czyli nasyconym roztworem wodorotlenku wapnia w wodzie. Do roztworu wody wapiennej dodajmy węglan sodu. W wyniku reakcji strąca się biały osad pochodzący od węglanu wapnia:

$$Ca(OH)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaOH + CaCO_3\downarrow.$$

Zapis jonowy pełny: $Ca^{2+} + 2OH^- + 2Na^+ + CO_3^{2-} \rightarrow 2Na^+ + 2OH^- + CaCO_3\downarrow$.

Zapis jonowy skrócony: $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$.

Powstała sól jest trudno rozpuszczalna, a jony sodu i jony wodorotlenkowe pozostały w roztworze.

Sole reagują z wodorotlenkiem sodu. W wyniku reakcji powstają zwykle trudnorozpuszczalne osady.

Przykładowe równanie:
$FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

$Fe^{2+} + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + SO_4^{2-}$

$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow$

Wiórki przyjęły miedzianą barwę. Roztwór zmienił barwę na zieloną.

Żelazo, jako bardziej aktywne, wyparło z roztworu miedź.

ĆWICZENIE 404.

Zapisz w zeszycie równania wszystkich reakcji z poprzedniego doświadczenia, w których nastąpiło wytrącenie osadu. Każde z równań zapisz w formie cząsteczkowej, jonowej oraz jonowej skróconej.

SÓL + BARDZIEJ AKTYWNY METAL

Ostatnią opisaną przez nas metodą będzie reakcja metali z solami innych metali. Jeżeli do wodnego roztworu soli zawierającego kationy jakiegoś metalu włożymy metal bardziej aktywny od tego, którego jony znajdują się w roztworze, nastąpi jego roztwarzanie, a w jego miejsce wydzielanie z roztworu metalu mniej aktywnego.

DOŚWIADCZENIE 227.

WYKONANIE

Przygotuj dużą probówkę z korkiem. Napełnij ją oczyszczonymi i odtłuszczonymi żelaznymi wiórami, a następnie nalej do ¾ pojemności rozcieńczony roztwór siarczanu(VI) miedzi(II). Zatkaj probówkę korkiem i wstrząsaj przez kilka minut.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Powyższe doświadczenie opisuje równanie reakcji:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu.$$

Zapis jonowy: $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu.$

Każdy bardziej aktywny metal wypiera z roztworu soli ten mniej aktywny (patrz szereg aktywności metali). Reguła ta nie dotyczy litowców i berylowców (z wyjątkiem berylu i magnezu), gdyż te wrzucone do wodnego roztworu będą reagowały z wodą. Ponadto reakcji nie będzie ulegał glin w roztworach soli zawierających jony żelaza, cynku, ołowiu i miedzi, gdyż będzie ulegał pasywacji, pokrywając się warstwą tlenku glinu.

Pytanie będące tematem podrozdziału wbrew pozorom sprawia uczniom trudności. Często twierdzą oni bowiem, że mydło jest tłuszczem lub estrem.
Pomyłka wynika stąd, że tradycyjnie sole kwasów organicznych omawia się właśnie w sąsiedztwie estrów i tłuszczy.

OH^-

Na^+

H_3O^+

zobojętniania

DZIŚ OD RANA PLUSK W ŁAZIENCE.
TO MALUCHY MYJĄ RĘCE.
NAJPIERW W WODZIE OPŁUKUJĄ,
POTEM MYDŁEM NASMARUJĄ.
ZNOWU WODA – ISTNY CUD.

IWONA SALACH, „CZYSTE RĘCE"

14.3. CZY MYDŁO TO SÓL?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas organiczny, kwas tłuszczowy, sól, wodorotlenek;**
- **na czym polega reakcja zobojętniania.**

ĆWICZENIE 405.

Przeczytaj głośno fragment i uzupełnij (ustnie) brakujące słowa.

W wodnym roztworze wodorotlenku znajdują się jony – kationy ..... i aniony ..... Ze względu na obecność jonów ..... w tym roztworze fenoloftaleina zabarwia się na kolor .....

W czasie dodawania kwasu do roztworu wodorotlenku zmniejsza się ilość anionów ..... gdyż reagują one z kationami ..... dostarczanymi wraz z roztworem kwasu. Zachodzi reakcja, którą możemy zapisać za pomocą równania:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$ – jest to reakcja .....

Dowodem na taki przebieg reakcji, czyli na zmniejszanie się ilości jonów wodorotlenkowych, jest ..... się roztworu fenoloftaleiny.

Podobnie jak niższe (o krótkich łańcuchach węglowych) kwasy karboksylowe reagują też kwasy o dłuższych łańcuchach węglowych, czyli heksadekanowy (palmitynowy), oktadekanowy (stearynowy) i *Z*-oktadek-9-enowy (oleinowy)*.

*Symbole Z i E dotyczą izomerii geometrycznej (inaczej izomerii trans-cis, izomerii E-Z). Symbole te pochodzą z języka niemieckiego i oznaczają: E - „naprzeciw" (niem. *entgegen* [entgeigen]), czyli po przeciwnych stronach wiązań wielokrotnych i Z - „razem" *(niem. zusammen* [cuzamen]).

OH^-

malinowy

OH^-

odbarwianie

Po pewnym czasie w probówkach powstała piana.

Nastąpiła reakcja kwasu z wodorotlenkiem. Powstała sól.

Zarówno mydło, jak i otrzymana sól zachowują się w wodzie tak samo, tworząc pianę.

Otrzymana w poprzednim doświadczeniu sól jest mydłem.

Piktogram wodorotlenku sodu.

DOŚWIADCZENIE 228.

WYKONANIE

Pracując z wodorotlenkiem sodu, zachowaj ostrożność.

Do probówki nalej 3 cm^3 kwasu oleinowego lub nasyp niewielką ilość kwasu stearynowego lub palmitynowego, a następnie dodaj dwie pastylki stałego NaOH. Dodaj około 3 cm^3 wody destylowanej. Probówkę zatkaj korkiem i wstrząsaj przez kilka minut.

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

DOŚWIADCZENIE 229.

WYKONANIE

Porównaj, jak zachowuje się w wodzie otrzymana substancja z zachowaniem w wodzie mydła.

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

W reakcji kwasów palmitynowego, stearynowego czy oleinowego z wodorotlenkami powstają odpowiednie sole (palmityniany, stearyniany, oleiniany). Ich zwyczajowa nazwa to mydła.
Równania reakcji otrzymywania mydeł sodowych zapisuje się następująco:

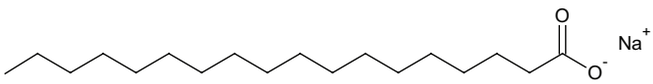
$$C_{15}H_{31}COOH + NaOH \rightarrow C_{15}H_{31}COONa + H_2O,$$

$$C_{17}H_{35}COOH + NaOH \rightarrow C_{17}H_{35}COONa + H_2O,$$

$$C_{17}H_{33}COOH + NaOH \rightarrow C_{17}H_{33}COONa + H_2O.$$

Sole sodowe kwasów heksadekanowego i oktadekanowego (palmitynowego i stearynowego) są głównymi składnikami tzw. twardych mydeł, zwyczajowo używanych do mycia. Są one dobrze rozpuszczalne w wodzie. Sole potasowe tych kwasów są składnikami mydeł mazistych, które również są rozpuszczalne w wodzie.

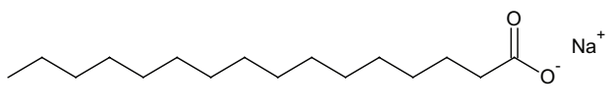
Wzór szkieletowy stearynianu sodu (oktadekanianu sodu):



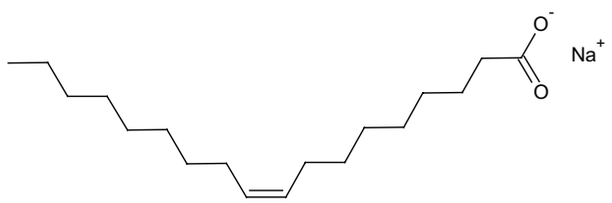
$C_{17}H_{35}COOH + LiOH \rightarrow C_{17}H_{35}COOLi + H_2O$. Jest to oktadekanian litu.

$C_{17}H_{33}COOK \xrightarrow{woda} C_{17}H_{33}COO^- + K^+$
$C_{17}H_{35}COONa \xrightarrow{woda} C_{17}H_{35}COO^- + Na^+$
$C_{15}H_{31}COONa \xrightarrow{woda} C_{15}H_{31}COO^- + Na^+$
$C_{15}H_{31}COOK \xrightarrow{woda} C_{15}H_{31}COO^- + K^+$
$C_{17}H_{35}COOK \xrightarrow{woda} C_{17}H_{35}COO^- + K^+$

Wzór szkieletowy palmitynianu sodu (heksadekanianu sodu):

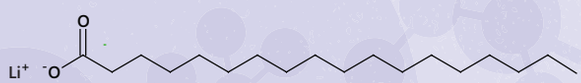


Wzór szkieletowy oleinianu sodu (Z-oktadek-9-enianu sodu):



ĆWICZENIE 406.

Napisz w zeszycie równanie reakcji otrzymywania poniższej soli. Podaj jej wzór sumaryczny i nazwę.



Mydła, zarówno w przemyśle, jak i w warunkach domowych, nie otrzymuje się zwykle z kwasów karboksylowych, lecz z tłuszczów, przeprowadzając reakcję tłuszczu z wodorotlenkiem sodu.

Rozpuszczalne w wodzie mydła, podobnie jak inne sole, dysocjują na kation metalu i anion reszty kwasowej. Oleinian sodu dysocjuje zgodnie z równaniem:

$$C_{17}H_{33}COONa \xrightarrow{woda} C_{17}H_{33}COO^- + Na^+.$$

ĆWICZENIE 407.

Napisz w zeszycie równania przedstawiające proces dysocjacji jonowej następujących soli:

$C_{17}H_{33}COOK$, $C_{17}H_{35}COONa$, $C_{15}H_{31}COONa$, $C_{15}H_{31}COOK$, $C_{17}H_{35}COOK$.

Omawiając z uczniami budowę poszczególnych mydeł, należy zwrócić uwagę na ich podobieństwa i różnice.

Mydło lepiej rozpuszcza się w wodzie destylowanej. W twardej wodzie powstaje osad.

Twarda woda powoduje wytrącanie się osadów trudnorozpuszczalnych soli wapnia i magnezu.

Woda w kranie to mieszanina różnych substancji. Między innymi są w niej jony Mg^{2+} i Ca^{2+}. Woda, która zawiera dużo tych jonów, to tzw. twarda woda.

DOŚWIADCZENIE 230.

WYKONANIE

Sprawdź rozpuszczalność mydła w twardej wodzie (zawierającej jony Ca^{2+} i Mg^{2+}) i wodzie destylowanej.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Zaproponuj doświadczenie, w którym zademonstrujesz, jak otrzymać sól kwasu organicznego.

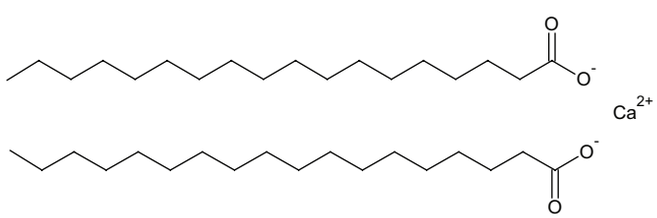
Projekt doświadczenia, obserwacje i wnioski zapisz w zeszycie.

Powstające w twardej wodzie nierozpuszczalne „kłaczki", które osadzają się np. na brzegu umywalki, nie są jedynie brudem. W skład tego osadu wchodzą też mydła nierozpuszczalne. Powstają one w reakcji mydła sodowego z jonami zawartymi w twardej wodzie, czyli z jonami magnezu i wapnia. Przebieg tych reakcji można zapisać następująco:

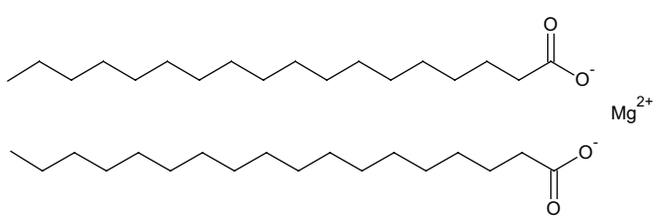
$$2C_{17}H_{35}COONa + Ca^{2+} \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca\downarrow + 2Na^+,$$

$$2C_{17}H_{35}COONa + Mg^{2+} \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Mg\downarrow + 2Na^+.$$

Stearynian wapnia – wzór szkieletowy:



Stearynian magnezu – wzór szkieletowy:

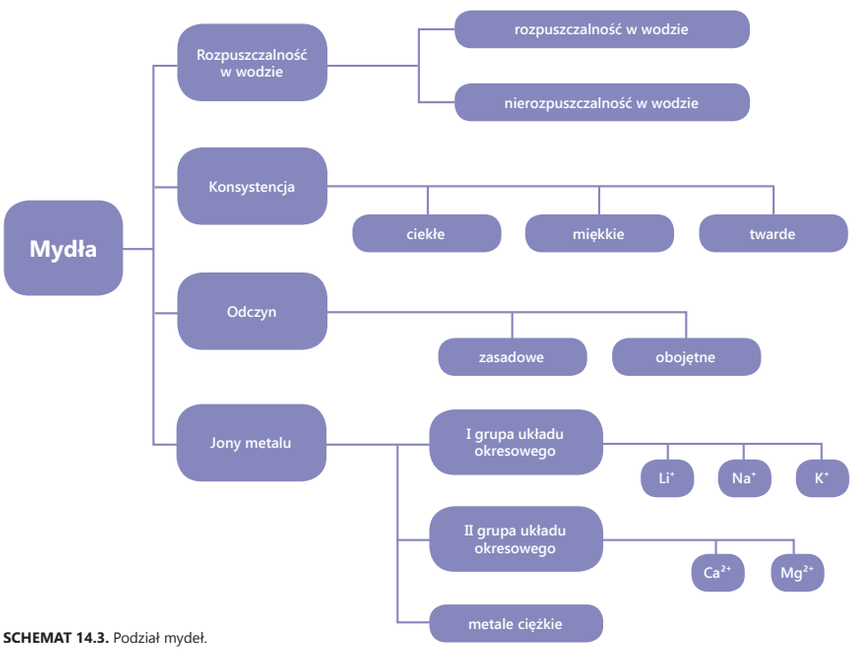


ĆWICZENIE 408.

Twarda woda to woda zawierająca jony magnezu i wapnia. Czy umiesz wyjaśnić, dlaczego w takiej wodzie trudno się pierze? Zapisz wyjaśnienie w zeszycie.

Twarda woda powoduje wytrącanie się osadów trudnorozpuszczalnych soli wapnia i magnezu, co prowadzi do większego zużycia środka piorącego.

Mydła można podzielić, uwzględniając różne kategorie:



SCHEMAT 14.3. Podział mydeł.

Pozostaje zastanowić się nad odpowiedzią na pytanie, dlaczego mydło ułatwia proces mycia.

DOŚWIADCZENIE 231.

WYKONANIE

Do probówki dodaj 1 cm^3 oleju, a następnie dodaj podobną ilość wody.
Wstrząsaj probówką przez chwilę, a następnie odstaw do statywu.

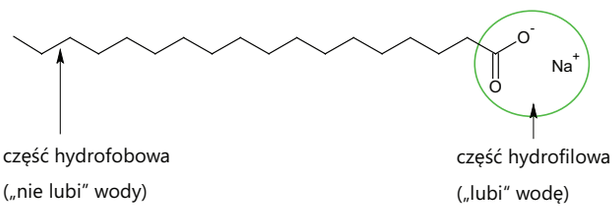
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

W miarę wstrząsania, zawartość probówki stawała się jednorodna. Po odstawieniu probówki nastąpił rozdział składników.

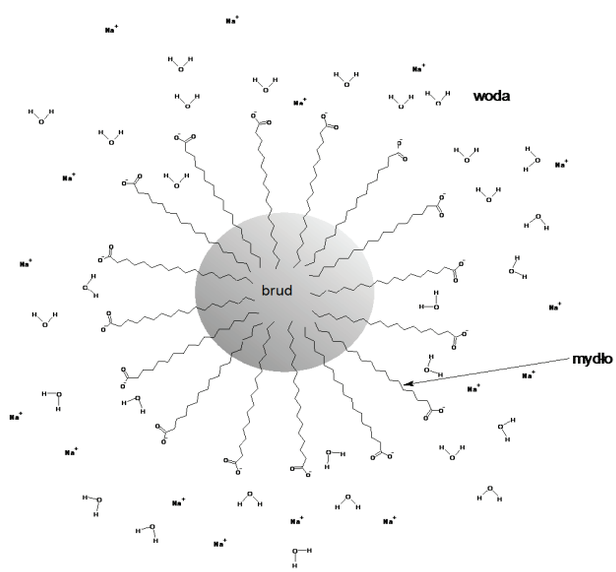
Podczas wstrząsania powstawała emulsja. Po zaprzestaniu wstrząsania nastąpił rozdział składników, gdyż woda nie miesza się z olejem.

Co jeszcze warto wiedzieć o solach?

Jak pokazuje doświadczenie, woda i olej nie mieszają się ze sobą. Nawet gdy wstrząśniemy zawartością probówki i potem probówkę odstawimy, znów uzyskamy dwie warstwy. Podobnie w obecności wody zachowują się inne tłuszcze. Brud, większość potraw, a także naskórek czy włosy zawierają pewne ilości tłuszczu, tak więc zmycie go samą wodą jest znacznie utrudnione. Mydło, dzięki swojej specyficznej budowie i związanym z tą budową właściwościom, ułatwia ten proces. Woda jest substancją polarną, natomiast cząsteczki tłuszczu – nie. W strukturze mydła możemy z kolei wyróżnić dwa fragmenty: część hydrofilową (czyli taką, która „lubi wodę") oraz część hybrofobową (która nie łączy się z wodą).



Część hydrofilowa mydła łączy się z cząsteczkami wody, a część hydrofobowa z warstwą tłuszczu i brudu. Podczas mycia woda z mydłem zabiera więc tłuste zabrudzenia ze zmywanej powierzchni. Aniony reszty kwasowej tworzą w warstwie wodnej większe skupiska. Otaczają zabrudzenie, ustawiając się częścią hydrofobową do jego wnętrza, a częścią hydrofilową do warstwy wodnej. Powstają tak zwane micele, w których „uwięzione" jest zabrudzenie.



RYSUNEK 14.2. Zasada działania mydła.

DOBRA JEST SÓL; LECZ JEŚLI SÓL SMAK UTRACI, CZYMŻE JĄ PRZYPRAWICIE? MIEJCIE SÓL W SOBIE I ZACHOWUJCIE POKÓJ MIĘDZY SOBĄ.

BIBLIA, EWANGELIA WEDŁUG ŚW. MARKA, 9,50

14.4. GDZIE STOSUJEMY SÓL?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: sól, wodorosól, hydroksysól, sól uwodniona;**
- **w jaki sposób rysuje się wzory strukturalne soli i tworzy wzory sumaryczne soli.**

Sole są bardzo dużą rodziną związków, dlatego też ich zastosowanie jest wszechstronne. Najczęściej, gdy mówimy o jej wykorzystaniu, myślimy o kuchennym zastosowaniu soli spożywczej (czyli NaCl) albo o posypywaniu nią dróg w zimie. Jednak jest to tylko niewielka część z licznych jej zastosowań.

Jednym z ważniejszych odbiorców soli jest rolnictwo: stosuje się ją jako nawozy, środki ochrony roślin. Przykładowo siarczan(VI) miedzi(II) jest wykorzystywany jako fungicyd (środek grzybobójczy).

ĆWICZENIE 409.

Wyszukaj w dostępnych źródłach informacji, które sole stosuje się jako nawozy. Sporządź notatkę w zeszycie.

Podrozdział wskazuje różne sposoby wykorzystania soli, zwłaszcza jako dodatków E. Żywność zawsze była konserwowana, jednak dopiero od niedawna sprawdza się wpływ takich dodatków na nasze zdrowie.
Nieprawdą jest, że dawniej nie dodawano do żywności substancji chemicznych. Przykładem takiego procesu jest peklowanie. Wykorzystywane w tym procesie azotany(II) są bardzo szkodliwe dla zdrowia.

Jako nawozy stosuje się: azotany(V) wapnia, sodu, potasu oraz amonu; siarczan(VI) amonu; chlorek amonu; węglan amonu; fosforany wapnia.

Inne zastosowania soli:

- produkcja materiałów budowlanych: ceramika budowlana, cement, gips, kreda itp. (np. krzemiany i glinokrzemiany, siarczan(VI) wapnia, węglan wapnia),
- kamienie dekoracyjne – marmur, granity,
- produkcja kosmetyków: mydła, sole peelingowe, sole do kąpieli, pudry, wypełniacze (np. sole sodowe i potasowe kwasów tłuszczowych, chlorek sodu, węglany: wapnia, magnezu, potasu, sodu, siarczan(VI) wapnia),
- pokrywanie przedmiotów warstwą metali, np. chromowanie, niklowanie, miedziowanie (siarczany(VI): chromu(III), niklu(II), miedzi(II)),
- zabezpieczenie antykorozyjne drewna i jego impregnacja przeciwogniowa (np. sole boru),
- produkcja materiałów wybuchowych (azydek srebra, azydek ołowiu, piorunian rtęci, azotany(V): amonu, potasu, sodu, baru, strontu, chlorany(V)),
- produkcja emulsji światłoczułych (sole srebra),
- produkcja ogrzewaczy kieszonkowych (octan sodu, tiosiarczan sodu).

Sole znajdują również ogromne zastosowanie w przemyśle farmaceutycznym. Są składnikami wielu leków i suplementów diety zarówno jako substancje czynne, jak i pomocnicze.

ĆWICZENIE 410.

Wyszukaj w dostępnych źródłach informację, które sole stosuje się jako składniki leków. Sporządź notatkę w zeszycie.

Wykorzystanie soli w przemyśle spożywczym nie ogranicza się do zastosowań chlorku sodu. Wiele produktów spożywczych zawiera dodatki różnych soli. Cele używania tych dodatków są różne, a stosowne dyrektywy Parlamentu Europejskiego oraz wdrażające ich postanowienia rozporządzenia ministra zdrowia określają, które substancje i w jakiej ilości można stosować w produktach spożywczych. Oznacza się je literą E wraz z numerem, który jest charakterystyczny dla konkretnej substancji.

E – **Dodatki do żywności**

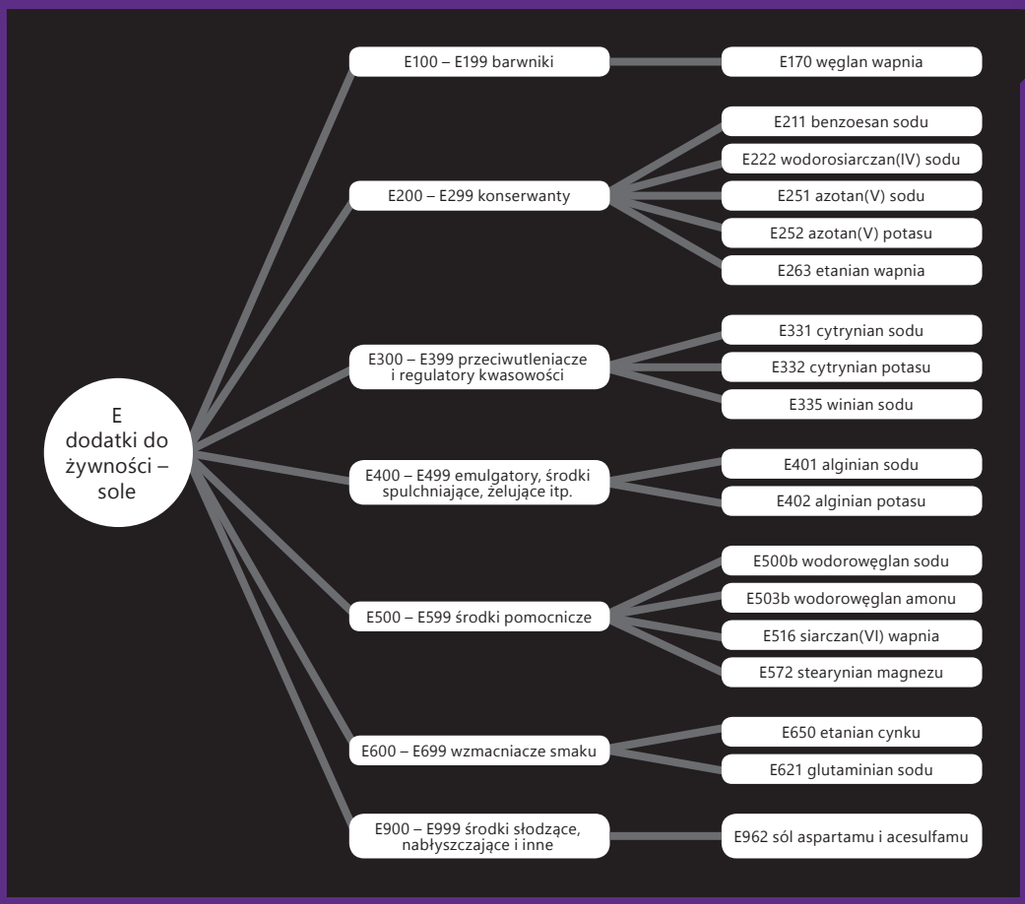
E 100 – E 199	Barwniki
E 200 – E 299	Konserwanty
E 300 – E 399	Przeciwutleniacze i regulatory kwasowości
E 400 – E 499	Emulgatory, środki spulchniające, żelujące itp.
E 500 – E 599	Środki pomocnicze
E 600 – E 699	Wzmacniacze smaku
E 900 – E 999	Środki słodzące, nabłyszczające i inne

SCHEMAT 14.4. Podział dodatków do żywności.

W produkcji leków wykorzystuje się bardzo wiele soli. Są to np.:

- węglan litu – leki antydepresyjne;
- węglan wapnia, cytrynian wapnia, mleczan wapnia – uzupełnianie niedoborów jonów wapnia w organizmie;
- chlorek sodu – sól fizjologiczna;
- manganian(VII) potasu, siarczan(VI) magnezu, węglan dihydroksyglinowo-sodowy – zwalczanie nadkwasoty.

Zadanie można rozdzielić pomiędzy uczniów, zawężając poszukiwania do określonych grup leków oraz zlecając przygotowanie ćwiczenia w postaci prezentacji, map myśli lub plakatów.


E dodatki do żywności – sole
E100 – E199 barwniki
E170 węglan wapnia
E200 – E299 konserwanty
E211 benzoesan sodu
E222 wodorosiarczan(IV) sodu
E251 azotan(V) sodu
E252 azotan(V) potasu
E263 etanian wapnia
E300 – E399 przeciwutleniacze i regulatory kwasowości
E331 cytrynian sodu
E332 cytrynian potasu
E335 winian sodu
E400 – E499 emulgatory, środki spulchniające, żelujące itp.
E401 alginian sodu
E402 alginian potasu
E500 – E599 środki pomocnicze
E500b wodorowęglan sodu
E503b wodorowęglan amonu
E516 siarczan(VI) wapnia
E572 stearynian magnezu
E600 – E699 wzmacniacze smaku
E650 etanian cynku
E621 glutaminian sodu
E900 – E999 środki słodzące, nabłyszczające i inne
E962 sól aspartamu i acesulfamu

ĆWICZENIE 411.

Dodatki do żywności dzieli się na kilka grup. Na podstawie schematu 14.4. oraz tabeli 14.3. sporządź w zeszycie mapę, w której do powyższych grup dodatków dołączysz kilka przykładów nazw soli.

Poniższa tabela przedstawia różne zastosowania soli i ich oznaczenia w produktach spożywczych zgodnie z dyrektywami Unii Europejskiej. Są to bezpieczne dodatki do żywności.

Symbol E	Nazwa systematyczna	Zastosowanie
E 170	Węglan wapnia	Biały pigment. Dodaje się do calcipiryny, aby osłonić śluzówkę żołądka przed kwasem acetylosalicylowym. Znajduje się też w pastach do zębów, w których pełni rolę szorującą.
E 211	Benzoesan sodu	Powstrzymują rozwój mikroorganizmów. Konserwanty te stosuje się w napojach gazowanych, majonezach, marynatach, konserwach warzywnych i owocowych oraz w sałatkach. Nie należy spożywać zbyt wielu produktów zawierających benzoesan, gdyż może to prowadzić do wystąpienia alergii. Kwas benzoesowy i jego sole występują też w stanie naturalnym w goździkach, jagodach. Dzienne spożycie kwasu benzoesowego i jego soli powinno się ograniczać do 5 mg na kilogram wagi ciała.
E 212	Benzoesan potasu	
E 213	Benzoesan wapnia	
E 221	Siarczan(IV) sodu	Ten luksusowy konserwant otrzymano po raz pierwszy z jagód *Sorbus aucuparia L.* Jest on mało toksyczny. Już w niewielkich stężeniach jest grzybo-, pleśnio- i drożdżobójczy. Stosuje się go na przykład w serze. Wykazuje słabe działanie alergenne. Nie likwiduje pleśni już rozwijających się na produkcie spożywczym.
E 222	Wodorosiarczan(IV) sodu	Działanie podobne jak E 220 – tlenku siarki(IV). Wszystkie siarczany(IV) są wygodniejsze w stosowaniu niż gazowy tlenek siarki(IV).
E 223	Disiarczan(IV) disodu (pirosiarczyn sodu) $Na_2S_2O_5$	
E 224	Disiarczan(IV) dipotasu (pirosiarczyn potasu) $K_2S_2O_5$	
E 226	Siarczan(IV) wapnia	
E 227	Wodorosiarczan(IV) wapnia	
E 228	Wodorosiarczan(IV) potasu	
E 249	Azotan(III) sodu	Sole te są stosowane do konserwowania szynki i innych wędlin podczas peklowania. Ich zastosowanie jest do dziś najlepszą metodą uniknięcia zatruć pokarmowych, spowodowanych groźną bakterią – *Clostridium botulinum*. Produkuje ona toksynę znaną jako jad kiełbasiany (w dawce wynoszącej jedną dziesięciomilionową grama może spowodować śmierć człowieka). Sole te spożywane w dużych ilościach utrudniają transport tlenu przez krew. Jest to szczególnie niebezpieczne w przypadku niemowląt. Podczas ogrzewania peklowanych przetworów – w temp. ponad 150°C – sole wchodzą w reakcje z białkiem. Powstają w ten sposób rakotwórcze nitrozoaminy.
E 250	Azotan(III) potasu	

TABELA 14.3. Oznaczenia soli i ich zastosowanie w produktach spożywczych.

Co jeszcze warto wiedzieć o solach?

E 251	Azotan(V) sodu	Azotany(V) były środkiem peklującym jeszcze w ubiegłym stuleciu. Stosuje się je w serach topionych i w surowych wędlinach typu salami. Występują w dużych ilościach w warzywach, szczególnie w sałacie, jednak jest to dodatek niezamierzony.
E 252	Azotan(V) potasu	
E 261	Etanian (octan) potasu	Stosowane do przetworów rybnych, do sosów sałatkowych typu dressing, majonezów, marynowanych warzyw, owoców i grzybów.
E 262	Etanian (octan) sodu	
E 263	Etanian (octan) wapnia	
E 281	Propionian sodu	Stosowany do wypieków chleba i wyrobów ciastkarskich.
E 282	Propionian wapnia	Używany do zwalczania pleśni i konserwowania.
E 283	Propionian potasu	
E 301	Sól sodowa kwasu L-askorbinowego	Stosowana jest z powodzeniem w wyrobach masarskich, w konserwach mięsnych, wędlinach, wyrobach garmażeryjnych zawierających mięso peklowane.
E 302	Sól wapniowa kwasu L-askorbinowego	Występuje w gotowych daniach przeznaczonych do podgrzewania w kuchenkach mikrofalowych.
E 325	2-hydroksypropanian (mleczan) sodu	Konserwant stosowany w serach, pieczywie, pasztetach. Nie ogranicza się jego spożycia. Jest też stosowany jako środek zapobiegający korozji, jako jeden ze składników płynów do chłodnic samochodowych. Używa się go również w farmacji i kosmetologii.
E 326	2-hydroksypropanian (mleczan) potasu	Stosowany w wypiekach, tortach i pasztetach, jako dodatek do białczanów.
E 327	2-hydroksypropanian (mleczan) wapnia	Stosowany w deserach błyskawicznych, a także w stomatologii.
E 331	Sole sodowe kwasu cytrynowego	Składnik serków topionych, lodów, serów żółtych, napojów gazowanych, słodyczy i win, mleka o przedłużonej trwałości i zagęszczonego, śmietanki sterylizowanej, mleka w proszku (też z dodatkami smakowymi) oraz śmietanki w proszku, koncentratów napojów w proszku, wyrobów cukierniczych trwałych z zawartością pektyny. Nie ogranicza się jego spożycia.
E 332	Sole potasowe kwasu cytrynowego	
E 333	Sole wapniowe kwasu cytrynowego	Stosowane jako dodatki do serów, napojów pieniących, wina, pomidorów konserwowych w puszkach.
E 335	Winiany sodu	Składniki napojów bezalkoholowych i galaretek.
E 336	Winiany potasu	Dodawane do tradycyjnych ciast niemieckich.
E 337	Winian sodowo-potasowy	Działa przeciwutleniająco. Dodawany jest do serów i przetworów mięsnych.
E 339i	Diwodoroortofosforan(V) sodu	Stosowany w przemyśle mięsnym i serowarskim oraz w proszkach do pieczenia.
E 339ii	Wodoroortofosforan(V) sodu	Podobne zastosowanie jak E 339a, ale pojawia się też w margarynach.
E 339iiii	Ortofosforan(V) sodu	Oprócz różnych zastosowań – między innymi do usuwania kamienia w kotłach, wyrobu papieru, zmiękczania wody, w przemyśle garbarskim, w proszkach do prania – E 339c możemy znaleźć w serkach topionych.
E 340a	Diwodoroortofosforan(V) potasu.	Ze względu na właściwości buforujące ma szerokie zastosowanie w preparatach farmaceutycznych do ustalania właściwej wartości wskaźnika pH.
E 340b	Wodoroortofosforan(V) potasu	Jedno z głównych zastosowań to bezmleczne zabielacze do kawy.
E 340c	Ortofosforan(V) potasu	

TABELA 14.3. Oznaczenia soli i ich zastosowanie w produktach spożywczych.

E 350	Jabłczan sodu	Znajdują zastosowanie w dżemach, galaretkach, marmoladach i innych podobnych owocowych produktach do smarowania, łącznie z produktami niskokalorycznymi. Występują również w obranych ziemniakach, owocach i warzywach w puszkach i opakowaniach szklanych, w schłodzonych orzechach kokosowych, napojach niskokalorycznych, winach i kosmetykach.
E 351	Jabłczan potasu	
E 352	Jabłczan wapnia	
E 381	Cytrynian żelazowo-amonowy	Związek o silnych właściwościach redukujących, wiążący tlen.
E 385	Sól sodowo-wapniowa kwasu etylenodiaminotetraoctowego (popularnego EDTA)	Stosowany głównie w produkcji kosmetyków; dość kosztowny jako dodatek do żywności. Utrwala naturalną barwę produktów żywnościowych. W lecznictwie w dużych dawkach stosowany jako odtrutka przy zatruciach związkami ołowiu.
E 401	Alginian sodu	Daje roztwory o dużej lepkości, dlatego jest stosowany jako zagęszczacz (np. do lodów, przetworów rybnych mrożonych, deserów błyskawicznych w proszku, koncentratów ciast, śmietanki sterylizowanej w wysokiej temperaturze (UHT) oraz śmietanki do ubijania i ubitej). Jako substancję klarującą używa się go do soków, moszczy, piwa, miodów pitnych i hydorlizatów białkowych (przyprawy do zup typu maggi). Znalazł też zastosowanie w stomatologii jako dodatek do mas wyciskowych przy sporządzaniu protez zębowych, a także jako dodatek do płynów stosowanych podczas wierceń geologicznych.
E 402	Alginian potasu	Właściwości bardzo podobne do E 401. Dodatek do śmietanki sterylizowanej w wysokiej temperaturze (UHT), śmietanki do ubijania i ubitej.
E 403	Alginian amonowy	
E 404	Alginian wapnia	Jest słabo rozpuszczalny w wodzie. Stosowany w sztucznej śmietanie beztłuszczowej. Jako dodatek do lodów oraz do śmietanki sterylizowanej w wysokiej temperaturze (UHT), śmietanki do ubijania i ubitej.
E 450a	Dwufosforany	Składnik serków topionych. Regulator kwasowości E 450a i c występuje w ilości nieograniczonej m.in. w miazdze kakaowej i proszku kakaowym.
E 450b	Trójfosforan pięciosodowy	
E 450c	Polifosforany	
E 451a	Trójfosforan sodu	Jako dodatek do serków topionych.
E 451b	Trójfosforan potasu	Jako dodatek do serków topionych.
E 466	Sól sodowa karboksymetylocelulozy	Łatwo rozpuszczalna w wodzie, daje gęste roztwory. Stosowana jako dodatek do wypieków, zup kremowych w puszkach, serków topionych, głęboko zamrożonych paluszków rybnych, lodów i ich koncentratów.
E 470	Sole potasowe, sodowe i wapniowe kwasów tłuszczowych	Na przykład stearynian sodu, zawierający palmitynian, jest częstym składnikiem past do zębów.

TABELA 14.3. Oznaczenia soli i ich zastosowanie w produktach spożywczych.

Na opakowaniach produktów znajduje się zwykle **E 450abc**, ponieważ dokładny skład polifosforanów zależy od pH preparatu.

E 520 – SIARCZAN(VI) GLINU zwiększa obciążenie organizmu glinem. Osoby chore na nerki mogą mieć kłopoty spowodowane odkładaniem się glinu w organizmie. Przypuszcza się, że glin jest współodpowiedzialny za występowanie choroby Alzheimera [alzchajmera].

E 536 – jest powszechnie stosowany w Europie, np. przy produkcji soli spożywczej. Dodatek ten zawarty jest m.in. w soli pochodzącej z Wieliczki, jak również jodowanej i fluorowanej soli francuskiej.

E 578 – GLUKONIAN WAPNIA – znajduje zastosowanie w przemyśle farmaceutycznym. Występuje pod różnymi nazwami: calciofon, ebucin, glucal, glucobiogen.

E 500a	Węglan sodu	Środki spulchniające i przeciwzbrylające, regulatory kwasowości. Główny składnik mineralny wody. Soda oczyszczona (E 500b) dodatkowo wzmacnia smak i zapach wódek. Tradycyjnie stosowane w produkcji sera.
E 500b	Wodorowęglan sodu	
E 501b	Wodorowęglan potasu	Środek spulchniający.
E 503a	Węglan amonu	Popularny proszek do pieczenia.
E 503b	Wodorowęglan amonu	Regulator kwasowości. Dodawany do serwatki zagęszczonej, miazgi kakaowej, słonych paluszków, ale głównie do kruchych ciasteczek.
E 504	Węglan magnezu	Dodatek spulchniający.
E 508	Chlorek potasu	Do stosowania w konserwach, wędlinach i wyrobach garmażeryjnych z dodatkiem mięsa peklowanego.
E 509	Chlorek wapnia	Dodatek do wody przy produkcji słodu browarnianego, białczanów i serów podpuszczkowych dojrzewających.
E 516	Siarczan(VI) wapnia	Dodatek do wody przy produkcji piwa.
E 517	Siarczan(VI) amonu	Dodatek przy produkcji wina.
E 520	Siarczan(VI) glinu	Stosowany do kandyzowanych i glazurowanych owoców i warzyw.
E 536	Heksacyjanożelazian(II) potasu	Dodatek do wina usuwający jony żelaza, psujące jego smak. W stanie stałym przeciwdziała tworzeniu się zbryleń, na przykład w soli kuchennej, zwłaszcza wzbogacanej jodkami i fluorkami.
E 572	Stearynian magnezu	Obojętny dla organizmu człowieka, dzięki czemu jest używany jako domieszka do polimerów, z których wytwarzane są narzędzia medyczne jednorazowego użytku.
E 578	Glukonian wapnia	Stosowany do uzupełniania diety wapniem w zapobieganiu osteoporozy, czyli rzeszotowienia kości, a w przemyśle spożywczym jako dodatek zapobiegający zbrylaniu się kawy rozpuszczalnej. Wymieniany jako środek oczyszczający ścieki. Substancja stabilizująca w pomidorach konserwowych i przetworach owocowych.

TABELA 14.3. Oznaczenia soli i ich zastosowanie w produktach spożywczych.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz masę 1 mola E 509.

E 509 to chlorek wapnia o wzorze $CaCl_2$. Masa jego 1 mola wynosi:

$$40\ g + 35{,}5\ g \cdot 2 = 111\ g.$$

Podrozdział ukazuje, jak wiele otaczających nas substancji jest solami. Można zaproponować uczniom opracowanie plakatów lub prezentacji na ten temat.

PĘKAJĄ LODY LECZ KRÓLEWNA SNEM KAMIENNYM CIĄGLE ŚPI ZAKLĘTA W MARMUR
NAWET SERCE JUŻ ZAPOMINA BIĆ
W JEJ DŁONIACH CZARNA RÓŻA.

CLOSTERKELLER [klosterkeler], „ZAKLĘTA W MARMUR"

14.5. GDZIE W PRZYRODZIE WYSTĘPUJĄ SOLE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

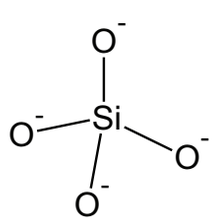
- **definicje pojęć: sól, rozpuszczalność;**
- **w jaki sposób bada się właściwości soli; jak rozpoznaje się skały węglanowe.**

ĆWICZENIE 412.

Przejrzyj poprzednie rozdziały podręcznika i wypisz w zeszycie, które sole występują w przyrodzie jako minerały i skały.

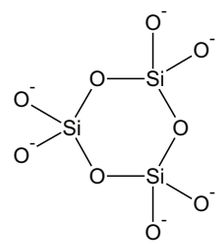
Wiele soli występuje w przyrodzie pod postacią skał i minerałów. Są to między innymi węglany wapnia (wapień, marmur), węglan wapnia i magnezu (dolomity), FeS_2 (piryt) oraz siarczan(VI) wapnia (gips). Innymi przykładami są azotany(V) sodu, potasu, wapnia i amonu (występujące jako saletry), chlorek sodu (halit), krzemiany i glinokrzemiany oraz siarczki, na przykład siarczek cynku.

Otaczający nas świat jest zbudowany z wielu różnych minerałów. Wiele z nich to sole, które mogą być dobrze bądź trudno i bardzo trudno rozpuszczalne w wodzie. Są one składnikiem skał i minerałów. Do najważniejszych należą krzemiany, które tworzą około 80% skał w skorupie ziemskiej. Są to różnorodne i złożone minerały – sole kwasów krzemowych. W anionach krzemianowych atom krzemu łączy się z 4 atomami tlenu, które są skierowane w naroża czworościanu foremnego (tetraedru). Strukturę najprostszego anionu krzemiankowego, tj. anionu kwasu ortokrzemowego, przedstawia wzór:



Co jeszcze warto wiedzieć o solach?

W innych krzemianach czworościany są połączone ze sobą narożami (poprzez atomy tlenu). Powstają wtedy układy przyjmujące różne formy przestrzenne i różne rozmiary, np.:



Na liczbę krzemianów w przyrodzie, oprócz możliwości łączenia się czworościanów w większe ugrupowania, wpływa także możliwość wymiany niektórych atomów krzemu na jony glinu – powstają wtedy glinokrzemiany i kationy różnych metali w strukturach krystalicznych tych soli. Krzemiany i glinokrzemiany mają powszechne zastosowanie do produkcji materiałów ceramicznych i budowlanych.

Do skał zawierających glinokrzemiany zalicza się granity, które są najbardziej pospolitymi skałami pochodzenia wulkanicznego na świecie. Złoża granitu występują także w Polsce.

ĆWICZENIE 413.

Korzystając z dostępnych źródeł informacji, sprawdź, gdzie w Polsce występują granity. Pomocna będzie poniższa mapa. Zrób w zeszycie notatkę.

Granity występują w Polsce w województwie dolnośląskim, a także w Tatrach, tj. w województwie małopolskim.

GDZIE W PRZYRODZIE WYSTĘPUJĄ SOLE?

Wśród skał wyróżniamy także skały węglanowe, w których głównym składnikiem jest węglan wapnia.

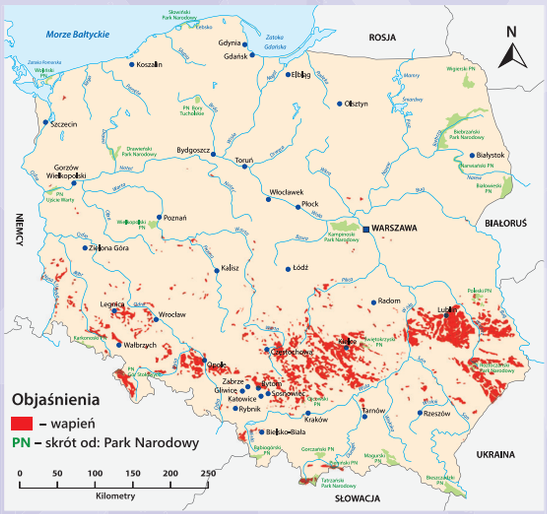
DOŚWIADCZENIE 232.

WYKONANIE

Zaplanuj eksperyment, w którym odróżnisz skały węglanowe od innych.
Projekt i wykonanie zapisz w zeszycie.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 414.

Korzystając z dostępnych źródeł informacji, wypisz w zeszycie, gdzie w Polsce występują skały wapienne. Pomocna będzie poniższa mapa.



Ponadto w przyrodzie występuje wiele innych soli, które są wydobywane ze względu na ich zastosowanie. Należą do nich:

- chlorek sodu, czyli sól kuchenna,
- uwodniony siarczan wapnia (gips) – stosowany w budownictwie i medycynie,
- azotany(V) – tzw. saletry (chilijska – azotan(V) sodu, indyjska – azotan(V) potasu, norweska – azotan(V) wapnia), stosowane do produkcji nawozów sztucznych, materiałów wybuchowych oraz jako dodatki do żywności,
- siarczki rożnych metali, które stanowią surowiec do wytopu metalu.

Polej badaną skałę kwasem solnym.

Skały węglanowe pienią się po polaniu ich kwasem solnym.

Na skutek kontaktu skały węglanowej z kwasem solnym następuje rozkład węglanu wapnia. W wyniku tego rozkładu wydziela się CO_2.

Wapienie występują w Polsce przede wszystkim w południowej części kraju. Najwięcej wapieni występuje na terenie województw świętokrzyskiego, lubelskiego, śląskiego i małopolskiego, a także w województwach opolskim i dolnośląskim.

Podrozdział ma charakter podsumowujący. Ukazuje również wpływ soli na środowisko. Najlepiej byłoby, gdyby uczniowie poprowadzili tę lekcję za pomocą prezentacji i plakatów.

BEZLITOSNA, ZARÓWNO DLA SILNYCH I SŁABYCH,
BYŁAŚ PIERWSZA I BĘDZIESZ OSTATNIA. ZWYCIĘSKO ZAWITASZ
POŚRÓD RUIN O ZMIERZCHU LUDZKOŚCI,
JAK BLUSZCZ TRWALE ZIELONY NA TRUPICH POMNIKACH.

MARIA PAWLIKOWSKA-JASNORZEWSKA, „DO NATURY"

14.6. JAK SOLE DZIAŁAJĄ NA ŚRODOWISKO PRZYRODNICZE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: substancja, pierwiastek;**
- **w jaki sposób bada się właściwości substancji i stan ich skupienia.**

ĆWICZENIE 415.

Korzystając z dostępnych źródeł informacji, sprawdź, z jakimi substancjami reagują sole. Zastanów się, kiedy te reakcje mogą zachodzić w przyrodzie.

Można zaobserwować odmienne tempo wzrostu upraw, zależne od ilości użytego nawozu.

Obecność sztucznych nawozów wpływa na szybkość oraz intensywność wzrostu roślin. Dodatek nawozu stymuluje wzrost, lecz jego nadmiar powoduje zaburzenie rozwoju rośliny.

DOŚWIADCZENIE 233.

WYKONANIE

Przygotuj kilka szalek Petriego lub talerzyków i umieść na nich warstwę ligniny zwilżonej wodą. Sporządź także mocno rozcieńczone roztwory soli kuchennej oraz różnych nawozów sztucznych. Na każdą tak przygotowaną szalkę nałóż po 100 nasion rzeżuchy. Jedną szalkę pozostaw jako próbę kontrolną, a na pozostałe dodaj niewielką porcję przygotowanych wcześniej roztworów soli i nawozów (na każdej z szalek powinien znajdować się inny roztwór). Wszystkie szalki umieść w miejscu o jednakowej wilgotności, temperaturze i oświetleniu i pozostaw na okres około 2 tygodni. Pamiętaj o odpowiednim opisaniu poszczególnych szalek. Regularnie podlewaj swoje uprawy dodanymi wcześniej roztworami: czyli próbę kontrolną – wodą, a pozostałe uprawy roztworami odpowiednich soli. Nie dopuść do wysuszenia upraw.

Notuj regularnie obserwacje w zeszycie przez cały czas prowadzenia uprawy. Na ich podstawie sformułuj wnioski.

Jak sole działają na środowisko przyrodnicze?

Sole to bardzo duża grupa związków zarówno nieorganicznych, jak również związków zawierających kationy i aniony organiczne. Wiele z nich naturalnie występuje w przyrodzie. Są składnikami minerałów, a także wchodzą w skład organizmów żywych, pełniąc różne funkcje – od budulcowych po regulacyjne. Dla właściwego funkcjonowania danego ekosystemu lub jego poszczególnych elementów konieczne jest zachowanie równowagi, a co za tym idzie – odpowiednich ilości poszczególnych składników mineralnych. Zarówno nadmiar, jak i niedobór tych składników zaburza prawidłowe funkcjonowanie elementów środowiska.

Rolę poszczególnych minerałów w organizmie człowieka omówiono w rozdziale 1.6. Wpływ różnych substancji, a w szczególności soli na zwierzęta i rośliny może być różny.

Przykładowo, ciągła uprawa roślin tego samego gatunku na określonym terenie powoduje zubożenie gleby o niektóre składniki mineralne. Przeciwdziała się temu, stosując nawożenie. Nawozy uzupełniają braki minerałów w glebie i stymulują wzrost roślin, lecz ich nadmiar może spowodować, że zamiast wzrostu roślin zaobserwujemy jego zahamowanie. Ponadto nawożenie gleb niesie za sobą ryzyko przenikania dużej ilości azotanów(V) i fosforanów do wód gruntowych oraz zbiorników wodnych. Jony te powodują nadmierny rozwój roślinności w zbiornikach wodnych, w szczególności glonów. Zbiornik zarasta, co w konsekwencji może prowadzić do jego przemiany w obszar bagienny. Taki proces nazywa się eutrofizacją.

Istnieje wiele substancji, w tym soli, które stwarzają zagrożenie dla środowiska, przede wszystkim wodnego. Ich opakowania opatrzone są sugestywnym piktogramem, a karty charakterystyk zawierają informacje o rodzaju zagrożenia.

Piktogram zagrożenia dla środowiska.

ĆWICZENIE 416.

Znajdź informacje o tym, jak posypywanie solą dróg wpływa na środowisko. Sporządź notatkę w zeszycie.

Posypywanie dróg solą kuchenną (chlorkiem sodu) ma negatywny wpływ na rośliny, części metalowe (na przykład karoserię aut) i odzież (zwłaszcza na buty). Źle wpływa również na łapy zwierząt. Sól może ponadto przeniknąć do zbiorników wodnych i spowodować ich zasolenie.

Negatywny wpływ NaCl na rośliny można wytłumaczyć zjawiskiem osmozy, które polega na przenikaniu wody z roztworu o mniejszym stężeniu do roztworu o wyższym stężeniu. W ten sposób roślina i gleba dążą do wyrównania stężenia pomiędzy nimi. W efekcie posypywania dróg chlorkiem sodu do gleby wnikają znaczne ilości soli, przez co staje się ona roztworem bardziej nasyconym. Korzenie roślin dążą do wyrównania zawartości wody i w konsekwencji oddają ją glebie. Powoduje to długotrwałą suszę fizjologiczną i usychanie roślin.

14.7. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Napisz równania reakcji otrzymywania soli (reakcje: kwas + wodorotlenek metalu, kwas + tlenek metalu, kwas + metal, wodorotlenek metalu + tlenek niemetalu).
2. Na podstawie tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków wyciągnij wnioski o wyniku reakcji strąceniowej.
3. Zaplanuj doświadczenie pozwalające otrzymać sole w reakcjach strąceniowych.
4. Wymień zastosowania najważniejszych soli: węglanów, azotanów(V), siarczanów(VI), fosforanów(V) i chlorków.

ODPOWIEDZI

1. Napisz równania reakcji otrzymywania soli (reakcje: kwas + wodorotlenek metalu, kwas + tlenek metalu, kwas + metal, wodorotlenek metalu + tlenek niemetalu):

KWAS + WODOROTLENEK METALU

W wyniku reakcji kwasu z wodorotlenkiem metalu powstają sól i woda. Jest to reakcja wymiany podwójnej: $HCl + KOH \rightarrow KCl + H\text{-}OH$.

Przykładowe reakcje:

$HF + NaOH \rightarrow NaF + H_2O$,

$HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$,

$3HBr + Fe(OH)_3 \rightarrow FeBr_3 + 3H_2O$,

$HNO_2 + KOH \rightarrow KNO_2 + H_2O$,

$HNO_3 + Mg(OH)_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2H_2O$,

$3HNO_3 + Al(OH)_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3H_2O$,

$HCOOH + LiOH \rightarrow HCOOLi + H_2O$,

$CH_3COOH + Ba(OH)_2 \rightarrow (CH_3COO)_2Ba + 2H_2O$,

$3C_2H_5COOH + Fe(OH)_3 \rightarrow (C_2H_5COO)_3Fe + 3H_2O$,

$H_2S + 2NaOH \rightarrow Na_2S + 2H_2O$,

$H_2S + Mg(OH)_2 \rightarrow MgS + 2H_2O$,

$3H_2S + 2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2S_3 + 6H_2O$,

$H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$,

$H_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + 2H_2O$,

$3H_2SO_3 + 2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_3)_3 + 6H_2O$,

$H_3PO_4 + 3LiOH \rightarrow Li_3PO_4 + 3H_2O$,

$2H_3PO_4 + 3Ba(OH)_2 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 6H_2O$,

$H_3PO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow AlPO_4 + 3H_2O$.

KWAS + TLENEK METALU

W wyniku reakcji kwasu z tlenkiem metalu powstają sól i woda. Jest to reakcja wymiany podwójnej: $2HCl + CaO \rightarrow CaCl_2 + H_2O$.

Przykładowa reakcja:

$H_2SO_4 + MnO \rightarrow MnSO_4 + H_2O$.

KWAS + METAL

W wyniku reakcji kwasu metalem powstają sól i wodór. Jest to reakcja wymiany pojedynczej: $2HCl + 2Li \rightarrow 2LiCl + H_2$.

Reakcji tej nie ulegają metale szlachetne (np. złoto, srebro, platyna). W stężonych kwasach utleniających (kwas siarkowy(VI) i azotowy(V)) przebieg reakcji jest inny (powstają inne produkty). Niektóre metale (np. glin) w kwasach ulegają pasywacji (pokrywają się warstewką niereagujących związków – w przypadku glinu jest to tlenek glinu).

Przykładowe reakcje:

$2HF + 2Na \rightarrow 2NaF + H_2$,

$2HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$,

$6HBr + 2Fe \rightarrow 2FeBr_3 + 3H_2$,

$2HNO_2 + 2K \rightarrow 2KNO_2 + H_2$,

$2HNO_3 + Mg \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2$,

$6HNO_3 + 2Al \rightarrow 2Al(NO_3)_3 + 3H_2$,

$2HCOOH + 2Li \rightarrow 2HCOOLi + H_2$,

$2CH_3COOH + Ba \rightarrow (CH_3COO)_2Ba + H_2$,

$6C_2H_5COOH + 2Fe \rightarrow 2(C_2H_5COO)_3Fe + 3H_2$,

$H_2S + 2Na \rightarrow Na_2S + H_2$,

$H_2S + Mg \rightarrow MgS + H_2$,

$3H_2S + 2Al \rightarrow Al_2S_3 + 6H_2$,

$H_2SO_4 + 2K \rightarrow K_2SO_4 + H_2$,

$H_2CO_3 + Ca \rightarrow CaCO_3 + H_2$,

$3H_2SO_3 + 2Fe \rightarrow Fe_2(SO_3)_3 + 3H_2$,

$2H_3PO_4 + 6Li \rightarrow 2Li_3PO_4 + 3H_2$,

$2H_3PO_4 + 3Ba \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 3H_2$,

$2H_3PO_4 + 2Al \rightarrow 2AlPO_4 + 3H_2$.

WODOROTLENEK METALU + TLENEK NIEMETALU

W wyniku reakcji wodorotlenku z tlenkiem niemetalu powstają sól i woda:

$SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$,

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

2. Na podstawie tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków wyciągnij wnioski o wyniku reakcji strąceniowej.
Reakcja strącania polega na wytrąceniu się osadu (substancji trudno rozpuszczalnej) z roztworów wodnych substancji łatwo rozpuszczalnych.

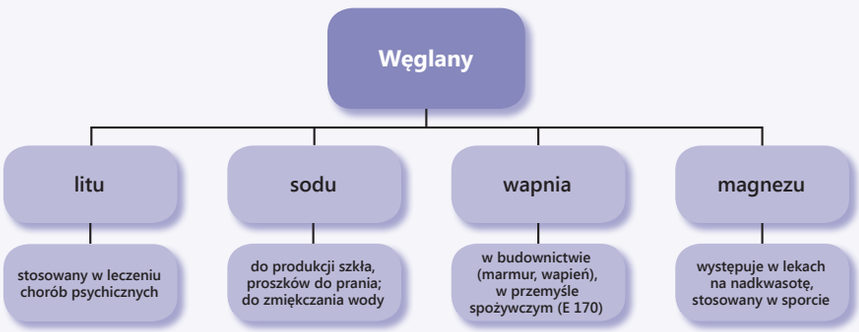
3. Zaplanuj doświadczenie pozwalające otrzymać sole w reakcjach strąceniowych.

Wykonanie:
Do probówki nalej 2 cm^3 wodnego roztworu jodku potasu. Następnie dodaj wodny roztwór soli ołowiu(II).

Obserwacja:
Wytrąca się żółty osad.

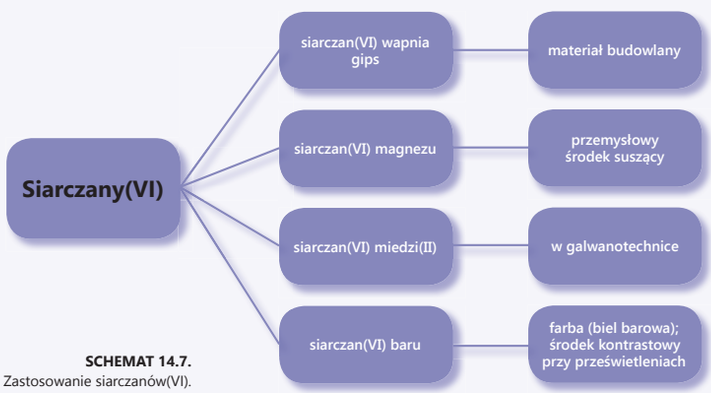
Wniosek:
Powstała sól trudno rozpuszczalna w wodzie (jodek ołowiu(II)).

4. Wymień zastosowania najważniejszych soli: węglanów, azotanów(V), siarczanów(VI), fosforanów(V) i chlorków.

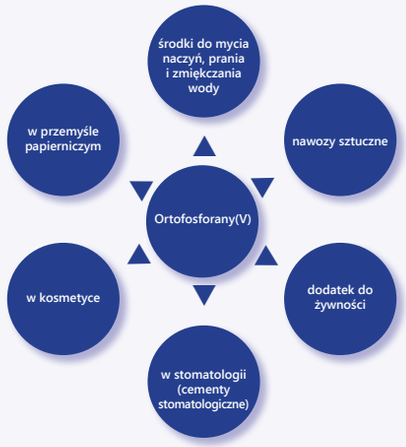


SCHEMAT 14.5. Zastosowanie węglanów.

SCHEMAT 14.6.
Zastosowanie azotanów(V).

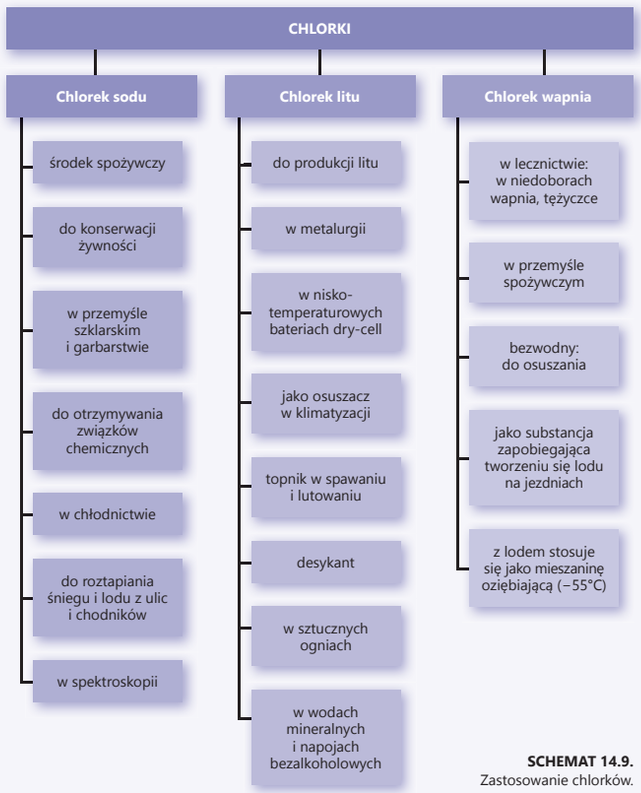


SCHEMAT 14.7.
Zastosowanie siarczanów(VI).



SCHEMAT 14.8. Zastosowanie ortofosforanów(V).

DESYKANTY – niejednorodna grupa związków chemicznych stosowanych w rolnictwie w celu wywołania obumierania i zasychania zielonych części roślin.



SCHEMAT 14.9. Zastosowanie chlorków.

Podrozdział wprowadza pojęcie estrów i wskazuje, że jest to zróżnicowana rodzina związków. Należy zwrócić szczególną uwagę uczniów na estry kwasów nieorganicznych, gdyż uczniowie często o nich zapominają.

15. JAKIE ZWIĄZKI ORGANICZNE ZNAMY Z CODZIENNEGO ŻYCIA?

CZEMŻE JEST NAZWA? TO, CO ZOWIEM RÓŻĄ, POD INNĄ NAZWĄ RÓWNIEBY PACHNIAŁO...

WILLIAM SZEKSPIR, „ROMEO I JULIA", AKT II, SCENA 2

15.1. CZY KWASY REAGUJĄ Z ALKOHOLEM?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, alkohol, grupa funkcyjna; zasady tworzenia nazw kwasów i alkoholi;**
- **w jaki sposób bada się właściwości kwasowe substancji.**

Zagadnienie było już dokładnie omawiane w podrozdziałach poświęconych zasadom, wodorotlenkom i alkoholom.

Kwasy reagują z wodorotlenkami. W wyniku tej reakcji powstają sole i woda. Przebieg reakcji kwasów z alkoholami jest inny. Wynika to z faktu, iż w wodorotlenkach mamy do czynienia z ujemnymi jonami OH^-, natomiast w alkoholach występuje grupa wodorotlenowa –OH, przyłączona do atomu węgla wiązaniem kowalencyjnym spolaryzowanym.

DOŚWIADCZENIE 234.

WYKONANIE

Do probówki nalej 2 cm^3 etanolu, 1,5 cm^3 kwasu etanowego (octowego). Dodaj dwie krople stężonego kwasu siarkowego(VI). Zawartość probówki dokładnie wymieszaj i powąchaj. Następnie dodaj kamyczek wrzenny i ogrzewaj na łaźni wodnej, utrzymując lekkie wrzenie cieczy przez około minutę. Ze względów bezpieczeństwa, gdy ciecz przestanie wrzeć, wstrząśnij probówką i delikatnie powąchaj jej zawartość.

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

Zapach octu zmienił się na zapach zmywacza do paznokci.

Alkohol wszedł w reakcję z kwasem etanowym. Powstała nowa substancja.

W wyniku reakcji kwasu etanowego (octowego) i etanolu powstał nowy związek o zupełnie innym zapachu. Jeżeli przebieg reakcji zapiszemy za pomocą wzorów sumarycznych, równanie przybierze postać:

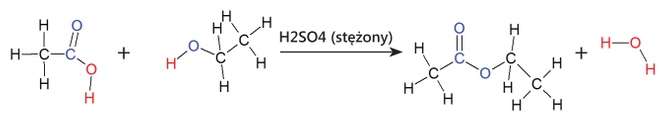
$$CH_3COOH + C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_{4(stęż)}} CH_3COOC_2H_5 + H_2O.$$

Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że w tym przypadku kwasy reagują inaczej. Nie oddają one bowiem wodoru, lecz całą grupę -OH.

Przypominamy pojęcia higroskopijności oraz reakcji odwrotnej.

Podobnie jak w przypadku pozostałych związków organicznych, nauczyciel zawsze posługuje się dwiema nazwami estrów. Preferowaną nazwą jest jednak nazwa systematyczna, gdyż można z niej wyprowadzić wzór substancji.
Możemy nie wymagać od uczniów znajomości bardziej skomplikowanych nazw estrów, na przykład tych zawierających lokanty.

Jeżeli natomiast użyjemy wzorów strukturalnych, to równanie będzie miało postać:



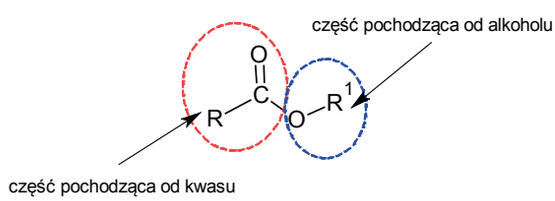
W grupie estrowej -COO- zapisujemy osobno oba atomy tlenu ze względu na fakt, iż mają różne wiązania.

W powyższym równaniu kolorem czerwonym zaznaczono atomy, z których powstaje cząsteczka wody. Stężony kwas siarkowy(VI) w tej reakcji odgrywa dwie istotne role: katalizuje reakcję, pochłania wodę i dzięki temu zabezpiecza układ przed reakcją odwrotną nazywaną hydrolizą.

Powstały w doświadczeniu związek chemiczny należy do rodziny estrów, które powstają w wyniku reakcji alkoholi z kwasami karboksylowymi. W estrach występuje charakterystyczne ugrupowanie (grupa funkcyjna), które zapisuje się w postaci: –COO–.

! ZAPAMIĘTAJ

W reakcji kwasów z alkoholami powstają estry i woda. Reakcja ta nazywa się **REAKCJĄ ESTRYFIKACJI**.



R oznacza część pochodzącą od kwasu, a R^1 część pochodzącą od alkoholu.

SCHEMAT 15.1. Reakcja estryfikacji.

Nazwa estru jest podobna do nazwy soli kwasu tlenowego, czyli składa się z dwóch członów. W pierwszym członie, pochodzącym od nazwy kwasu, przyrostek -owy jest zastąpiony przyrostkiem -an. Drugi człon nazwy wywodzi się od nazwy węglowodoru, z którego powstał alkohol, a później ester. Nazwy mogą być więc bardzo proste lub też bardzo skomplikowane. Jest to uzależnione od stopnia złożoności budowy alkoholu i kwasu.

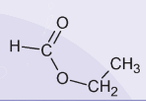
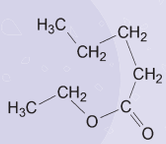
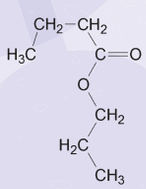
Otrzymany w powyższej reakcji ester pochodzi od kwasu etanowego i etanolu, dlatego też nazywa się: etanian etylu (według nazw zwyczajowych octan etylu, gdyż pochodzi od kwasu octowego). Przykładowe nazwy estrów ujęto w tabeli.

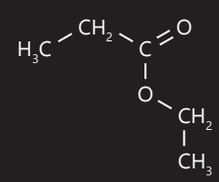
NAZWA KWASU	NAZWA ALKOHOLU	NAZWA ESTRU
kwas propanowy	etanol	propanian etylu
kwas butanowy	metanol	butanian metylu
kwas etanowy	oktan-1-ol	etanian okt-1-ylu
kwas etanowy	oktan-2-ol	etanian okt-2-ylu

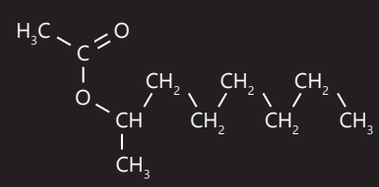
TABELA 15.1. Zasady tworzenia nazw estrów.

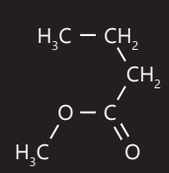
ĆWICZENIE 417.

Przerysuj poniższą tabelę do zeszytu, a następnie uzupełnij ją właściwymi informacjami.

WZÓR GRUPOWY ESTRU	NAZWA SYSTEMATYCZNA
[redacted]	propanian etylu
	metanian etylu
[redacted]	etanian okt-1-ylu
	pentanian etylu
[redacted]	butanian metylu
	butanian propylu







W probówkach zmienił się zapach.

W wyniku reakcji powstały estry.

DOŚWIADCZENIE 235.

WYKONANIE

Przygotuj kilka dostępnych alkoholi, zawierających od 1 do 5 atomów węgla w cząsteczce, oraz kwasy karboksylowe, zawierające od 1 do 5 atomów węgla w cząsteczce. Pracuj pod sprawnie działającym digestorium ze względu na bardzo nieprzyjemne zapachy kwasów i alkoholi oraz ich szkodliwe oddziaływanie na organizm. Używając za każdym razem około 2 cm^3 kwasu i podobnej ilości alkoholu, a także 2 kropli stężonego kwasu siarkowego(VI), zmieszaj w probówkach różne alkohole z różnymi kwasami, dodaj kamyczek wrzenny i stężony kwas siarkowy(VI), odstaw na kilka minut do wrzącej łaźni wodnej. Zawartość probówki przelej następnie do małej zlewki z zimną wodą i powąchaj.

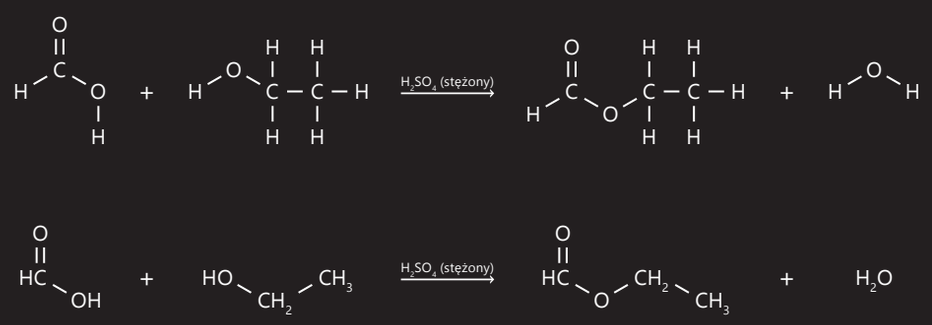
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 418.

Za pomocą wzorów strukturalnych, sumarycznych oraz grupowych zapisz w zeszycie równania reakcji estryfikacji wszystkich otrzymanych w poprzednim eksperymencie estrów. Zaznacz we wzorach strukturalnych substratów te atomy, które zostały odłączone i utworzyły cząsteczki wody.

Czy w poprzednim doświadczeniu udało Ci się uzyskać zapachy podobne do zapachów znanych z życia codziennego?

Estry otrzymane w opisanych doświadczeniach mają w większości przypadków przyjemny zapach. Nawet estry wywodzące się od kwasu butanowego (masłowego), którego zapach wręcz odrzuca, przyjemnie pachną. Dlatego wiele estrów znalazło zastosowanie jako esencje zapachowe zarówno w produktach spożywczych, jak i jako składniki kosmetyków.



$$HCOOH + C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_4\ (stężony)} HCOOC_2H_5 + H_2O$$

159

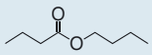
DUCH CHEMII

ĆWICZENIE 419.

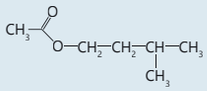
Przerysuj tabelę do zeszytu, wypełniając puste pola odpowiednimi informacjami.

ZAPACH ESTRU	WZÓR ESTRU	ESTER WYWODZI SIĘ OD	
		KWASU	ALKOHOLU
rum	$H-C(=O)-O-C_2H_5$	metanowego	etanolu
		metanian etylu / mrówczan etylu	
malina	$H-C(=O)-O-C_4H_5$	metanowego	butanolu
		metanian butylu / mrówczan butylu	
śliwa	$H-C(=O)-O-C_5H_{11}$	metanowego	pentanolu
		metanian pentylu	mrówczan pentylu
pomarańcza	$H-C(=O)-O-C_{10}H_{21}$	metanowego	dekanolu
		metanian decylu / mrówczan decylu	
jaśmin	$H-C(=O)-O-CH_2-C_6H_5$	metanowego	benzylowego
		benzylu / mrówczan benzylu	
banan	$CH_3-C(=O)-O-C_5H_{11}$	etanowego	pentanolu
		etanian pentylu / pentylu	
ananas	$C_3H_7-C(=O)-O-C_2H_5$	butanowego	etanolu
		butanian etylu / maślan etylu	
pigwa	$C_6H_5-C(=O)-O-C_2H_5$	nonanowego	etanolu
		nonanian etylu	
mięta	$C_8H_{17}-C(=O)-O-C_2H_5$	benzoesowego	etanolu
		benzoesan etylu	

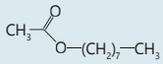
MAŚLAN BUTYLU
(butanian butylu) – zapach ananasa



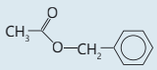
OCTAN IZOAMYLU
(octan izopentylu) – zapach bananów



OCTAN OKTYLU
(etanian oktylu) – zapach pomarańczy



OCTAN BENZYLU
(etanian benzylu) – zapach jaśminu



ĆWICZENIE 420.

Porównaj nazwy i wzory estrów z poprzedniego ćwiczenia ze wzorami i nazwami estrów zapisanymi na marginesie. Jaki wyciągniesz wniosek z tego porównania? Zapisz go w zeszycie.

Poszczególne estry mogą mieć podobne zapachy. Zapachy owoców to mieszanina różnych estrów.

Czynniki kancerogenne (rakotwórcze) powodują mutację materiału genetycznego i przyczyniają się do rozwoju nowotworu.

Podobnie jak we wszystkich szeregach homologicznych.

Woski są powszechnie wykorzystywane, uczniowie jednak rzadko kiedy potrafią zakwalifikować je do właściwej grupy związków chemicznych.

Międzycząsteczkowe wiązania wodorowe mają wpływ na właściwości związków chemicznych. Dlatego ten typ wiązań został wcześniej omówiony.

Niektóre estry, mimo że ładnie pachną, nie są już wykorzystywane w przemyśle spożywczym i kosmetycznym, gdyż mają działanie rakotwórcze. Dodatkowo, w kontakcie z organizmem (wilgocią) mogą ulegać rozkładowi (hydrolizie), tworząc z powrotem alkohol i kwas, które bywają toksyczne i nieprzyjemne w zapachu. Dotyczy to na przykład estrów kwasu butanowego.

Właściwości fizyczne i chemiczne estrów zależą od ich budowy.

- Estry niższych kwasów karboksylowych i alkoholi alifatycznych o krótkich łańcuchach węglowych są cieczami słabo mieszającymi się z wodą, o intensywnym i przyjemnym zapachu. W większych dawkach są trujące, a niektóre rakotwórcze. Estry te są stosowane jako rozpuszczalniki. W miarę wzrostu długości łańcucha zmienia się ich stan skupienia od cieczy, przez gęste oleiste płyny, do ciał stałych.
- Estry kwasów karboksylowych z długimi łańcuchami węglowodorowymi z alkoholami także o długich łańcuchach węglowodorowych są głównymi składnikami wosków. Są bezwonne i nierozpuszczalne w wodzie.
- Estry wyższych kwasów tłuszczowych i gliceryny to tłuszcze.

Temperatury topnienia i wrzenia estrów są niższe niż odpowiednich kwasów karboksylowych. Przyczyną tej różnicy jest fakt, że cząsteczki estrów w miejscu, w którym jest ugrupowanie estrowe, nie zawierają grup -OH, jak to miało miejsce w odpowiednich cząsteczkach kwasów i alkoholi, nie tworzą między sobą wiązań wodorowych. W wodzie rozpuszczają się jedynie estry o niskich masach molowych. Są dobrymi rozpuszczalnikami dla związków organicznych. Jako przykład może posłużyć etanian etylu, który jest stosowany powszechnie jako zmywacz lakieru do paznokci.

Estry ulegają wielu reakcjom chemicznym, między innymi reakcji spalania. Wówczas zachowują się analogicznie do węglowodorów, zależnie od ilości dostępnego do spalania tlenu. Proces spalania etanianu etylu przedstawiają poniższe równania:

$CH_3COOC_2H_5 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 4H_2O$ spalanie całkowite,

$CH_3COOC_2H_5 + 3O_2 \rightarrow 4CO + 4H_2O$ spalanie niecałkowite (półspalanie),

$CH_3COOC_2H_5 + O_2 \rightarrow 4C + 4H_2O$ spalanie niecałkowite.

ĆWICZENIE 421.

Wiedząc, że estry spalają się podobnie jak węglowodory, zapisz w zeszycie i uzgodnij równania reakcji spalania następujących estrów:

- metanianu etylu, propanianu butylu,
- propanianu metylu, metanianu propylu.

W wodzie estry ulegają reakcji hydrolizy. Jest to reakcja odwrotna do reakcji estryfikacji, tj. w jej wyniku ester ulega rozpadowi na kwas i alkohol, od których się wywodzi.

Biorąc pod uwagę jak często mówiliśmy o spalaniu związków organicznych, uczniowie powinni już samodzielnie pisać odpowiednie równania reakcji.

metanian etylu

$2HCOOC_2H_5 + 7O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$

$HCOOC_2H_5 + 2O_2 \rightarrow 3CO + 3H_2O$

$2HCOOC_2H_5 + O_2 \rightarrow 6C + 6H_2O$

propanian butylu

$2C_2H_5COOC_4H_9 + 19O_2 \rightarrow 14CO_2 + 14H_2O$

$C_2H_5COOC_4H_9 + 6O_2 \rightarrow 7CO + 7H_2O$

$2C_2H_5COOC_4H_9 + 5O_2 \rightarrow 14C + 14H_2O$

propanian metylu

$C_2H_5COOCH_3 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 4H_2O$

$C_2H_5COOCH_3 + 3O_2 \rightarrow 4CO + 4H_2O$

$C_2H_5COOCH_3 + O_2 \rightarrow 4C + 4H_2O$

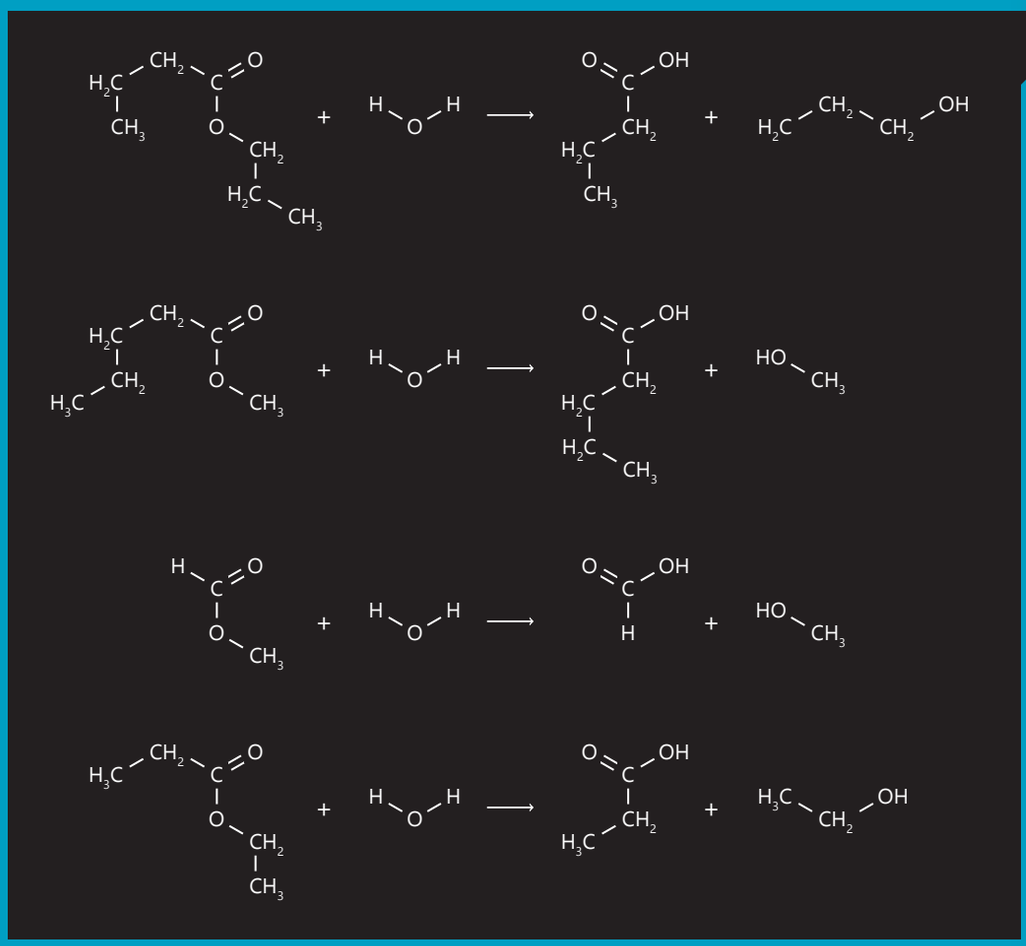
metanian propylu

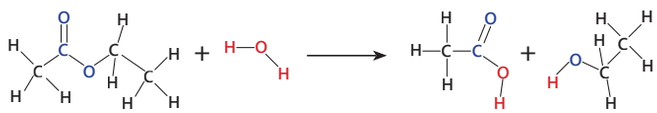
$HCOOC_3H_7 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 4H_2O$

$HCOOC_3H_7 + 3O_2 \rightarrow 4CO + 4H_2O$

$HCOOC_3H_7 + O_2 \rightarrow 4C + 4H_2O$

Reakcje estryfikacji i hydrolizy estrów są reakcjami odwrotnymi. Uczniowie powinni ćwiczyć pisanie obu równań reakcji.





$$CH_3COOC_2H_5 + H_2O \rightarrow CH_3COOH + C_2H_5OH$$

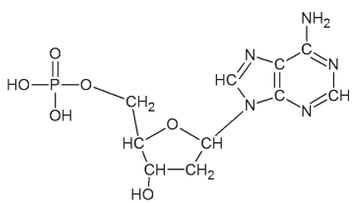
ĆWICZENIE 422.

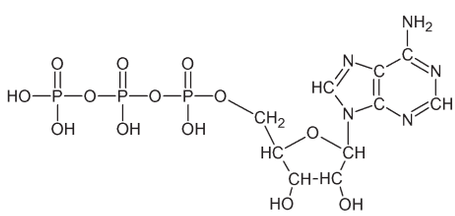
Przedstaw za pomocą równań proces hydrolizy estrów o nazwach: butanian propylu, pentanian metylu, metanian metylu, propanian etylu.

Metoda ta służy do wyodrębniania z wosków naturalnych alkoholi i kwasów o długich łańcuchach. W czystej wodzie reakcja zachodzi wolno. Przyspiesza ją dodatek kwasu. Reakcję tę katalizuje także kwas, który powstaje w jej wyniku.

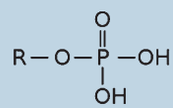
Oprócz estrów kwasów organicznych istnieją też estry kwasów nieorganicznych. W organizmach żywych powszechnie występują estry kwasu ortofosforowego(V), np. nukleotydy i kwasy nukleinowe (DNA i RNA).

Przykładowy nukleotyd:



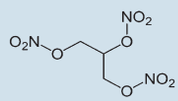


MONOESTER KWASU ORTOFOSFOROWEGO(V)



Na lekcjach biologii wspomina się się o DNA, RNA oraz ATP. Nie informuje się jednak uczniów o budowie tych związków. Uczniowie powinni wiedzieć przynajmniej tyle, że są to estry kwasu fosforowego.

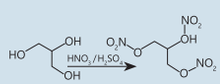
NITROGLICERYNA



Po raz pierwszy została otrzymana przez chemika – Ascania Sobrera [askania sobrera] – w 1847 roku. Popularność zdobyła dopiero dzięki wynalezieniu dynamitu przez Alfreda Nobla. Dynamit jest to nitrogliceryna osadzona na ziemi okrzemkowej.

Uproszczony zapis równania reakcji otrzymywania nitrogliceryny:

$C_3H_5(OH)_3 + 3\ HNO_3 \rightarrow C_3H_5(ONO_2)_3 + 3\ H_2O$

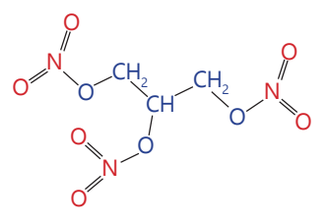


Estry kwasu azotowego(V) są często nietrwałe i mogą mieć właściwości wybuchowe, np. nitroceluloza, nitrogliceryna.

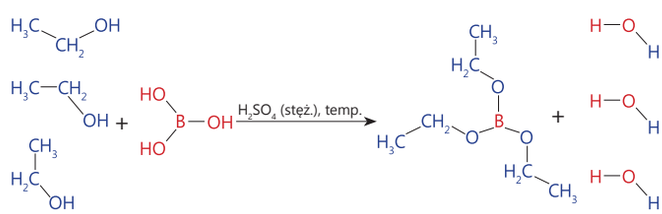
Nitrogliceryna stosowana jest jako materiał wybuchowy (wrażliwy na uderzenia). Podczas jej rozkładu wytwarzają się produkty gazowe:

$$4C_3H_5(ONO_2)_3 \rightarrow 6N_2\uparrow + 10H_2O\uparrow + 12CO_2\uparrow + O_2\uparrow.$$

Jest także stosowana jako lek rozszerzający naczynia krwionośne, doraźnie obniżający ciśnienie krwi.



Płonące zielonym płomieniem opary to powstający ester o nazwie boran trietylu:



ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz, ile gramów tlenku węgla(II) powstanie w wyniku spalania 2 moli etanianu etylu (octan etylu).

Etanian etylu spala się do tlenku węgla(II) według równania:

$$CH_3COOC_2H_5 + 3O_2 \rightarrow 4CO + 4H_2O.$$

Z 1 mola $CH_3COOC_2H_5$ powstają 4 mole CO, czyli z 2 moli $CH_3COOC_2H_5$ powstaje x moli CO, więc x = 8.

1 mol CO ma masę 12 g + 16 g, czyli 28 g, więc 8 moli CO ma masę:

$$y = 8 \cdot 28\ g = 224\ g.$$

Odpowiedź: W wyniku spalania 2 moli etanianu etylu powstają 224 g tlenku węgla(II).

Na bibule pojawiły się tłuste plamy.

Masło, słonina, nasiona słonecznika, orzechy oraz olej jadalny zawierają substancje o podobnych właściwościach.

Problem badawczy:
W jakim rozpuszczalniku tłuszcze są dobrze rozpuszczalne?
Hipoteza 1.
Tłuszcze dobrze rozpuszczają się w wodzie.
Hipoteza 2.
Tłuszcze dobrze rozpuszczają się w benzynie.
Potrzebne materiały:
Badane tłuszcze, benzyna, woda, probówki oraz statyw do probówek.
Wykonanie:
W probówce umieść niewielką ilość tłuszczu. Pod digestorium dodaj 3 cm^3 wybranego rozpuszczalnika. Wstrząśnij.

	masło	olej	oliwa	tran	smalec	łój
woda	—	—	—	—	—	—
benzyna	+	+	+	+	+	+

Hipoteza 1.
Hipoteza, że tłuszcze dobrze rozpuszczają się w wodzie, została obalona, gdyż badane tłuszcze nie rozpuściły się i nie mieszały się z wodą.
Hipoteza 2.
Hipoteza, że tłuszcze dobrze rozpuszczają się benzynie, została potwierdzona, gdyż badane tłuszcze rozpuściły się w benzynie.

Tłuszcze dobrze rozpuszczają się w benzynie, czyli rozpuszczalniku niepolarnym. Nie rozpuszczają się natomiast w wodzie, czyli rozpuszczalniku polarnym.

LUDZIE BOWIEM MOGĄ ZAMYKAĆ OCZY NA WIELKOŚĆ, NA GROZĘ,
NA PIĘKNO, I MOGĄ ZAMYKAĆ USZY NA MELODIE ALBO BAŁAMUTNE SŁOWA.
ALE NIE MOGĄ UCIEC PRZED ZAPACHEM.
ZAPACH BOWIEM JEST BRATEM ODDECHU.

PATRICK SÜSKIND [patrik suskind], „PACHNIDŁO"

15.2. CZY WSZYSTKIE ESTRY PACHNĄ?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: ester, grupa estrowa, reakcja estryfikacji, kwasy tłuszczowe; budowę cząsteczek propanotriolu;**
- **nazwy estrów, ich powstawanie i reakcje, którym ulegają; sposób badania, czy związek jest nienasycony.**

DOŚWIADCZENIE 236.

WYKONANIE

Na kawałku bibuły ułóż małe kawałeczki różnych substancji (np. masła, słoniny, nasiono słonecznika, kawałeczek orzecha, kroplę oleju jadalnego). Przykryj kartką bibuły i mocno dociśnij, w razie potrzeby rozgniatając nasiona.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 237.

WYKONANIE

Zaprojektuj eksperyment, w którym zbadasz rozpuszczalność różnych tłuszczów w różnych rozpuszczalnikach. Przeprowadź ten eksperyment.

Projekt eksperymentu (problem badawczy, hipotezy robocze, potrzebne materiały, wykonanie) zapisz w zeszycie.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

TZW. KWASY TŁUSZCZOWE:

– NASYCONE

- butanowy (masłowy) C_3H_7COOH,
- heksadekanowy (palmitynowy) $C_{15}H_{31}COOH$,
- oktadekanowy (stearynowy) $C_{17}H_{35}COOH$,
- eikozanowy (arachidowy) $C_{19}H_{39}COOH$;

– NIENASYCONE

- oleinowy (oktadekenowy) $C_{17}H_{33}COOH$,
- dodecenowy (dodekenowy) $C_{11}H_{21}COOH$,
- oktadekadienowy (linolowy) $C_{17}H_{31}COOH$.

Z punktu widzenia zasad prawidłowego odżywiania, tłuszcze stanowią ważną rodzinę związków. Ponieważ na biologii omawia się ich odżywcze właściwości, na lekcjach chemii należy zwrócić uwagę na ich budowę.

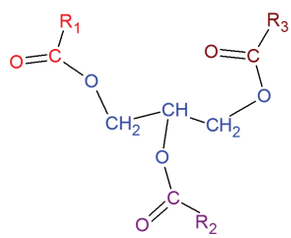
Rysunki należy dokładnie omówić. Wzory strukturalne i grupowe tłuszczy są dość rozbudowane, jednak konieczne do zrozumienia. Same wzory sumaryczne są bowiem niemożliwe do zapamiętania, jeśli nie wiemy, skąd wywodzą się ich poszczególne elementy.

Tłuszcze dobrze rozpuszczają się w ciekłych węglowodorach, słabo w alkoholach, a prawie wcale – w wodzie.

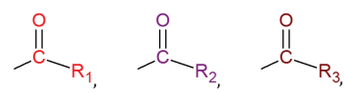
! ZAPAMIĘTAJ

TŁUSZCZE – estry wywodzące się od propanotriolu (glicerolu) i od kwasów karboksylowych zwanych kwasami tłuszczowymi.

W cząsteczce propanotriolu znajdują się 3 grupy -OH, dlatego w cząsteczce tłuszczu są reszty 3 cząsteczek kwasów. W cząsteczce tłuszczu mogą znajdować się reszty tych samych lub różnych kwasów:

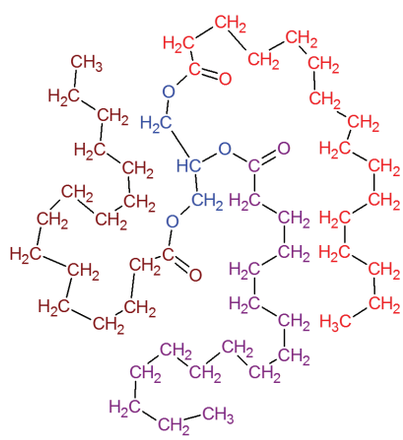


gdzie:

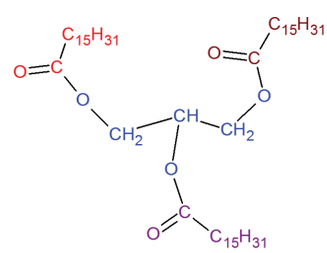


to fragmenty pochodzące od kwasów karboksylowych.

Zamieszczony poniżej wzór przedstawia strukturę cząsteczki tłuszczu, w której znajdują się 3 reszty pochodzące od 1 kwasu — kwasu heksadekanowego (palmitynowego). Nazwa zwyczajowa tej substancji to tripalmitynian gliceryny. Atomy wchodzące w skład fragmentu tłuszczu pochodzącego od alkoholu zaznaczono na niebiesko, a reszty kwasowe odpowiednio pozostałymi kolorami.



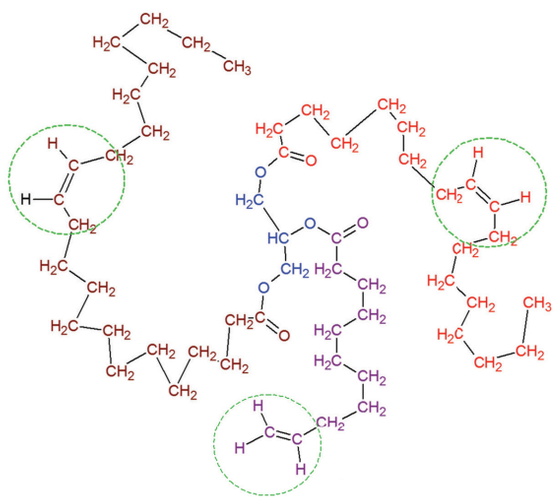
Wzór uproszczony:



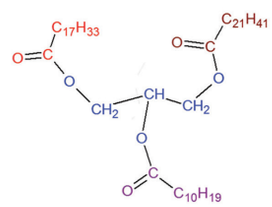
Przykładem tłuszczu zawierającego różne reszty kwasowe jest ester gliceryny i kwasów: heksadekanowego (palmitynowego), butanowego (masłowego) i oktadekanowego (stearynowego).

Tłuszcze mogą także pochodzić od nienasyconych kwasów tłuszczowych, zawierających wiązania wielokrotne pomiędzy atomami węgla. Poniżej znajduje się wzór przykładowej cząsteczki tłuszczu, pochodzącej od glicerolu, oraz kwasów:

Z-oktadek-9-enowego ($C_{17}H_{33}COOH$), Z-dokoz-13-enowego ($C_{21}H_{41}COOH$) oraz kwasu undec-10-enowego ($C_{10}H_{19}COOH$):



Wzór uproszczony:



DOŚWIADCZENIE 238.

WYKONANIE

Do jednej probówki nałóż odrobinę masła, a do drugiej nalej około 2 cm^3 oleju jadalnego. Następnie dodaj do nich po 1 cm^3 roztworu bromu w czterochlorku węgla (tetrachlorometanie). Zawartość probówek dokładnie wytrząśnij.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Roztwór bromu odbarwił się w tej probówce, w której znajdował się olej jadalny. W probówce z masłem roztwór bromu pozostał niezmieniony.

W cząsteczkach oleju jadalnego pomiędzy atomami węgla znajdują się wiązania wielokrotne.

Reakcja z bromem, tak jak w przypadku węglowodorów nienasyconych, pozwala na wykrycie wiązań wielokrotnych. Powyższe doświadczenie pokazuje, że w oleju nastąpiło odbarwienie roztworu, natomiast w probówce z masłem roztwór bromu nadal pozostał brunatny.

W większości przypadków tłuszcze roślinne są cieczami i w cząsteczkach pomiędzy atomami węgla zawierają wiązania wielokrotne (podwójne lub potrójne) – są nienasycone. Natomiast tłuszcze zwierzęce przeważnie są stałe i zawierają w cząsteczce pomiędzy atomami węgla tylko wiązania pojedyncze (są nasycone). Znane są jednak wyjątki, np. tran pochodzenia zwierzęcego jest tłuszczem ciekłym, a masło kakaowe, będące pochodzenia roślinnego, jest tłuszczem stałym.

Należy sprawdzić, jaki procent związków nienasyconych posiada tłuszcz danego rodzaju. Przykładowo smalec zawiera około 40% związków nienasyconych i bardzo dobrze odbarwia brom.

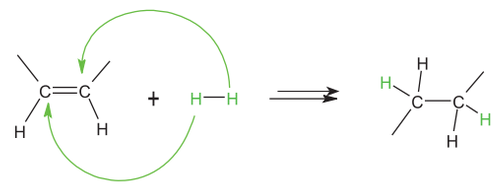
MARGARYNĘ
wynalazł chemik Hippolyte Mege Mouriés [hipolit mesz muries] w 1869 roku.

Wynalazek ten był odzewem na ogłoszony przez Napoleona III konkurs z nagrodą (100 000 franków) za opracowanie syntetycznych tłuszczów jadalnych.

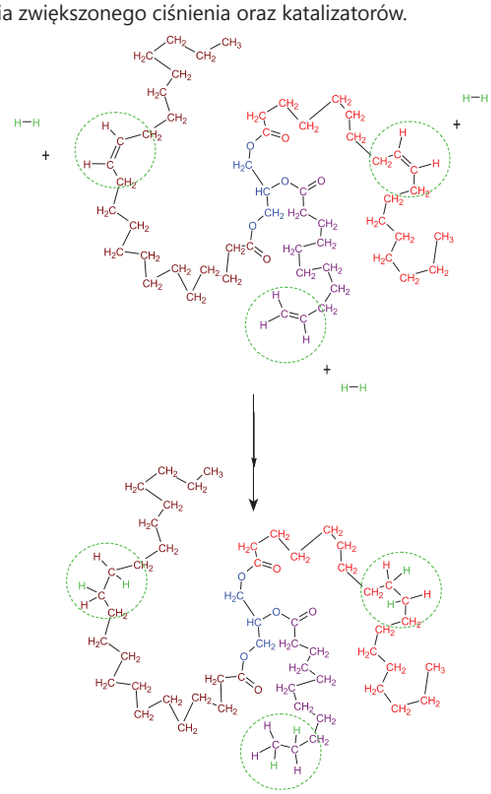
Mouriés otrzymał produkt, który kolorem przypominał masę perłową. To zainspirowało go do nadania swojemu wynalazkowi nazwy „margaryna" (w języku greckim perła to margaritari).

Swoją pierwszą margarynę uzyskał, gdy przetopił łój wołowy z dodatkiem wody, sody, żołądków zwierzęcych. Zestaloną masę przepuścił przez prasę hydrauliczną.

W życiu codziennym właściwości te są wykorzystywane do produkcji margaryny z oleju roślinnego. Margaryna nazywana jest tłuszczem utwardzonym, ponieważ tłuszcze roślinne (ciekłe), zawierające wiązania wielokrotne, są „utwardzane" poprzez przyłączenie (addycję) atomów wodoru do atomów węgla, pomiędzy którymi są wiązania wielokrotne. Mechanizm reakcji przedstawiamy poniżej, na wycinku tego fragmentu cząsteczki, który zawiera wiązanie wielokrotne. Jeżeli w cząsteczce tłuszczu znajduje się więcej takich ugrupowań, wszystkie będą reagować podobnie.



Przyłączenie atomów wodoru powoduje, że ze związków nienasyconych powstają związki nasycone. Reakcja ta wymaga zwykle zastosowania zwiększonego ciśnienia oraz katalizatorów.



Największą rolę w żywieniu spośród kwasów nienasyconych odgrywają kwas linolowy oraz kwas α-linolenowy. Wynika to z faktu, że organizm człowieka nie syntetyzuje wiązań podwójnych w położeniu omega-6 i omega-3, czyli właśnie kwasu linolowego i α-linolenowego. Organizm ludzki ma natomiast zdolność przebudowy obu tych kwasów, a w szczególności wydłużania ich łańcucha węglowego.

Nienasycone kwasy tłuszczowe są składnikami tkanek, dlatego muszą być dostarczane do organizmu już we wczesnym etapie życia. To one tworzą prostaglandyny, czyli hormony tkankowe, które regulują czynności układu krążenia, wydzielanie soków trawiennych oraz agregację płytek krwi. Nienasycone kwasy tłuszczowe są również potrzebne do prawidłowego rozprowadzania lipidów, zmniejszając zawartość cholesterolu. Nienasycone kwasy tłuszczowe stanowią ponadto dobre źródło energii (jeden gram tych kwasów dostarcza dziewięciu kilokalorii).

Nadmiar nienasyconych kwasów tłuszczowych w organizmie może powodować zwiększenie cholesterolu w surowicy krwi i zmiany miażdżycowe. Sprzyja on również występowaniu nowotworów okrężnicy, gruczołu piersiowego i gruczołu krokowego.

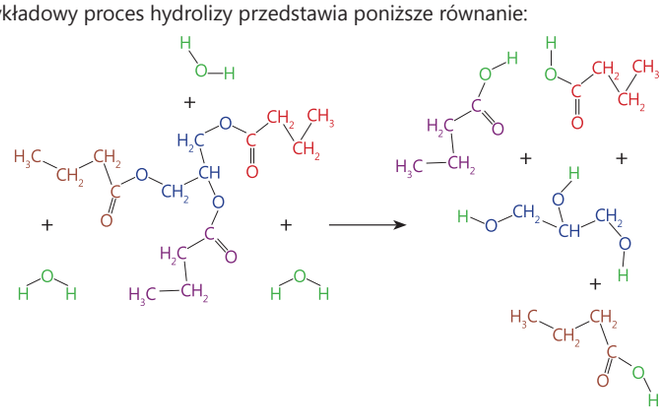
Izomery trans nienasyconych kwasów tłuszczowych nie występują w naturalnych tłuszczach. Powstają one pod wpływem temperatury oraz czynników fizykochemicznych (między innymi w procesie oczyszczania tłuszczów). Izomery trans występują w margarynie, tłuszczach piekarskich, wielokrotnie wykorzystywanych do smażenia tłuszczach, w pieczywie cukierniczym, ciasteczkach, batonikach i produktach fast food. Izomery trans zwiększają w organizmie człowieka stężenie cholesterolu frakcji LDL, dodatkowo zmniejszając stężenie cholesterolu frakcji HDL (tzw. dobrego cholesterolu).

ĆWICZENIE 423.

Podyskutuj na temat wpływu na zdrowie człowieka tłuszczów zwierzęcych, roślinnych i utwardzanych.

Oprócz reakcji utwardzania, tłuszcze, jak inne estry, ulegają też reakcji hydrolizy. Możemy mówić o tak zwanej hydrolizie kwasowej (została ona opisana w poprzednim rozdziale). Hydroliza kwasowa zachodzi w obecności wody, a jest katalizowana obecnością kwasu. W przypadku tłuszczów przykładem hydrolizy kwasowej może być jełczenie masła.

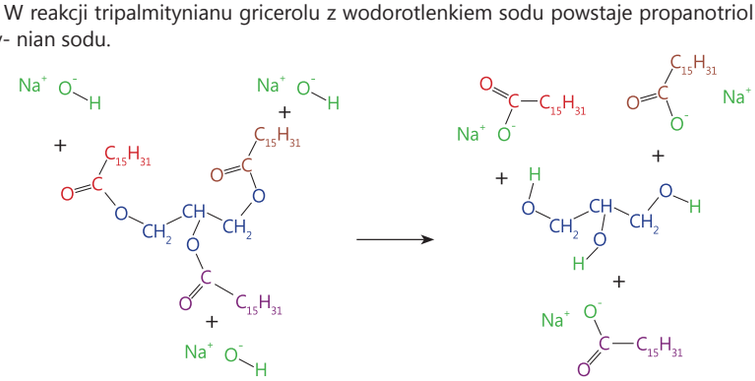
Przykładowy proces hydrolizy przedstawia poniższe równanie:



Tłuszcz ulega rozkładowi, w wyniku czego powstaje glicerol oraz uwalniają się kwasy karboksy- lowe (w powyższym przykładzie kwas butanowy).

W rozdziale 14.3. wspominaliśmy, że w przemyśle z tłuszczu otrzymuje się mydła. Proces ten to inny rodzaj hydrolizy, tak zwana hydroliza zasadowa, zachodząca w obecności wodorotlenku sodu lub wodorotlenku potasu. Proces ten jest nazywany także zmydlaniem estrów (zmydlaniem tłuszczu). W wyniku reakcji wydziela się alkohol – glicerol, a także odpowiednie sole sodowe lub potasowe kwasów tłuszczowych, czyli mydła.

W reakcji tripalmitynianu gricerolu z wodorotlenkiem sodu powstaje propanotriol i palmity- nian sodu.



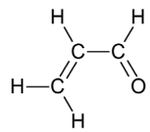
Zrozumienie mechanizmu reakcji tak dużych cząsteczek wymaga posługiwania się wzorami grupowymi. Dlatego podczas omawiania tych procesów wspomagamy się załączonymi rysunkami.

Pytanie o to, jak powstaje wosk w ulu, zajmowało naukowców od tysiącleci. Arystoteles przypuszczał, że wosk pochodzi z kwiatów. Dopiero w 1744 roku Christian Fritzsch Hornbostel [kristian fric hornbostel] stwierdził, że to pszczoły produkują wosk. Sposób, w jaki pszczoły wydzielają wosk, został opisany dopiero w roku 1912 przez Louisa Dreylinga [luisa drejlina].

WZÓR GRUPOWY WOSKU PSZCZELEGO

$C_{15}H_{31}-C(=O)-O-C_{30}H_{61}$

Tłuszcze są powszechnie wykorzystywane do smażenia. Długotrwałe ogrzewanie tłuszczu powoduje jednak, że ulega on rozkładowi z wydzieleniem szkodliwego związku, tak zwanej akroleiny (związek chemiczny z grupy aldehydów, jego nazwa systematyczna to prop-2-enal) o wzorze:

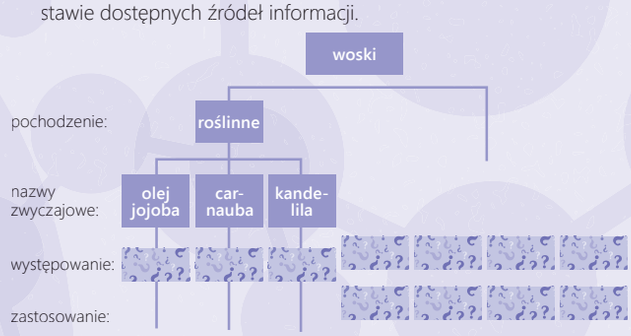


Oprócz tłuszczów w przyrodzie występują estry zaliczane do rodziny wosków. Estry te wywodzą się od alkoholi jednowodorotlenowych, w których cząsteczce znajduje się dużo atomów węgla i tzw. kwasów tłuszczowych.

Na przykład ester, wywodzący się od kwasu heksadekanowego (palmitynowego) i triakosanolu (zwyczajowo zwanym alkoholem mirycylowym), występuje w wosku pszczelim.

ĆWICZENIE 424.

Przerysuj poniższy schemat do zeszytu i uzupełnij go na podstawie dostępnych źródeł informacji.



DOŚWIADCZENIE 239.

WYKONANIE

Zaproponuj, a następnie wykonaj doświadczenie, dzięki któremu zbadasz właściwości wosku.

Projekt doświadczenia, obserwacje i wnioski zapisz w zeszycie.

W przyrodzie woski zabezpieczają liście i owoce przed nadmierną utratą wody. Woski są nierozpuszczalne w wodzie, natomiast rozpuszczają się w rozpuszczalnikach organicznych. Wosk pszczeli stosuje się m.in. do produkcji świec i środków czystości (np. pasty, nabłyszczacze).

	woski						
pochodzenie	roślinne			zwierzęce			
nazwy zwyczajowe	olej jojoba	carnauba	kandelila	wosk pszczeli	lanolina	olbrot	wosk trupi
występowanie	simondsja kalifornijska	palma gatunku *Copernicia cerifera*	liście wilczomlecza	wydzielina pszczół	owcza wełna	głowa kaszalota	ciała martwych ssaków
zastosowanie	kosmetyki przeciwłupieżowe, przeciwtrądzikowe i przeciw rozstępom	konserwacja dzieł sztuki; żelki oraz otoczka Tic Taców	pasty do butów, podłóg, skóry i drewna; kosmetyki	świece, pasty, nabłyszczacze; pielęgnacja dredów	kosmetyki, maści i kremy	przemysł farmaceutyczny	określanie daty śmierci w kryminalistyce

169

DUCH CHEMII

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

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

15.3. CZY WZORY CUKRÓW PROSTYCH SĄ PROSTE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: węglowodór, redukcja;**
- **w jaki sposób bada się właściwości substancji i stan ich skupienia.**

Bardzo często spotykamy się z sytuacją, że słowa znane nam z codziennego życia mają w chemii inne znaczenie. Tak jest też z pojęciem cukru – w codziennym życiu używamy go, myśląc o białych kryształkach, którymi słodzi się np. herbatę. W chemii natomiast cukry to wielka rodzina związków, nazywanych węglowodanami lub sacharydami. Niektóre cukry mają słodki smak, ale wiele z nich takiego smaku nie ma.

Cukry dzieli się na 3 grupy:

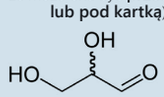
- cukry proste, czyli monosacharydy;
- oligosacharydy:
  - dwucukry (disacharydy), czyli cukry, których cząsteczka zbudowana jest z 2 reszt cukrów prostych,
  - trisacharydy ich cząsteczka zbudowana jest z 3 reszt cukrów prostych,
  - tetra-, penta-, ... sacharydy;
- wielocukry (polisacharydy), których cząsteczka zbudowana jest z bardzo wielu reszt cukrów prostych.

Cukry proste dzieli się ze względu liczbę atomów w cząsteczce.

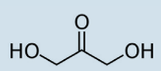
triozy (mają 3 atomy węgla)	aldehyd glicerynowy
	dihydroksyaceton
tetrozy (mają 4 atomy węgla)	erytroza
	treoza
pentozy (mają 5 atomów węgla)	ryboza – występuje w RNA
	deoksyryboza – występuje w DNA
	arabinoza – występuje w gumie arabskiej
heksozy (mają 6 atomów węgla)	glukoza – występuje w owocach
	mannoza – występuje w niektórych roślinach, na przykład w jesionie mannowym
	fruktoza – występuje w miodzie
heptozy (mają 7 atomów węgla)	mannoheptuloza – występuje w awokado
	sedoheptuloza – występuje w prymulce

TABELA 15.2. Podział cukrów prostych.

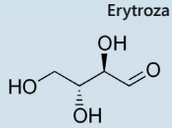
Wzór strukturalny aldehydu glicerynowego (wężyk do grupy –OH oznacza, że może ona być **przed lub pod kartką**):



Pierwotnie **dihydroksyaceton** był stosowany w leczeniu cukrzycy, a obecnie jest używany głównie do produkcji samoopalaczy:



Erytroza



Uczniowie powinni znać podział na mono-, oligo- i polisacharydy. Dalszych informacji dotyczących podziału cukrów nie muszą pamiętać.

Nie zawsze wartości zmiennych m i n będą równe, tak jak w poniższych wzorach. Znane są cukry, które nie spełniają tego wzoru ogólnego, na przykład deoksyryboza o wzorze $C_5H_{10}O_4$.

trioz $C_3H_6O_3$
tetroz $C_4H_8O_4$
pentoz $C_5H_{10}O_5$
heksoz $C_6H_{12}O_6$
heptoz $C_7H_{14}O_7$

Nazwa węglowodany niesie za sobą mniej błędnych skojarzeń niż obecnie promowane pojęcie cukry.
Na pytanie o właściwości cukrów większość uczniów odpowie, że cukry to białe, krystaliczne substancje, które dobrze rozpuszczają się w wodzie i mają słodki smak.
Dlatego należy albo stosować pojęcie węglowodanów, albo niezmiennie korygować pierwotne skojarzenia ze słowem cukier.

ĆWICZENIE 425.

Oblicz w zeszycie stosunek ilości atomów wodoru do ilości atomów tlenu w cząsteczkach różnych cukrów. Czy coś Ci on przypomina? Czy na tej podstawie umiesz wyjaśnić nazwę „węglowodany"?

ĆWICZENIE 426.

Na podstawie wzorów z poprzedniego ćwiczenia określ, z jakich pierwiastków zbudowane są cząsteczki cukrów. Zapisz wniosek w zeszycie.

ZAPAMIĘTAJ

Wzory sumaryczne cukrów prostych można przedstawić za pomocą ogólnego wzoru:

$$C_mH_{2n}O_n.$$

ĆWICZENIE 427.

Zapisz w zeszycie ogólne wzory sumaryczne:

- trioz,
- tetroz,
- pentoz,
- heksoz,
- heptoz.

Glukoza, nazywana zwyczajowo cukrem gronowym (ponieważ występuje w winogronach), jest jednym z najczęściej występujących w przyrodzie cukrów prostych. Jest też powszechnie stosowana przez człowieka.

DOŚWIADCZENIE 240.

WYKONANIE

Zaproponuj i wykonaj doświadczenie, w którym zbadasz właściwości fizyczne glukozy.

Projekt, obserwacje i wnioski zapisz w zeszycie.

Cząsteczki cukrów prostych – w stanie stałym, w krysztale cukru – tworzą pierścienie.

ĆWICZENIE 428.

Opisz w zeszycie budowę pierścienia cząsteczki glukozy (z ilu i z jakich atomów się składa, gdzie są przyłączone grupy -OH).

Stosunek wodoru do tlenu wynosi 2:1, czyli tyle co w wodzie. Stąd nazwa cukrów: „węglo-" (C) „-wodany" (H_2O).

Cząsteczki cukrów są zbudowane z atomów węgla, wodoru i tlenu.

Potrzebne materiały:
Glukoza, woda, probówka, statyw do probówek.
Wykonanie:
Obejrzyj kryształki glukozy, a następnie sprawdź rozpuszczalność glukozy w wodzie.
Obserwacje:
Glukoza jest białą, krystaliczną substancją. Wprowadzona do wody, rozpuszcza się.
Wnioski:
Biała, krystaliczna substancja. Dobrze rozpuszcza się w wodzie.

Wzory strukturalne i grupowe cukrów są trudne do zapamiętania. Nie należy ich zatem wymagać od uczniów. Uczniowie powinni jednak umieć omówić budowę cukru oraz wskazać znane im elementy i grupy, jeżeli zostanie im podany (lub narysowany) odpowiedni wzór.

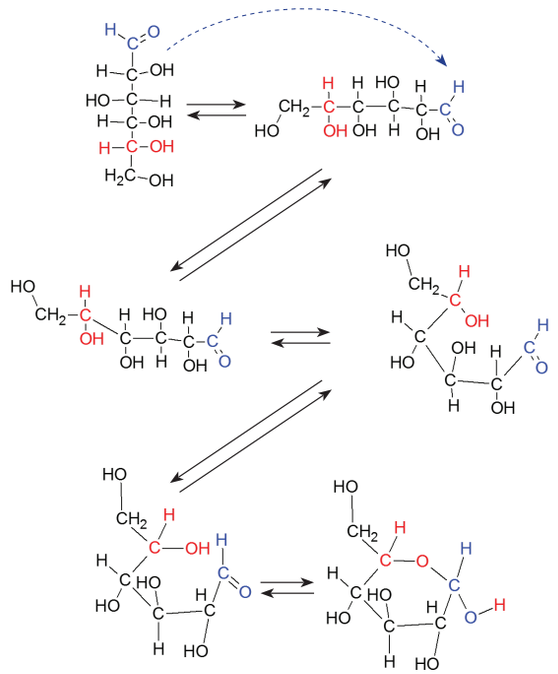
Uczniowie powinni wiedzieć, że cząsteczka glukozy występuje w formie łańcuchowej albo pierścieniowej. Nie muszą jednak potrafić narysować tych form. Mając natomiast przedstawiony rysunek z zaznaczonymi grupami, powinni potrafić opisać, w jaki sposób pierścień glukozy zamyka się i otwiera.

Zrozumienie przebiegu reakcji Trommera wymaga kompleksowej wiedzy chemicznej. W reakcji Trommera zachodzą bowiem dwie reakcje chemiczne, pojawiają się w niej ponadto wzory i nazwy tlenków, wodorotlenków oraz soli. Należy zatem zdecydować, których informacji będziemy wymagać od uczniów.

CZY WZORY CUKRÓW PROSTYCH SĄ PROSTE?

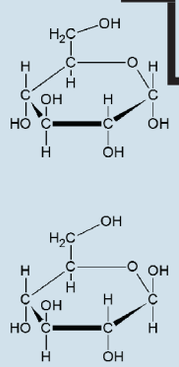
W roztworze wodnym pierścienie ulegają otwarciu i cukier może występować w formie łańcucha. Jednak po chwili łańcuch znów się zamyka i otwiera.

Wzór sumaryczny glukozy to $C_6H_{12}O_6$. Poniższy rysunek ukazuje kolejne fazy zamykania i otwierania pierścienia glukozy.



GLUKOZA PIERŚCIENIOWA istnieje w dwóch odmianach izomerycznych.

Uważnie obejrzyj poniższe rysunki. Czym one się różnią?



Zbadajmy właściwości chemiczne glukozy.

DOŚWIADCZENIE 241.

WYKONANIE

Do probówki nalej 2 cm^3 roztworu glukozy i dodaj kilkanaście kropli roztworu siarczanu(VI) miedzi(II), a także około 1 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu. Ogrzej zawartość probówki.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Powyższa reakcja to tak zwana próba Trommera [tromera]. W wyniku reakcji glukozy z siarczanem(VI) miedzi(II) w środowisku zasadowym powstał tlenek miedzi(I) (o wzorze sumarycznym Cu_2O). Przed reakcją w roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) znajdowały się jony Cu^{2+} oraz cząsteczki glukozy. Dodatek roztworu wodorotlenku sodu spowodował

Opisywanie wewnętrznej budowy atomu w oparciu o rysunki nie sprawia trudności większości uczniów.

Rysunki różnią się położeniem grup –OH oraz –H przy pierwszym atomie węgla od prawej.

Wytrąca się niebieski osad. Po ogrzaniu probówki barwa osadu zmienia się na ceglastoczerwoną.

Glukoza redukuje jony miedzi(II) z wodorotlenku miedzi(II) do jonów miedzi(I), zawartych w tlenku miedzi(I). Tlenek miedzi(I) jest ceglastoczerwony.

wytrącenie niebieskiego, galaretowatego osadu wodorotlenku miedzi(II). Pod wpływem ogrzewania tej mieszaniny następuje zmiana barwy, spowodowana procesem utleniania i redukcji. Jony miedzi(II) przyjmują elektron od glukozy, powodując jej utlenianie, a same ulegają redukcji do jonów miedzi(I), które w produkcie reakcji występują w postaci ceglastego osadu tlenku miedzi(I). Można w takim razie powiedzieć, że glukoza zredukowała jony miedzi(II) do jonów miedzi(I), wykazuje więc właściwości redukujące. Proces ten można przedstawić za pomocą równań:

$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4,$$

$$2Cu(OH)_2 + C_6H_{12}O_6 \rightarrow Cu_2O + C_6H_{12}O_7 + 2H_2O.$$

Ścianki probówki pokryły się srebrną warstwą.

Glukoza w pewnych warunkach redukuje jony srebra do srebra metalicznego.

Jest to tzw. próba Tollensa.

Tę reakcję wykorzystywano do srebrzenia bombek choinkowych. Początki ich produkcji datuje się na 1847 rok. Pierwsze bombki zostały wykonane w Niemczech przez Hansa Greinera [hansa grajnera]. Natomiast techniki srebrzenia zostały opracowane w 1850 roku przez Justusa von Liebiga [justusa fon libicha].

DOŚWIADCZENIE 242.

WYKONANIE

Przygotuj zlewkę z gorącą wodą. Posłuży ona jako łaźnia wodna. Przygotuj także dwie idealnie czyste (wewnątrz) probówki. W jednej przygotuj wodny roztwór glukozy. Do drugiej nalej około 2 cm^3 roztworu azotanu(V) srebra, a następnie dodawaj kroplami wodny roztwór amoniaku aż do momentu, gdy początkowo wytrącający się osad zniknie. Do tak przygotowanego roztworu przelej zawartość probówki z roztworem glukozy. Probówkę z mieszaniną odstaw na kilka minut do zlewki z gorącą wodą.

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

Glukoza wykazuje właściwości redukujące. Zredukowała ona jony srebra do srebra metalicznego.

W powyższym doświadczeniu jony Ag^+ w środowisku zasadowym przyjmują elektrony od cząsteczek glukozy, są więc redukowane do wolnego srebra, które osadza się na ściankach probówki. Jest to tak zwana próba Tollensa [tolensa], która pozwala również na wykazanie właściwości redukujących glukozy.

Lustro srebrowe w probówce po lewej stronie

ZAPAMIĘTAJ

Właściwości redukujące wykazuje nie tylko glukoza, lecz również inne cukry proste.

ĆWICZENIE 429.

Glukoza, jak wszystkie cukry, ulega reakcji spalania. Napisz i uzgodnij równania reakcji.

$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$
$C_6H_{12}O_6 + 3O_2 \rightarrow 6CO + 6H_2O$
$C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow 6C + 6H_2O$
Uwaga! Ze względu na dużą ilość tlenu w cząsteczce glukozy, ostatnia z rozpisanych reakcji nie zachodzi.

Glukoza to jeden z głównych związków energetycznych. Stosowana jest w przemyśle spożywczym, farmaceutycznym, a także w medycynie (kroplówki), sporcie (napoje energetyzujące). Jest bardzo dobrze przyswajana przez organizm człowieka, lecz zarówno jej nadmiar we krwi (hiperglikemia), jak i niedobór (hipoglikemia) może być groźny dla

Przy okazji omawiania charakterystycznych dla cukrów reakcji pojawiają się reakcje redoks. Jest to szansa na przypomnienie tego pojęcia w ogólnym kontekście.

W próbie Tollensa wykorzystuje się odczynnik Tollensa, czyli roztwór zawierający kompleksowe jony diaminasrebra(I), $[Ag(NH_3)_2]^+$. Roztwór ten otrzymuje się, dodając wodny roztwór amoniaku do roztworu azotanu(V) srebra(I). Początkowo w wyniku reakcji wytrąca się brunatny osad tlenku srebra(I): $2AgNO_3 + 2NH_3 + H_2O \rightarrow Ag_2O\downarrow + 2NH_4NO_3$. Tlenek srebra(I) rozpuszcza się następnie w nadmiarze amoniaku: $Ag_2O + 4NH_3 + H_2O \rightarrow 2[Ag(NH_3)_2]^+ + 2OH^-$.

W ten sam sposób przebiega proces spalania glukozy w organizmie: $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$. Należy zwrócić uwagę uczniów na liczbę atomów tlenu w cząsteczce glukozy. Liczba atomów tlenu powoduje, że spalenie glukozy do samego węgla nie jest możliwe, nawet przy małym dostępie tlenu z powietrza.

Wzory sumaryczne glukozy i fruktozy są identyczne. Ponieważ nie wymagamy od uczniów znajomości wzorów strukturalnych tych związków, wystarczy że będą oni pamiętać, że glukoza ma pierścień sześcioatomowy, a fruktoza pięcioatomowy.

Potrzebne materiały:
Fruktoza, glukoza, woda, probówka oraz statyw do probówek.
Wykonanie:
Obejrzyj kryształki fruktozy, a następnie sprawdź jej rozpuszczalność w wodzie. Porównaj smak obu substancji.

Fruktoza jest białą, krystaliczną substancją. Wprowadzona do wody, uległa rozpuszczeniu. Jest słodsza od glukozy.

Biała, krystaliczna substancja. Dobrze rozpuszcza się w wodzie. Jest słodsza od glukozy.

W wielu domach prowadzi się proces fermentacji, otrzymując w jego wyniku wina owocowe. Uczniowie rzadko zdają sobie sprawę z tego, że jest to proces chemiczny.

zdrowia, a nawet życia. Chorobą związaną z kłopotami z przetwarzaniem cukrów przez organizm (i w związku z tym podwyższonym poziomem glukozy we krwi) jest cukrzyca.

Kolejnym cukrem prostym, występującym w przyrodzie, jest fruktoza (wzór sumaryczny: $C_6H_{12}O_6$). Cząsteczka fruktozy zawiera 6 atomów węgla.

ĆWICZENIE 430.

Opisz w zeszycie budowę pierścienia cząsteczki fruktozy (z ilu i z jakich atomów się składa, gdzie są przyłączone grupy -OH).

ĆWICZENIE 431.

Porównaj budowę cząsteczek glukozy i fruktozy. Co mają wspólnego, a czym się różnią? Zapisz wnioski w zeszycie.

Nazwa fruktoza pochodzi z łaciny (*fructus* – owoc). Jej nazwa zwyczajowa to cukier owocowy. W stanie wolnym występuje w owocach, miodzie, nektarze kwiatów i spermie ssaków.

Fruktoza stosowana jest przez diabetyków (ludzi chorujących na cukrzycę) jako substancja słodząca. Jednak spożywanie większych ilości fruktozy może powodować biegunkę i bóle brzucha. Podnosi też wyraźnie poziom cholesterolu we krwi.

DOŚWIADCZENIE 243.

WYKONANIE

Zaproponuj, jak zbadać właściwości fizyczne fruktozy. Porównaj jej smak ze smakiem glukozy (uwaga: smak porównuj tylko wówczas, jeżeli glukozę i fruktozę masz ze sklepu spożywczego i wiesz na pewno, że nie są zanieczyszczone).

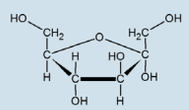
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

W procesie fermentacji alkoholowej z glukozy i fruktozy powstaje alkohol (etanol) i wydziela się tlenek węgla(IV). Proces ten można zapisać za pomocą sumarycznego równania reakcji:

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{drożdże}} 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow.$$

Otrzymywanie etanolu w procesie fermentacji znane jest od zarania dziejów. W zależności od występujących na danym terenie roślin czy zbóż i zastosowanej technologii produkcji otrzymywano piwa, wina lub wódkę. Destylacja alkoholu była zaczątkiem metody rozdzielania mieszanin. Przemysł browarniczy wniósł wielki wkład w rozwój cywilizacji (w średniowieczu rzeki były tak zanieczyszczone, iż picie z nich wody groziło śmiercią, stąd powszechne było picie słabego piwa).

FRUKTOZA



Cząsteczka fruktozy składa się z sześciu atomów węgla, dwunastu atomów wodoru i sześciu atomów tlenu. Jej pięciokątny pierścień tworzą cztery atomy węgla i jeden atom tlenu, znajdujący się pomiędzy drugim i piątym atomem węgla. Grupy –OH przyłączone są do atomów węgla.

Cząsteczki glukozy i fruktozy mają takie same wzory sumaryczne, lecz różne wzory strukturalne. Fruktoza tworzy pierścień pięcioatomowy, a glukoza pierścień sześcioatomowy. Glukoza i fruktoza są izomerami.

Masa jednego mola glukozy wynosi 180 g. W procesie fermentacji z jednego mola glukozy powstają dwa mole etanolu o łącznej masie 92 g.
Ze 100 g glukozy powstanie x g etanolu.
x = 51,(1)
Odpowiedź:
ze 100 g cukru w procesie fermentacji powstanie 51,(1) g etanolu.

Z sześciu moli tlenku węgla(IV), czyli z 6 • 22,4 dm^3 tlenku węgla(IV), powstaje sześć moli tlenu, czyli 6 • 22,4 dm^3 tlenu. Wynika z tego, że z 67,2 dm^3 tlenku węgla(IV) powstanie taka sama objętość tlenu, czyli 67,2 dm^3 tlenu.

ĆWICZENIE 432.

Oblicz w zeszycie, ile gramów etanolu powstanie ze 100 g cukru w procesie fermentacji.

W roślinach glukoza i fruktoza powstają w procesie fotosyntezy. Jest to biochemiczna reakcja, polegająca na wytwarzaniu przy udziale światła cukru i tlenu z tlenku węgla(IV) i wody przez komórki roślinne zawierające chlorofil.

W uproszczonej formie sumaryczny przebieg fotosyntezy można zapisać:

$$6H_2O + 6CO_2 \xrightarrow{\text{energia świetlna}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow.$$

Reakcja ta jest jedną z najważniejszych przemian biochemicznych, ponieważ powoduje wzrost masy materii organicznej (cukrów) kosztem materii nieorganicznej (tlenku węgla(IV)).

ĆWICZENIE 433.

Oblicz w zeszycie, ile dm^3 tlenu powstanie w procesie fotosyntezy z 67,2 dm^3 tlenku węgla(IV).

Cukry proste na ogół łatwo krystalizują i są rozpuszczalne w wodzie. Są substancjami bezwonnymi, białymi, charakteryzują się słodkim smakiem, choć np. mannoza jest słodko-gorzka.

Glukoza i fruktoza są najważniejszymi cukrami prostymi występującymi w przyrodzie, jednak należy też wspomnieć o kilku innych.

Ksyloza (nazwa zwyczajowa: cukier drzewny) – stosuje się ją w przemyśle spożywczym jako środek do konserwowania owoców, produkcji lodów i wyrobów cukierniczych.

Ksyluloza gromadzi się w moczu u pacjentów chorych na pentosurię (z uwagi na fakt, że ksyluloza jest cukrem o właściwościach redukujących, tak jak glukoza, w przeszłości chorzy na pentosurię byli błędnie diagnozowani jako chorzy na cukrzycę).

Sorboza występuje w owocach jarzębiny (*Sorbus aucuparia)*.

Mannoheptuloza występuje w awokado i w lucernie.

Sedoheptuloza jest obecna w roślinie z rodzaju rozchodników (*Sedum spectabile)*. Powstaje również pośmiertnie w tkankach ssaków. Najbardziej bogatym warzywem w sedoheptulozę jest marchew.

ĆWICZENIE 434.

Oblicz w zeszycie skład procentowy glukozy, fruktozy, ksylozy, ksylulozy, sorbozy, mannoheptulozy i sedoheptulozy.

Przedstawione równanie reakcji fotosyntezy jest bardzo uproszczone, ponieważ ukazuje tylko substraty i produkty końcowe, pomijając etapy przemian pośrednich. Z punktu widzenia chemika jest to równanie wystarczająco poprawne. Należy jednak poinformować uczniów, że na lekcjach biologii proces fotosyntezy jest omawiany bardziej szczegółowo.

Wszystkie wymienione cukry mają taki sam wzór ogólny, a tym samym taki sam skład procentowy. W 40% składają się one z węgla, w 53,(3)% z tlenu i w 6,(7)% z wodoru.

Triozy		Tetrozy		Pentozy		Heksozy		Heptozy	
Nazwa	Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór sumaryczny
aldehyd glicery-nowy	$C_3H_6O_3$	erytroza	$C_4H_8O_4$	ryboza	$C_5H_{10}O_5$	galak-toza	$C_6H_{12}O_6$	sedo-heptu-loza	$C_7H_{14}O_7$
dihy-droksy-aceton	$C_3H_6O_3$	treoza	$C_4H_8O_4$	deoksy-ryboza	$C_5H_{10}O_4$	glukoza	$C_6H_{12}O_6$	mano-heptu-loza	$C_7H_{14}O_7$
				ksyluloza	$C_5H_{10}O_5$	fruktoza	$C_6H_{12}O_6$		
				ksyloza	$C_5H_{10}O_5$	sorboza	$C_6H_{12}O_6$		

CZY WZORY CUKRÓW PROSTYCH SĄ PROSTE?

Są również cukry proste, które nie występują w przyrodzie w postaci niezwiązanej, ale wchodzą w skład dwucukrów, wielocukrów, w charakterze tak zwanych reszt cukrowych. Należą do nich:

Ryboza – wchodzi w skład substancji o znaczeniu biologicznym: rybonukleozydów, nukleotydów (np. AMP, ADP, ATP, GTP, CTP, UTP), dinukleotydów (np. NAD, NADP, FAD), kwasu rybonukleinowego (RNA), niektórych koenzymów (koenzym A) i witamin (witamina B_2 i B_{12}).

Deoksyryboza – jest składnikiem nukleozydów, nukleotydów i kwasów nukleinowych (w tym DNA).

Galaktoza – wchodzi w skład dwucukru – laktozy. U zwierząt występuje w postaci składnika cukru mlekowego oraz składnika substancji mózgowej. Nie jest spotykana w postaci wolnej.

ĆWICZENIE 435.

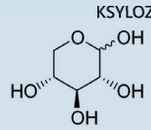
Przerysuj do zeszytu poniższą tabelę. Podaj nazwy i wzory sumaryczne wymienionych w tej lekcji cukrów. Na podstawie wzoru sumarycznego zaklasyfikuj każdy cukier do właściwej grupy.

TRIOZY		TETROZY		PENTOZY		HEKSOZY		HEPTOZY	
Nazwa	Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór sumaryczny

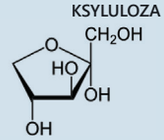
DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Wyhoduj kryształy glukozy lub fruktozy.

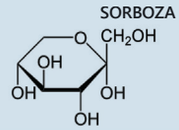
KSYLOZA



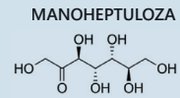
KSYLULOZA



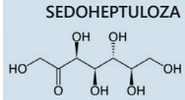
SORBOZA



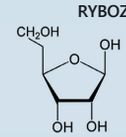
MANOHEPTULOZA



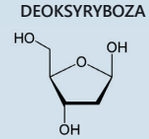
SEDOHEPTULOZA



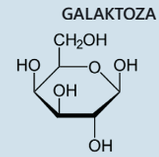
RYBOZA



DEOKSYRYBOZA



GALAKTOZA



Według niektórych źródeł mieszkańcy Papui Nowej Gwinei potrafili uprawiać trzcinę cukrową już 8 tys. lat p.n.e. Jako ojczyznę tego produktu częściej wymienia się jednak starożytne Indie. To właśnie tam około 3 tys. lat p.n.e. rozpoczęto wytwarzanie cukru do celów spożywczych. Cukier był w Indiach powszechnie stosowany w kuchni wedyjskiej – do dziś stara hinduska tradycja nakazuje rozpoczynać posiłek od słodkiej potrawy.
Do Europy wieści o trzcinie rodzącej słodki miód przywieźli w IV w. p.n.e. żołnierze Aleksandra Macedońskiego. Wcześniej potrawy słodziło się miodem. W tym samym czasie produkt ten zawędrował z Indii do Chin. Jego popularyzację w Europie zawdzięczamy jednak Arabom, którzy rozpowszechnili trzcinę cukrową na Bliskim Wschodzie, a następnie w basenie Morza Śródziemnego. Arabowie zakładali plantacje między innymi w Syrii, Hiszpanii, Egipcie, w Palestynie, na Cyprze i na Sycylii.
Z kolei buraki cukrowe uprawiano początkowo jako warzywa ogrodowe i paszowe. Po raz pierwszy cukier z buraków cukrowych wyprodukował w 1747 roku niemiecki chemik Andreas Marggraf. Pierwszą fabrykę przetwarzającą buraki cukrowe zbudowano zaś w Konarach na Dolnym Śląsku w 1799 roku.

CUKIER JEST SŁODKI Z KAŻDEGO KOŃCA.

PRZYSŁOWIA KAŁMUCKIE

15.4. JAKI DWUCUKIER JEST NAJPOPULARNIEJSZY?

Znajdź informacje o początkach uprawy roślin, z których otrzymuje się substancje słodzące.

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

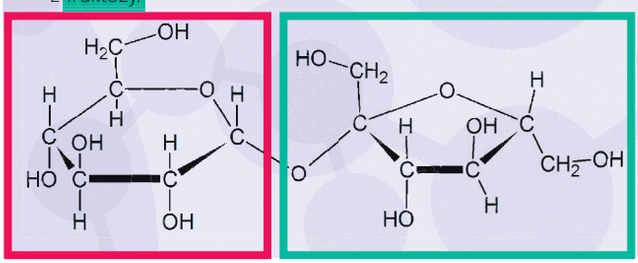
- **jakie znasz już cukry i jak się one dzielą;**
- **w jaki sposób bada się właściwości redukujące cukrów; co to jest reakcja hydrolizy.**

Bez wątpienia najbardziej znanym dwucukrem (disacharydem) jest sacharoza, czyli cukier spożywczy. Jest on znany już około 10 000 lat jako sok z trzciny cukrowej.

Cząsteczka sacharozy zbudowana jest z dwóch dużych fragmentów (reszt) cząsteczek cukrów prostych – z glukozy i fruktozy. Jej wzór sumaryczny to: $C_{12}H_{22}O_{11}$.

ĆWICZENIE 436.

Przerysuj poniższy wzór sacharozy do zeszytu i zaznacz fragment pochodzący z glukozy oraz fragment pochodzący z fruktozy.



DOŚWIADCZENIE 244.

WYKONANIE

Sporządź w probówce około 3 cm^3 wodnego roztworu sacharozy. Następnie do tej probówki dodaj około 1 cm^3 wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II). Zawartość wymieszaj, a następnie dodaj około 1 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu. Mieszaninę w probówce ogrzej do wrzenia.

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

Powyższe doświadczenie pokazuje, że sacharoza (w przeciwieństwie do glukozy) nie wykazuje właściwości redukujących. W poprzednim rozdziale pisaliśmy, że glukoza w roztworze przechodzi z formy pierścieniowej w postać łańcuchową. Właśnie ta forma łańcuchowa nadaje glukozie właściwości redukujące.

Połączenie reszt cząsteczek glukozy i fruktozy w sacharozę uniemożliwia otwarcie pierścienia, z tego powodu sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących.

DOŚWIADCZENIE 245.

WYKONANIE

Sporządź w probówce około 3 cm^3 wodnego roztworu sacharozy, a następnie dodaj do niego około 1 cm^3 roztworu kwasu solnego. Roztwór najpierw ogrzej do wrzenia, a następnie pozostaw do ostygnięcia. Do chłodnego roztworu dodaj około 1 cm^3 wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II). Zawartość probówki wymieszaj, a następnie dodaj porcjami roztwór wodorotlenku sodu do momentu wytrącenia galaretowatego osadu. Mieszaninę w probówce ogrzej do wrzenia.

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

W czasie ogrzewania sacharozy w wodnym roztworze o odczynie kwaśnym (zawierającym dużo jonów H_3O^+) jej cząsteczka reaguje z cząsteczką wody, w wyniku czego powstaje cząsteczka glukozy i fruktozy. Jest to reakcja hydrolizy cukru. Powstające produkty wykazują właściwości redukujące, o czym świadczy pojawienie się ceglastoczerwonego zabarwienia mieszaniny znajdującej się w probówce.

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Otrzymywanie karmelu

Do metalowego garnka (lub na patelnię) wsyp 100 g sacharozy, delikatnie ogrzewaj, aż powstanie jasnożółta ciecz. Powstałą ciecz ochłódź.

Jeżeli użyjesz glukozy, otrzymasz dwucukier – kojibiozę.

PRZYGOTOWYWANIE KARMELU

GOTOWY KARMEL

CIASTKO Z KARMELEM

CUKIEREK KARMELOWY

Wytrąca się niebieski osad, który pod wpływem temperatury przyjmuje czarną barwę.

Sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących.

Kolejny raz zwracamy uwagę na fakt, że znajomość budowy wewnętrznej substancji pozwala wnioskować o jej właściwościach fizykochemicznych

Wytrąca się niebieski osad, który pod wpływem temperatury zmienia barwę na ceglastoczerwoną.

Pod wpływem kwasu solnego następuje hydroliza sacharozy. Produkty hydrolizy sacharozy wykazują właściwości redukujące.

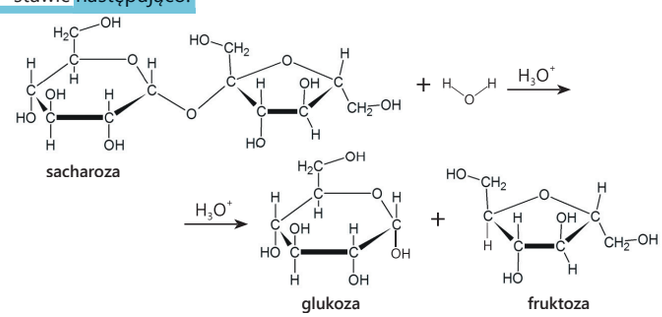
W tym przypadku zapis równania reakcji za pomocą wzorów sumarycznych nic nam nie mówi. Nie wiemy bowiem, który z dwucukrów uległ hydrolizie i jakie powstały monocukry. Dlatego nie ma potrzeby, aby uczniowie znali ten zapis na pamięć. Wystarczy im zapis słowny tej reakcji.

Uczniowie powinni samodzielnie opisać przebieg reakcji hydrolizy sacharozy na podstawie rysunku.

W obu probówkach pojawia się czarna substancja.

Pod wpływem temperatury, a także pod wpływem kwasu siarkowego(VI), następuje zwęglenie sacharozy.

Za pomocą wzorów strukturalnych proces hydrolizy można przedstawić następująco:



Za pomocą wzorów sumarycznych reakcję można przedstawić, stosując równanie:

$$\underset{\text{sacharoza}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \xrightarrow{H_3O^+} \underset{\text{glukoza}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{fruktoza}}{C_6H_{12}O_6}.$$

Piktogram dla kwasu siarkowego(VI).

DOŚWIADCZENIE 246.

WYKONANIE

Doświadczenie ze stężonym kwasem siarkowym(VI) wykonuj pod digestorium. Stosuj okulary ochronne i rękawice.

Przygotuj cukier spożywczy, stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), dwie probówki, statyw oraz łapkę do probówek.

Do dwóch probówek nasyp taką samą ilość cukru (ok. 2 cm^3). Jedną probówkę ogrzewaj w płomieniu palnika przez kilka minut. Do drugiej nalej około 2 cm^3 stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) i pozostaw w statywie przez kilka minut.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.
Zbadaj właściwości fizyczne sacharozy.
Wykonanie, obserwacje i wnioski zapisz w zeszycie.

ZAPAMIĘTAJ

HYDROLIZA CUKRU to reakcja cukru złożonego z wodą w środowisku kwaśnym, w której wyniku powstają cukry proste (lub cukry o krótszym łańcuchu).

Reakcję hydrolizy sacharozy wykorzystuje się do otrzymywania sztucznego miodu.

Sacharoza – to substancja biała, krystaliczna, dobrze rozpuszczalna w wodzie, nietoksyczna. Występuje w przyrodzie w wielu roślinach. Najwięcej znajduje się jej w trzcinie cukrowej i korzeniach buraka cukrowego.

Jaki dwucukier jest najpopularniejszy?

Cukier, który kupujemy w sklepie, otrzymuje się w Polsce z buraków cukrowych. Sacharoza jest najbardziej znanym dwucukrem (disacharydem), jednak w życiu codziennym spotykamy się też z innymi dwucukrami.

Laktoza (inaczej cukier mleczny) – występuje w mleku ssaków. Jej cząsteczka zawiera 2 reszty cukrowe pochodzące od galaktozy i glukozy. Laktozę otrzymuje się z serwatki podczas produkcji sera. Ma szerokie zastosowanie w przemyśle farmaceutycznym, spożywczym i pirotechnice.

Laktuloza – stosowana jest w leczeniu zaparć i chorób wątroby. W jej cząsteczce występują 2 reszty cukrowe pochodzące od galaktozy i fruktozy.

Maltoza (inaczej cukier słodowy) – w jej cząsteczce występują 2 reszty cukrowe pochodzące od glukozy. Jest wykorzystywana jako środek słodzący oraz jako składnik pożywek dla bakterii.

Trehaloza – główny cukier hemolimfy owadów, znajduje się także w grzybach i drożdżach. W jej cząsteczce występują 2 reszty cukrowe pochodzące od glukozy.

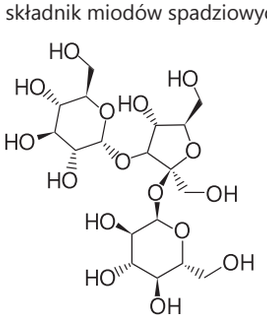
Celobioza – sacharyd nieprzyswajalny przez człowieka. W jej cząsteczce występują 2 reszty cukrowe pochodzące od glukozy.

Kojibioza – produkt karmelizacji glukozy – znajduje się w sake, miodzie. W jej cząsteczce występują dwie reszty cukrowe pochodzące od glukozy.

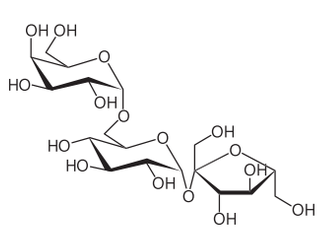
Izomaltuloza – stosowana jest w przemyśle spożywczym, ponieważ charakteryzuje się niższym od sacharozy indeksem glikemicznym i w procesie trawienia energia uwalniana jest w bardziej zrównoważony sposób, przez dłuższy czas. Występuje naturalnie w miodzie oraz soku z trzciny cukrowej i buraka cukrowego. Jej cząsteczka zawiera 2 reszty cukrowe pochodzące od glukozy i fruktozy.

Disacharydy należą do rodziny oligosacharydów. Do tej rodziny należą też trisacharydy, czyli związki, których cząsteczki zbudowane są z 3 reszt cukrowych. Występują one przede wszystkim w roślinach, np.:

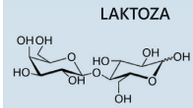
Melecytoza (inaczej melezytoza lub cukier modrzewiowy) – typowy składnik miodów spadziowych.



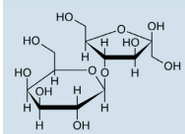
Rafinoza – trisacharyd, składający się z glukozy, fruktozy i galaktozy. Występuje w nasionach bawełny, w burakach cukrowych i soi.



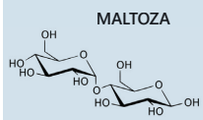
LAKTOZA



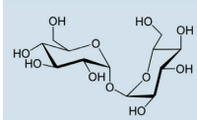
LAKTULOZA



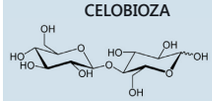
MALTOZA



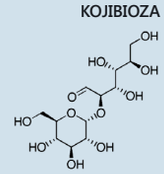
TREHALOZA



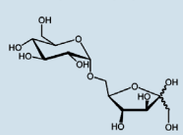
CELOBIOZA



KOJIBIOZA



IZOMALTULOZA



Informacje o pozostałych dwu- i tricukrach podane są wyłącznie w charakterze wiadomości rozszerzających.

451° FAHRENHEITA – TO TEMPERATURA,
W KTÓREJ PAPIER ZACZYNA SIĘ TLIĆ I PŁONIE...

RAY BRADBURY [rej bredberi], „451° FAHRENHEITA [farenhajta]"

15.5. KTÓRE CUKRY NIE SĄ SŁODKIE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **podział cukrów;**
- **w jaki sposób bada się właściwości redukujące cukrów.**

Mąka nie rozpuszcza się w zimnej wodzie. W gorącej wodzie mąka pęcznieje.

Skrobia nie rozpuszcza się w zimnej wodzie. W gorącej wodzie skrobia pęcznieje.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Zbadaj, czy skrobia ma smak.

Poszukaj przepisów na kisiel.

Jak w warunkach domowych zrobić krochmal?

Znajdź przepis na klej ze skrobi.

Do 3. grupy cukrów należą polisacharydy. Z dwoma ich przedstawicielami spotykamy się każdego dnia – są to skrobia i celuloza.

DOŚWIADCZENIE 247.

WYKONANIE

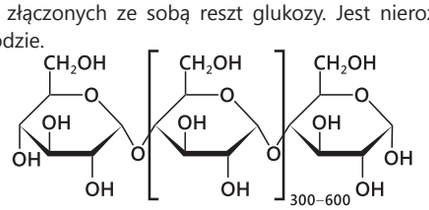
Do probówki nasyp niewielką ilość mąki (jej głównym składnikiem jest skrobia). Obejrzyj zawartość probówki, a potem dolej trochę wody i mocno wytrząśnij. Następnie ogrzewaj probówkę.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

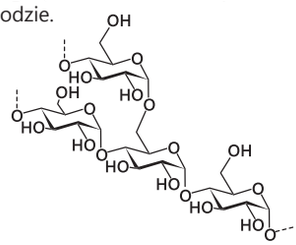
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Doświadczenie wykazało, że skrobia nie jest rozpuszczalna w zimnej wodzie, natomiast w gorącej pęcznieje. Ponieważ codziennie używamy skrobi, możemy wyciągnąć wniosek, że jest ona nietoksyczna. Skrobia jest najważniejszym węglowodanem w diecie człowieka. Nie jest jednorodnym związkiem chemicznym, składa się z 2 frakcji – amylozy oraz amylopektyny. Podstawowym elementem budulcowym obu frakcji są fragmenty (reszty) glukozy.

Amyloza stanowi około 20–30% zawartości skrobi. Ma strukturę łańcuchową złączonych ze sobą reszt glukozy. Jest nierozpuszczalna w zimnej wodzie.



Amylopektyna także jest zbudowana z reszt glukozy, lecz jej budowa jest silnie rozgałęziona. Jest ona odpowiedzialna za pęcznienie skrobi w gorącej wodzie.



DOŚWIADCZENIE 248.

WYKONANIE

Do probówki dodaj niewielką ilość skrobi, a następnie wlej kilka kropli jodyny lub płynu Lugola (roztworu jodu w roztworze jodku potasu).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Reakcja z jodem (której ulega zawarta w skrobi amyloza) służy do wykrywania skrobi w różnych produktach. Intensywnie niebieskie (niebieskogranatowe) zabarwienie produktu w miejscu kontaktu z jodem świadczy o obecności skrobi.

DOŚWIADCZENIE 249.

WYKONANIE

Korzystając z jodyny lub płynu Lugola, zbadaj, w których domowych produktach spożywczych znajduje się skrobia.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Skrobia pełni ważną rolę w życiu roślin – jest ich głównym materiałem zapasowym. Rośliny magazynują ją w owocach, nasionach, korzeniach, ziarnach, liściach, bulwach, a nawet w łodygach i kłączach. Szczególnie dużo skrobi zawierają ziarna zbóż, bulwy ziemniaków oraz ziarna kukurydzy.

ĆWICZENIE 437.

Człowiek wykorzystuje skrobię głównie jako pokarm. Sporządź w zeszycie listę naturalnych i przetworzonych produktów bogatych w skrobię.

DOŚWIADCZENIA

Fałszowanie śmietany

Dawniej fałszowano śmietanę, by była gęstsza, dodając do niej mąkę. Jak można udowodnić to fałszerstwo?

Zegar jodowy

Przygotuj 10 cm³ roztworu kwasu askorbinowego (np. 100 mg tabletek witaminy C rozpuść w 25 cm³ wody).

Do szklanego naczynia wlej 2,5 cm³ jodyny i dodawaj bardzo powoli 10 cm³ wcześniej przygotowanego roztworu kwasu askorbinowego, aż roztwór jodyny zmieni barwę z brunatnej na cytrynową.

Następnie dodaj ok. 2 cm³ zawiesiny skrobiowej, 20 cm³ zimnej wody i 20 cm³ wody utlenionej.

Odczekaj kilka minut – roztwór w mgnieniu oka zmienia barwę z cytrynowej na granatowoczarną.

Nienewtonowska [nieniutonowska] ciecz

Wsyp skrobię do miski, zalej niewielką ilością wody, mieszaj. Dodawaj wodę tak długo, aż zauważysz, że im szybciej miesza się, tym trudniej jest przesuwać łyżką (a przy powolnym mieszaniu nie ma z tym problemu).

Znajdź pomysły na wykorzystanie tej cieczy.

Mieszanina barwi się na granatowo.

Połączenie jodu i skrobi ma granatową barwę. Taka reakcja pozwala na wykrycie obecności skrobi.

Na granatowo barwi się ryż, makaron, chleb, budyń, kisiel, mąka i ziemniaki.

Ryż, makaron, chleb, budyń, kisiel, mąka oraz ziemniaki zawierają skrobię.

Mąki, kasze, makarony i ryże; pieczywo, ziarna zbóż oraz ziemniaki; kisiel i budyń.

DOŚWIADCZENIE 250.

WYKONANIE

Doświadczenie niebezpieczne – należy bezwzględnie wykonywać je na wolnym powietrzu, przy bezwietrznej pogodzie, pod nadzorem nauczyciela, z dala od materiałów łatwopalnych.

Przygotuj duży lejek oraz kawałek węża ogrodowego o długości około 1,5 m, którego jeden koniec należy szczelnie nałożyć na nóżkę lejka. Potrzebna będzie także mąka tortowa oraz przenośny palnik. Doświadczenie powinny wykonywać 3 osoby. Jedna osoba trzyma wyciągniętą przed siebie rękę z lejkiem, do którego należy wcześniej nasypać mąkę (ponad połowę pojemności lejka). Druga osoba, również w wyciągniętej ręce, trzyma zapalony palnik tuż obok krawędzi lejka. Trzecia osoba trzyma drugi koniec węża ogrodowego i silnym, lecz jednostajnym ruchem wdmuchuje przez wąż powietrze do lejka, powodując silne rozpylenie mąki w powietrzu.

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

Rozpylona mąka zapaliła się.

Mąka jest palna.

Doświadczenie pokazuje, że pozornie bezpieczna substancja, taka jak mąka, może być niebezpieczna, jeżeli spowoduje się jej duże rozpylenie. Niejednokrotnie było to przyczyną wielu pożarów w młynach, szczególnie przy niesprawnej wentylacji.

Skrobia odkłada się w komórkach roślin w postaci ziaren, których kształt i wielkość są charakterystyczne dla poszczególnych gatunków roślin. W obecności enzymów reaguje z wodą, w wyniku czego rozpada się na mniejsze fragmenty, które ulegają dalszemu rozpadowi. Końcowym produktem tej reakcji jest glukoza, a proces ten to hydroliza.

Skrobia poddana procesowi hydrolizy używana jest w gorzelniach do wyrobu etanolu. Oprócz zastosowania spożywczego i w gorzelnictwie substancja ta jest używana w przemyśle włókienniczym, farmaceutycznym, kosmetycznym, papierniczym, tekstylnym oraz do produkcji klejów.

Produkty częściowej hydrolizy skrobi to **dekstryny**. Należą one do oligosacharydów – posiadają w swoim łańcuchu od 3 do ok. 12–14 reszt cukrowych. Są szeroko stosowane, gdyż są tanie i łatwo się je otrzymuje. Znalazły zastosowanie jako kleje biurowe, substancje zagęszczające oraz tanie masy plastyczne, z których produkuje się np. jednorazowe ekologiczne naczynia. Dekstryny są powszechnie używane w lecznictwie:

- w farmacji wykorzystuje się je jako otoczki tabletek (po spożyciu same rozpuszczają się w przewodzie pokarmowym) i składniki mas tabletkowych;
- w medycynie ich wodne roztwory są stosowane jako płyny krwiozastępcze (łatwo można z nich uzyskać roztwór o odpowiedniej lepkości). Szczególne zastosowanie mają **cyklodekstryny**, które dzięki swojej unikalnej budowie są stosowane jako cząsteczki zdolne do transportu leków do ściśle określonych tkanek.

DOŚWIADCZENIE 251.

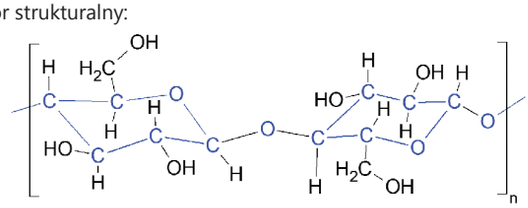
WYKONANIE

Umieść niewielką ilość celulozy w probówce, a następnie dodaj trochę wody. Probówkę najpierw wytrząsaj z zimną wodą, a następnie ogrzej do wrzenia.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Celuloza należy do połączeń nietoksycznych. Zbudowana jest z 3000–14000 reszt glukozy, a jej łańcuchy mają ok. 7 µm. Celuloza tworzy sztywne, długie nitki, które układają się równolegle i są powiązane mostkami wodorowymi. Fragment jej cząsteczki ukazuje poniższy wzór strukturalny:



DOŚWIADCZENIE 252.

WYKONANIE

Pracując z kwasem siarkowym(VI), zachowaj ostrożność. Stosuj okulary i rękawice ochronne.

1. Zbadaj wpływ stężonego kwasu siarkowego(VI) na celulozę. W tym celu na szalce Petriego umieść kawałek tkaniny bawełnianej, a następnie nanieś na nią kilka kropli stężonego kwasu siarkowego(VI).
2. Za pomocą pędzelka lub patyczka zanurzanego w rozcieńczonym roztworze kwasu siarkowego(VI) wykonaj napis na kartce papieru. Po wyschnięciu umieść kartkę nad płomieniem palnika, uważając, by jej nie zapalić.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Celuloza jest składnikiem budulcowym ściany komórkowej u roślin wyższych, niektórych glonów, grzybów i bakterii. Najwięcej celulozy zawierają niektóre włókna, np. lnu lub juty, oraz włókna okrywające nasiona bawełny (nawet ponad 90% celulozy). W drzewach celuloza stanowi około 50% suchej masy. Ilość jej jest uzależniona od gatunku drzewa i tak np. w świerku znajduje się ok. 57% celulozy, a w brzozie ok. 45%.

MASA PAPIEROWA

Gazetę porwij na małe kawałki, przełóż do garnka, zalej wodą i odstaw na noc. Po tym czasie gotuj 30 minut.

Po wystygnięciu, partiami miksuj gazety z wodą (wody musi być dużo).

Po zmiksowaniu masę odsącz na sicie i przełóż do miski.

SKŁADNIKI NA MASĘ PAPIEROWĄ:

- *1000 ml odsączonej masy papierowej,*
- *2 łyżki soli,*
- *2 szklanki mąki pszennej,*
- *2 łyżki mąki ziemniaczanej.*

Wszystkie składniki dokładnie mieszamy.

Do zrobienia miseczki z masy papierowej potrzebna jest plastikowa miseczka. Obklejmy ją masą, którą w ostatnim etapie z niej zdejmujemy.

Można również zrobić konstrukcję z drucików owiniętych papierem, a także obkleić nadmuchany balon. Po zaschnięciu masy, spuścić powietrze, i lepić figurki.

Celuloza nie uległa rozpuszczeniu ani w zimnej, ani w gorącej wodzie.

Celuloza jest nierozpuszczalna w wodzie bez względu na temperaturę wody.

W miejscach kontaktu stężonego kwasu siarkowego(VI) z badanymi materiałami nastąpiła zmiana barwy tych materiałów na czarną.

Celuloza zwęgla się pod wpływem stężonego kwasu siarkowego(VI).

Część zwierząt może trawić celulozę, co jest związane z obecnością specyficznych bakterii w ich przewodzie pokarmowym. Pozostałe zwierzęta nie mogą wykorzystywać celulozy jako źródła energii, a jedynie jako składnik objętościowy pożywienia (wykorzystywane to bywa w dietach odchudzających – mamy poczucie pełnego żołądka, a nie zyskujemy kalorii).

Zastosowanie celulozy kojarzy się przede wszystkim z produkcją papieru, ale celuloza jest też stosowana do produkcji lakierów, prochu bezdymnego, sztucznego jedwabiu, błon fotograficznych oraz izolacji cieplnej.

Kolejną grupą cukrów są pektyny, które występują w owocach wielu roślin. Ich obecność w roślinach powoduje, że roztarty miąższ owoców po krótkim czasie ulega samoczynnemu zgalaretowaceniu. Wykorzystujemy ten proces do produkcji galaretek z owoców, bez używania dodatków (np. żelatyny wołowej).

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Sekretne pismo

Przygotuj stężony roztwór kwasku cytrynowego w wodzie. Za pomocą tego roztworu i pędzla stwórz na kartce papieru napis, który po wyschnięciu będzie niewidoczny.

Po wyschnięciu kartkę wyprasuj żelazkiem (na sucho, bez parowania).

ZADANIE DLA MIŁOŚNIKÓW HISTORII

Opisz historię papieru.

ĆWICZENIE 438.

Zastanów się, w jaki sposób oznaczyć zawartość pektyn dla owoców zaprezentowanych poniżej.

Zawartość pektyn:

- jabłko do 1,5%, pomarańcza do 3,5%, marchew do 1,4%, skórki cytrusów do 30%.

Wykonaj ćwiczenie na rzeczywistych owocach.

Nie tylko rośliny gromadzą wielocukry. **Glikogen** jest magazynowany jako substancja zapasowa w organizmach zwierzęcych. Występuje w wątrobie, a w mniejszym stężeniu także w tkance mięśniowej. Glikogen jest to wielocukier, którego cząsteczki zbudowane są z ok. 100 000 połączonych reszt glukozy. Rozkład glikogenu w wątrobie spowodowany jest zapotrzebowaniem organizmu na cukier. Odwrotny proces zachodzi w momencie oddziaływania insuliny (hormonu), kiedy to glukoza z krwi wiąże się w glikogen w wątrobie.

Glikogen jest łatwo rozpuszczalny w wodzie i z jodem daje czerwonobrunatne zabarwienie.

PEPTYDY NIE WYKLUCZAJĄ BOGA.
MOŻE NAWET POTWIERDZAJĄ JEGO ISTNIENIE.

JANUSZ LEON WIŚNIEWSKI, „LOS POWTÓRZONY"

15.6. JAK POWSTAJĄ BIAŁKA?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- definicje pojęć: zasada, kwas, amin, kwas karboksylowy, roztwór koloidalny, grupa funkcyjna, wiązanie wodorowe.
- jak reagują zasady z kwasami; w jaki sposób bada się efekt Tyndalla [tyndala]; jak klasyfikuje się roztwory.

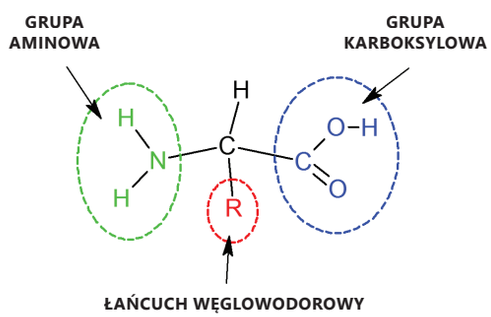
W tym miejscu należy przypomnieć definicje pojęć mer i polimer.

Organizmy żywe tworzą białka. Z czego zatem zbudowane są białka?

Białka to największe wielocząsteczkowe biopolimery, zbudowane z setek merów, którymi są aminokwasy.

Aminokwasy to organiczne związki chemiczne, w których cząsteczce znajdują się 2 grupy funkcyjne: aminowa – NH_2 oraz karboksylowa – COOH.

Do zrozumienia budowy aminokwasów konieczne jest wcześniejsze poznanie amin.



SCHEMAT 16.2. Budowa aminokwasu.

Obecnie znanych jest ponad 300 aminokwasów występujących naturalnie w przyrodzie. W skład białek wszystkich żywych organizmów wchodzi głównie 20 podstawowych aminokwasów (są to tzw. aminokwasy biogenne lub białkowe). Różnią się między sobą resztą łańcucha węglowodorowego (R).

KWAS GLUTAMINOWY jest neuroprzekaźnikiem i stosuje się go w leczeniu schorzeń układu nerwowego.

Jego sól – **glutaminian sodu** – jest stosowana jako wzmacniacz smaku i zapachu żywności.

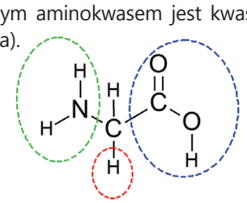
Nadmiar **fenyloalaniny** we krwi wywiera szkodliwe działanie na układ nerwowy i może doprowadzić do nieodwracalnych zmian. Taki stan występuje we wrodzonej chorobie metabolicznej – fenyloketonurii. U noworodków przeprowadza się badania w celu wykrycia tego zaburzenia. W wypadku jego stwierdzenia stosuje się odpowiednią dietę.

LIZYNA nie może być syntetyzowana w organizmie człowieka i musi być dostarczana z pożywieniem. Rolą lizyny w organizmie jest m.in.:

- wchłanianie jonów wapnia,
- poprawa koncentracji umysłowej,
- łagodzenie objawów przeziębienia, grypy oraz opryszczki.

Jest obecna przy wytwarzaniu hormonów, przeciwciał, enzymów i przy budowie kolagenu. Jej niedobór skutkuje objawami zmęczenia i rozdrażnienia, powoduje anemię i wypadanie włosów.

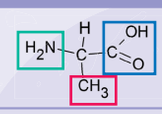
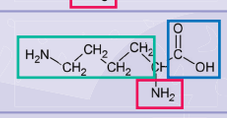
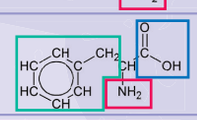
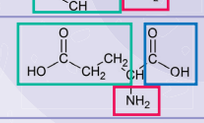
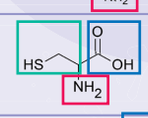
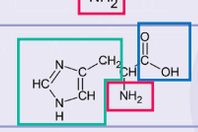
Najprostszym aminokwasem jest kwas aminoetanowy (nazwa zwyczajowa: glicyna).

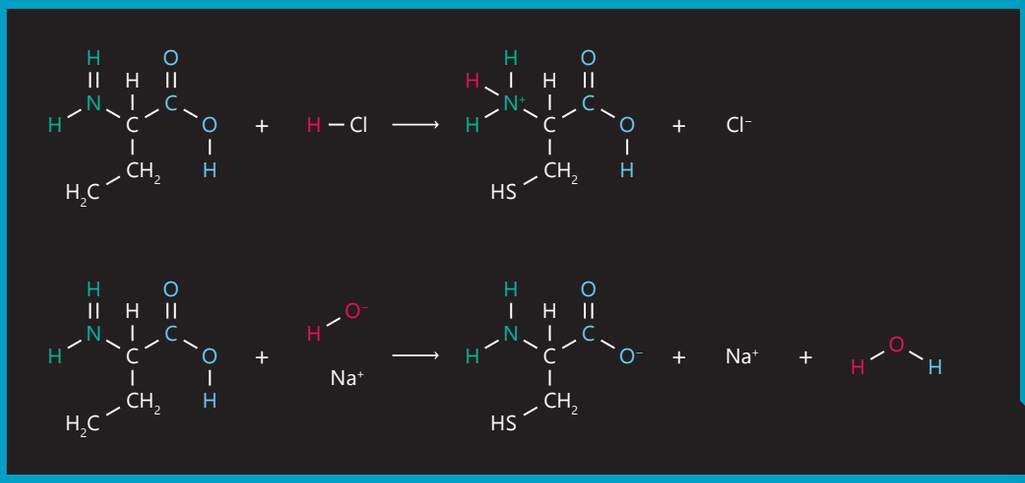


Ponieważ aminokwasy i białka to domena nie tylko chemików, ale również biochemików i biologów, w nazewnictwie aminokwasów przeważają nazwy zwyczajowe, a także dodatkowe skróty, pochodzące od nazw zwyczajowych (dla glicyny: **Gly**).

ĆWICZENIE 439.

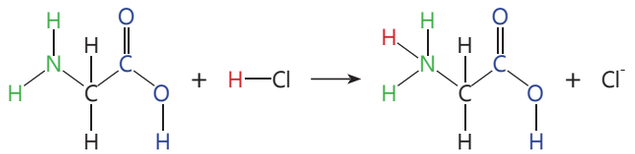
Przerysuj poniższą tabelę do zeszytu, zaznaczając grupę karboksylową, aminową oraz resztę, która różnicuje poszczególne aminokwasy. Oblicz masę jednego mola poszczególnych aminokwasów.

SKRÓT NAZWY	NAZWA ZWYCZAJOWA	WZÓR STRUKTURALNY	MASA MOLOWA
Ala	Alanina		89 g/mol
Glu	Kwas glutaminowy		147 g/mol
Phe	Fenyloalanina		165 g/mol
Lys	Lizyna		146 g/mol
Cys	Cysteina		121 g/mol
His	Histydyna		155 g/mol

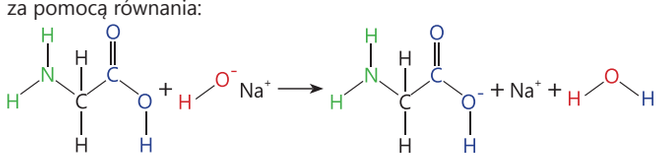

H
O
H
N
C
C
O
H
CH2
H2C
+
H — Cl
H
N+
Cl−
HS
Na+
O−

Ponieważ aminokwasy mają w swej cząsteczce grupy funkcyjne charakterystyczne dla amin i dla kwasów karboksylowych, to w reakcjach z wodorotlenkami reagują jak kwasy, natomiast w reakcjach z kwasami – jak zasady.

Na przykład kwas aminoetanowy (glicyna) z kwasem solnym reaguje zgodnie z równaniem:



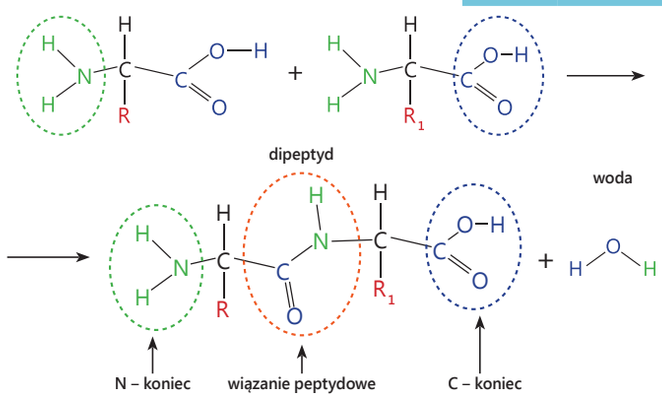
Natomiast w reakcji kwasu aminoetanowego z wodorotlenkiem sodu udział bierze grupa karboksylowa. Przebieg tej reakcji zapiszemy za pomocą równania:



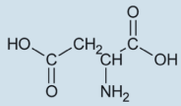
ĆWICZENIE 440.

Na podstawie powyższych równań reakcji napisz samodzielnie w zeszycie równania reakcji kilku innych aminokwasów z kwasem solnym i wodorotlenkiem potasu.

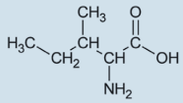
W cząsteczkach aminokwasów występują przynajmniej 2 grupy funkcyjne zdolne do reakcji (aminowa i karboksylowa). Grupy te mogą reagować ze sobą, łącząc 2 aminokwasy w jeden. Proces nosi nazwę kondensacji. Przebieg tej reakcji ukazuje poniższe równanie:



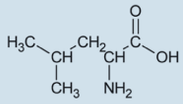
KWAS ASPARAGINOWY (Asp)



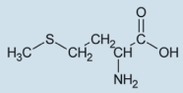
IZOLEUCYNA (Ile)



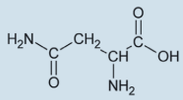
LEUCYNA (Leu)



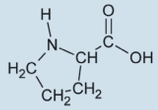
METIONINA (Met)



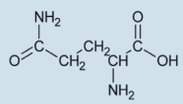
ASPARAGINA (Asn)



PROLINA (Pro)



GLUTAMINA (Gln)

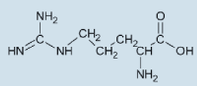


Warto dokładnie omówić z uczniami przebieg tych reakcji. Korzystając z równań reakcji, uczniowie powinni umieć napisać równania reakcji dla innych aminokwasów.

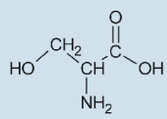
Przebieg tego procesu omawiamy z uczniami na podstawie rysunku. Zwracamy szczególną uwagę na oznaczone kolorami fragmenty związków.

Cząsteczka wody powstała z połączenia atomu wodoru, pochodzącego z grupy aminowej jednego aminokwasu, z grupą –OH, pochodzącą z grupy karboksylowej drugiego aminokwasu.

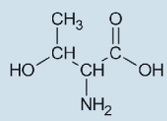
ARGININA (Arg)



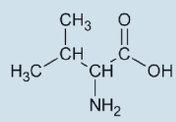
SERYNA (Ser)



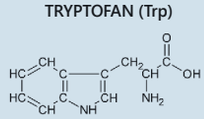
TREONINA (Thr)



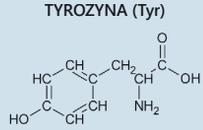
WALINA (Val)



TRYPTOFAN (Trp)



TYROZYNA (Tyr)



W wyniku tej reakcji powstaje 1 duża cząsteczka złożona z tylu aminokwasów, ile brało ich udział w reakcji (w powyższym przykładzie na początku mieliśmy 2 aminokwasy, więc powstała 1 cząsteczka złożona z reszt 2 aminokwasów – stąd nazwa ogólna: dipeptyd). Powstała też 1 cząsteczka wody.

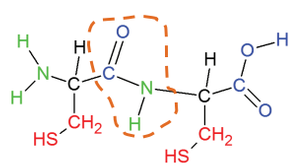
ĆWICZENIE 441.

Przyjrzyj się uważnie rysunkowi u dołu poprzedniej strony. Napisz w zeszycie, z jakich elementów, pochodzących, od jakich grup funkcyjnych, powstała cząsteczka wody.

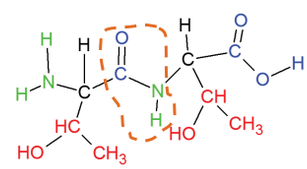
Załóżmy, że mamy do dyspozycji 2 aminokwasy – treoninę (Thr) oraz cysteinę (Cys). Zastanówmy się, jakie dipeptydy mogą powstać z połączenia tych aminokwasów. Czy kolejność aminokwasów jest istotna?

Mogą połączyć się ze sobą 2 cząsteczki jednego aminokwasu:

Cys-Cys

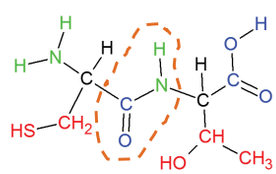


Thr-Thr

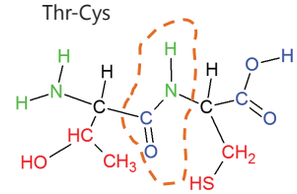


a także różnych aminokwasów – Thr-Cys oraz Cys-Thr.

Cys-Thr



Thr-Cys



Sekwencję (kolejność) aminokwasów zapisujemy za pomocą kodów trzyliterowych. Jak pokazują powyższe wzory, nie możemy sobie dowolnie zapisywać kolejności aminokwasów w sekwencji. Struktury Cys-Thr i Thr-Cys nie są równoważne. Różnią się fragmentami zaznaczonymi na czerwono. Przyjęło się zapisywać kolejność tak, aby pierwszy z lewej aminokwas miał niezwiązaną grupę aminową (N-koniec), natomiast ostatni z prawej strony miał swobodną grupę karboksylową (C-koniec).

! ZAPAMIĘTAJ

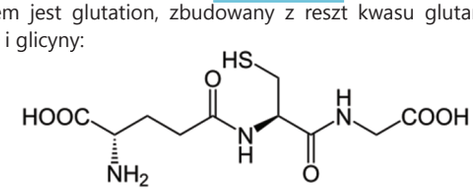
REAKCJA KONDENSACJI AMINOKWASÓW – reakcja zachodząca pomiędzy grupą karboksylową jednego aminokwasu a grupą aminową innego aminokwasu. W wyniku zbliżenia tych grup od grupy karboksylowej odłącza się grupa -OH, a od grupy aminowej atom wodoru, natomiast atom węgla z grupy karboksylowej łączy się z atomem azotu grupy aminowej, tworząc wiązanie peptydowe. Odłączone atomy tworzą cząsteczkę wody.

W cząsteczce nowo powstałego związku możemy wyróżnić wiązanie peptydowe (na rysunku na stronie 187 zaznaczone na pomarańczowo), które występuje między grupami aminokwasów w peptydach i białkach. Łączy grupę aminową jednego aminokwasu z grupą karboksylową drugiego aminokwasu. Wiązanie to jest czasami nazywane wiązaniem amidowym.

! ZAPAMIĘTAJ

WIĄZANIE PEPTYDOWE łączy grupę aminową jednego aminokwasu z grupą karboksylową drugiego aminokwasu. Zapisuje się je jako **-CONH-**.

Jeżeli połączą się 3 cząsteczki aminokwasów, powstaje tripeptyd (w tripeptydzie są 2 wiązania peptydowe!). Najbardziej znanym tripeptydem jest glutation, zbudowany z reszt kwasu glutaminowego, cysteiny i glicyny:



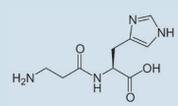
Glutation występuje we wszystkich organizmach roślinnych i zwierzęcych. Ma właściwości przeciwutleniające, usuwa toksyny z organizmu.

ĆWICZENIE 442.

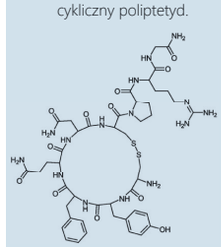
Przyjrzyj się uważnie rysunkowi tripeptydu. Zaznacz wiązania peptydowe. Spróbuj zaznaczyć reszty aminokwasów.

Wazopresyna to nonapeptyd (czyli peptyd zbudowany z 9 reszt aminokwasowych i mający 8 wiązań peptydowych). Jest hormonem ssaków (w tym człowieka), powoduje zagęszczenie moczu i przypuszcza się, że bierze udział w regulacji zachowań społecznych różnych gatunków zwierząt, w tym również ludzi.

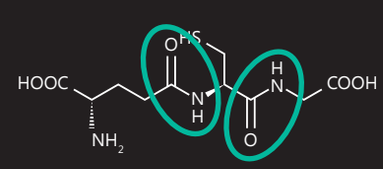
KARNOZYNA (dipeptyd pochodzący z β-alaniny) – dipeptyd, który powstał w reakcji alniny i histydyny; występuje głównie w mięśniach.



WAZOPRESYNA – cykliczny poliptetyd.



Popularnym błędem uczniów jest podawanie, że dwupeptyd ma dwa wiązania peptydowe, a trójpeptyd ma trzy takie wiązania. Należy zwrócić na to szczególną uwagę.



$M_{wazopresyna}$ = 1084 g/mol.

pierwiastek	okres	grupa
węgiel	2.	14.
tlen	2.	16.
wodór	1.	1.
azot	2.	15.
siarka	3.	16.
fosfor	3.	15.

Pojawiło się fioletowe zabarwienie roztworu.

W badanej substancji były obecne wiązania peptydowe.

ĆWICZENIE 443.

Masa cząsteczkowa wazopresyny wynosi 1084 u. Ile wynosi jej masa molowa?
Zapisz obliczenia w zeszycie.

ĆWICZENIE 444.

Jednym z ważniejszych nonapeptydów jest oksytocyna. Na podstawie dostępnych źródeł opisz w zeszycie jej budowę i zastosowanie.

Białka to wielkocząsteczkowe biopolimery, zbudowane z reszt aminokwasów połączonych ze sobą wiązaniami peptydowymi **-CONH-**. Liczba reszt aminokwasowych pojedynczego łańcucha polipeptydowego jest większa niż 100, a cała cząsteczka białka może być zbudowana z wielu łańcuchów polipeptydowych.

W skład białek wchodzą następujące pierwiastki: C, O, H, N, a także S oraz P. Czasami białka zawierają też kationy metali, np.: Mn^{2+}, Zn^{2+}, Mg^{2+}, Fe^{2+}, Cu^{2+}, Co^{2+}.

Białka to nie tylko sekwencje aminokwasów. Wiele białek ma dołączone do reszt aminokwasowych inne cząsteczki (np. cukrów). Do łańcuchów zbudowanych z reszt aminokwasów dołączane mogą być także jony metali.

ĆWICZENIE 445.

Wpisz do zeszytu położenie w układzie okresowym pierwiastków wchodzących w skład białek.

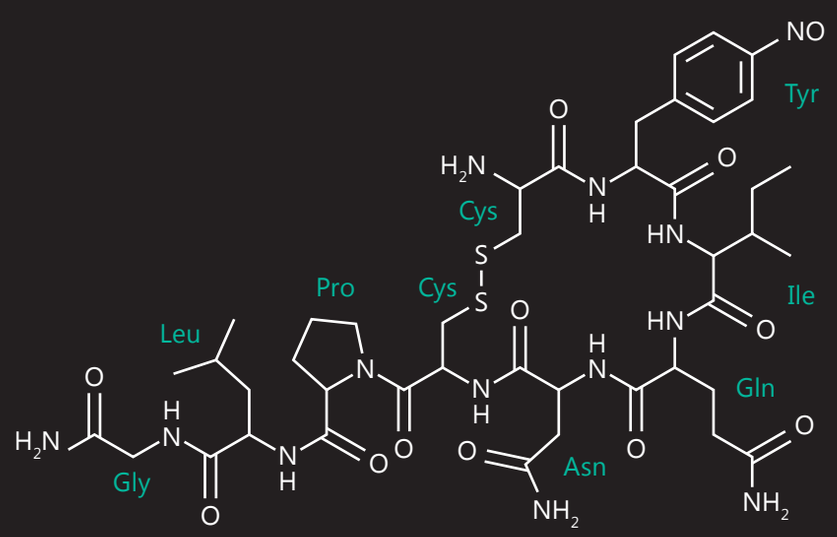
Białka występują we wszystkich żywych organizmach oraz wirusach. Synteza białek odbywa się przy udziale specjalnych organelli komórkowych zwanych rybosomami.

Białka pełnią bardzo różnorodne funkcje w procesach życiowych, m.in.:
- zbudowane są z nich tkanki,
- są podstawowym składnikiem naszego pożywienia,
- chronią nasz organizm przed zakażeniem,
- uczestniczą w procesie krzepnięcia krwi.

DOŚWIADCZENIE 253.

WYKONANIE

Do probówki nalej około 2 cm^3 roztworu białka kurzego, następnie dodaj 2 cm^3 dziesięcioprocentowego roztworu wodorotlenku sodu i parę kropli jednoprocentowego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II).
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.



Oksytocyna jest zbudowana z dziewięciu reszt aminokwasów: Cys-Tyr-Ile-Gln--Asn-Cys-Pro-Leu-Gly. Cysteiny w oksytocynie są połączone ze sobą poprzez tak zwany mostek siarczkowy.
Oksytocyna jest hormonem i neuroprzekaźnikiem odpowiedzialnym za skurcze mięśni macicy podczas porodu i po porodzie. Jest wykorzystywana do sztucznego wywołania porodu.

Powyższa reakcja to tzw. reakcja biuretowa (zwana też czasami reakcją Piotrowskiego). Pozwala ona na wykrywanie wiązań peptydowych w białkach i peptydach. Aby dała pozytywny wynik, wiązania peptydowe w badanej cząsteczce muszą leżeć bezpośrednio obok siebie lub być przedzielone tylko jednym atomem węgla.

Nazwa – reakcja biuretowa – pochodzi od najprostszego związku ulegającemu jej, czyli biuretu ($NH_2CONHCONH_2$).

Reakcja biuretowa jest stosowana w medycynie do sprawdzania, czy we krwi lub innych płynach ustrojowych człowieka istnieje wolne białko. Występowanie dużych ilości wolnego białka wskazuje na uszkodzenia organów wewnętrznych (np. na marskość wątroby).

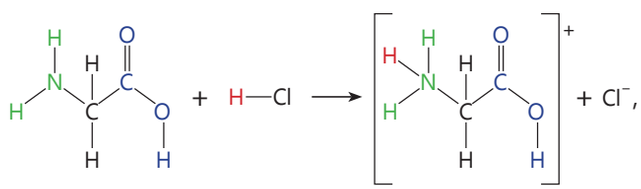
! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA BIURETOWA – reakcja charakterystyczna, służąca do wykrywania wiązań peptydowych.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz, ile moli kwasu chlorowodorowego potrzeba, aby przereagował on całkowicie z 3 molami kwasu aminoetylowego (glicyny).

Reakcja ta zachodzi według wzoru:



czyli:

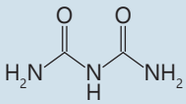
- 1 mol glicyny reaguje z 1 molem HCl,
- 3 mole glicyny reagują z x molami HCl,
- x = 3.

Odpowiedź: Potrzeba 3 moli kwasu chlorowodorowego, aby przereagował on całkowicie z 3 molami kwasu aminoetylowego.

POZYTYWNY WYNIK REAKCJI BIURETOWEJ

Reakcja biuretowa została opisana po raz pierwszy w roku 1833 przez Ferdinanda Rosego [ferdinanda rosego]. W roku 1857 opisał ją niezależnie fizjolog Gustaw Piotrowski i od jego nazwiska pochodzi nazwa alternatywna próby – reakcja Piotrowskiego.

BIURET – DIMER MOCZNIKA



Należy przypomnieć uczniom znaczenie terminu aromatyczny, a także wymienić poznane dotychczas związki aromatyczne. Warunkami aromatyczności są budowa pierścieniowa, atomy węgla o hybrydyzacji sp^2, a także 4n + 2 zdelokalizowanych elektronów. Jest to tak zwana reguła Hückla.

BYŁO SOBIE RAZ JAJKO MĄDRZEJSZE OD KURY.
[...]
KURA MÓWI: „OSTROŻNIE! TO GORĄCA WODA!".
A JAJKO NA TO: „ZIMNA WODA! SZKODA!".
WSKOCZYŁO DO UKROPU Z MINĄ BARDZO HARDĄ
I UGOTOWAŁO SIĘ NA TWARDO.

JAN BRZECHWA, „JAJKO"

15.7. CZY MOŻNA ODWRÓCIĆ ŚCINANIE BIAŁEK?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: substancja, pierwiastek;**
- **jak zbudowane jest białko.**

Z białek zbudowane są wszystkie organizmy żywe i wirusy. Z punktu widzenia chemika to właściwie wielkocząsteczkowe biopolimery – masa cząsteczkowa białek wynosi od 10 000 do nawet kilku milionów unitów.

Aby wykryć obecność białka, należy wykonać reakcje ksantoproteinową – jest to reakcja charakterystyczna dla białek zawierających aminokwas z pierścieniem aromatycznym.

Białko kurze uległo strąceniu i zabarwiło się na żółto.

Nastąpiła tak zwana reakcja ksantoproteinowa. Jest to reakcja charakterystyczna dla białek zawierających w swoim składzie aminokwasy aromatyczne. Białko kurze zawiera zatem aminokwasy z pierścieniem aromatycznym.

$1\ g = 6{,}0221429(27) \cdot 10^{23}\ u$

EFEKT REAKCJI KSANTOPROTEINOWEJ

DOŚWIADCZENIE 254.

WYKONANIE

Do probówki nalej trochę białka kurzego, a następnie dodaj 2 krople stężonego kwasu azotowego(V).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Wełna zabarwiła sie na żółto.

DOŚWIADCZENIE 255.

WYKONANIE

Na szkiełko zegarkowe połóż kawałeczek białej wełny i nalej na nią kilka kropli stężonego kwasu azotowego(V).

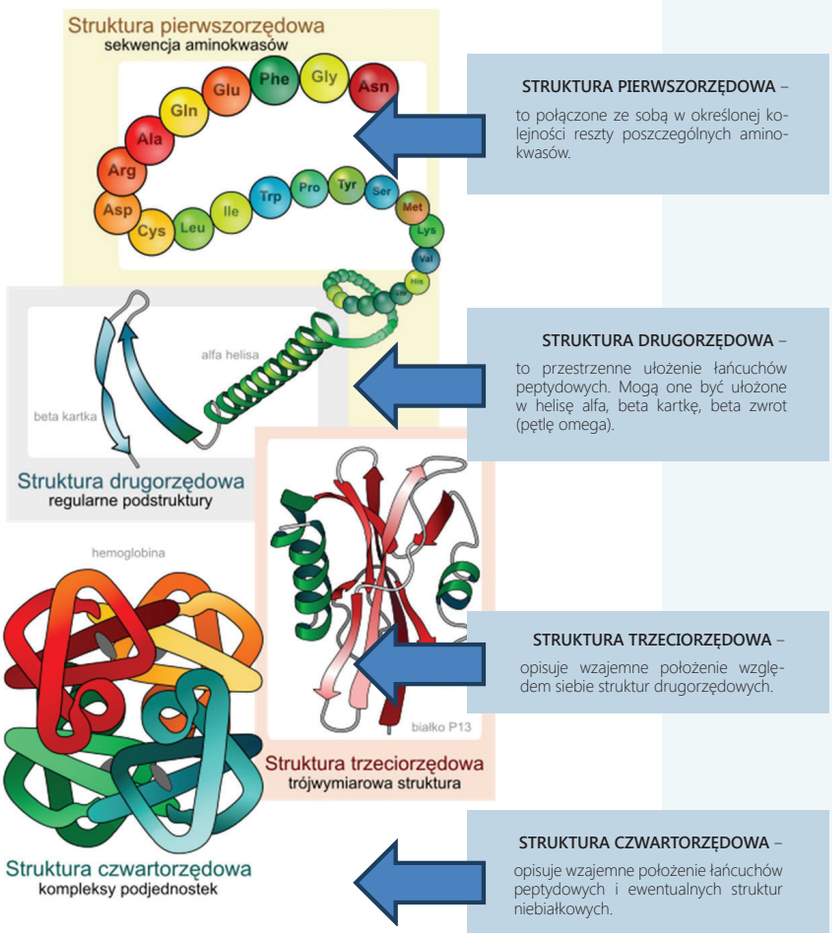
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Wełna zawiera białka, w których skład wchodzą aminokwasy aromatyczne.

Za pomocą reakcji ksantoproteinowej możemy łatwo sprawdzić, czy używany przez nas produkt jest substancją naturalną, białkową czy tylko jej imitacją z tworzywa sztucznego.

Białka mają bardzo skomplikowaną budowę. Możemy wyróżnić następujące stopnie uporządkowania struktur białkowych: pierwszorzędową, drugorzędową, trzeciorzędową oraz czwartorzędową.



RYSUNEK 15.1. Budowa białek.

Białka są wyjątkowo ważną grupą związków z punktu widzenia biologii. Ich budowa chemiczna jest bardzo skomplikowana, lecz znajomość czynników, które powodują zniszczenie budowy białek, jest niezbędna w życiu codziennym.

W reakcjach chemicznych białek może dojść do zniszczenia ich struktury.

Zmiany struktury czwarto-, trzecio-, drugorzędowej białka mogą powstać podczas procesów denaturacji, czyli utraty struktury natywnej (postaci, w jakiej białko występuje i pełni swoje funkcje w organizmie).

- W strukturach czwartorzędowych ulegają rozłączeniu podjednostki, z których taka struktura jest zbudowana, i następuje ich przestrzenne przegrupowanie.
- W strukturach trzeciorzędowych denaturacja powoduje, że niszczona jest struktura przestrzenna poprzez zrywanie wiązań pomiędzy aminokwasami w łańcuchach bocznych, stabilizujących tę strukturę (czyli np. następuje rozpad tak zwanych mostków disiarczkowych, powstałych z połączenia grup SH pomiędzy łańcuchami cysteiny).
- W strukturach drugorzędowych denaturacja prowadzi do zrywania wiązań wodorowych utrzymujących tę strukturę i utraty regularnego ułożenia przestrzennego (alfa helisy lub beta harmonijki).

Nie zmienia się wówczas kolejność aminokwasów w łańcuchu peptydowym (struktura pierwszorzędowa), w którym atomy są połączone za pomocą wiązań kowalencyjnych, jednak zmieniają się właściwości fizykochemiczne białka.

Denaturacja jest w większości przypadków procesem nieodwracalnym, lecz istnieją przypadki, w których można ją odwrócić – taki proces nosi nazwę renaturacji.

DENATURACJA										
pod wpływem czynników fizycznych						pod wpływem czynników chemicznych				
ogrzewanie	gwałtowne mieszanie lub wytrząsanie	naświetlanie promieniowaniem ultrafioletowym	promieniowanie rentgenowskie	promieniowanie jonizujące	ultradźwięki	jony metali ciężkich (np.: Pb^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+})	kwasy (np. kwas etanowy)	wodorotlenki (np. wodorotlenek sodu)	rozpuszczalniki (np. metanol, etanol)	inne substancje, takie jak np. mocznik lub tak zwana formalina

TABELA 15.3. Proces denaturacji.

Wykonanie:
Włóż jajo kurze do wrzątku i gotuj je przez kilka minut. Drugie jajo kurze wbij na rozgrzaną patelnię.
Obserwacje:
Jajo kurze ścięło się zarówno we wrzątku, jak i na patelni.
Wniosek:
Nastąpiła denaturacja białka.

Wykonanie:
Oddziel białko jaja kurzego od żółtka. Ubijaj pianę mikserem lub trzepaczką do ubijania białek.
Obserwacje:
Powstaje sztywna piana, która po pewnym czasie opada.
Wniosek:
Następuje intensywne wymieszanie białek z powietrzem, co prowadzi do rozproszenia białka. Proces jest odwracalny.

DOŚWIADCZENIE 256.

WYKONANIE

Zaproponuj i wykonaj doświadczenie, w którym udowodnisz, że pod wpływem wysokiej temperatury białka ulegają procesowi denaturacji.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 257.

WYKONANIE

Na podstawie umieszczonego obok rysunku zaproponuj i wykonaj doświadczenie, w którym udowodnisz, że białka pod wpływem gwałtownego mieszania, wytrząsania, ulegają procesowi denaturacji. Czy jest to proces odwracalny? Jak to sprawdzisz?
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 258.

WYKONANIE

Do kilku probówek nalej około 2 cm^3 białka jaja kurzego. Następnie do probówek dodaj różne roztwory soli metali ciężkich.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Zatrucie solami metali ciężkich prowadzi do ciężkich chorób.

Ołowica jest to zatrucie jonami ołowiu. Jej objawami są: ogólne osłabienie organizmu, bezsenność. Występuje też brak łaknienia. W przypadku ołowicy następuje uszkodzenie wewnętrznych narządów człowieka (głównie wątroby i nerek) oraz uszkodzenie czerwonych krwinek i komórek układu nerwowego. Niektóre badania wskazują, że za nadpobudliwość dzieci i ich kłopoty z nauką odpowiada zatrucie ołowiem.

ĆWICZENIE 446.

Rzymianie pili młode, kwaśne wino z naczyń ze srebrnych stopów (zawierających w swym składzie ołów).
Wśród władców Rzymu wielu było szalonych.
Czy te dwie powyższe informacje jakoś się łączą? Jak chemik wyjaśniłby szaleństwo władców Rzymu?

Zastanów się, dlaczego gotując rosół, wrzucamy mięso do zimnej wody, a gotując sztukę mięsa, wrzucamy ją do wrzącego wywaru.

UBITA PIANA

BEZA – PO UPIECZENIU PIANY

Poszukaj przepisów kulinarnych na np. karmelizowany boczek, rafute, szynkę w cukrze, żeberka w miodzie. Jaką rolę odgrywa cukier w tych przepisach?

OŁOWICA to nie tylko problem naszych czasów. Na podstawie analizy włosów udowodniono, że słynny kompozytor Ludwig van Beethoven [ludwik wan betowen] był chory na ołowicę, a jego głuchota była jednym z objawów choroby. Również słynny artysta malarz Francisco José de Goya y Lucientes [fransisko hose de goja i lusientes] zmarł na tę chorobę. Zmiany wyglądu artysty spowodowane chorobą możemy śledzić na jego autoportretach, a zmiany psychiczne dostrzec na *Czarnych obrazach* z lat 1816–1823.

W roztworach soli metali ciężkich pojawiły się kłaczki albo ciemny osad.

Jony metali ciężkich powodują nieodwracalne zmiany – denaturację białka.

Ołów pochodzący z naczyń częściowo roztwarzał się w kwaśnym środowisku. W spożywanych płynach obecne były z tego powodu jony ołowiu(II). Jony ołowiu(II) reagowały następnie z białkiem w organizmach ludzkich, powodując denaturację tych białek, a w konsekwencji poważne choroby.

Białko ścięło się.

Promienie UV powodują denaturację białka.

Najbardziej znanymi przypadkami zatrucia związkami rtęci są:

- zatrucie w zatoce Minamata w Japonii w 1956 roku (tzw. choroba z Minamaty);
- zatrucie w Iraku (lata 1971–1972) – zatrucie środkiem ochrony roślin doniczkowych, który został użyty do ochrony zbóż.

Promienie UV powodują między innymi fluorescencję niektórych substancji.

Fluorescencja to zjawisko wypromieniowania w postaci światła części energii pochłoniętej przez substancję w wyniku naświetlania. Fluorescencja ustaje po zaprzestaniu naświetlania.

Barwa emitowanego światła zależy od substancji naświetlanej, np. eozyna daje kolor żółty, fluoresceina – zielony, rezorcyna – czerwony. Własność tę wykorzystuje się do celów technicznych (np. badanie banknotów) i do celów diagnostycznych (do różnicowania tkanek zdrowych i chorych, np. w grzybicach skóry, do badania tzw. martwych zębów).

Zęby martwe nie dają fluorescencji, podczas gdy zęby żywe (unerwione) dają barwę białą.

Poszczególne zdrowe tkanki dają charakterystyczną fluorescencję: kość daje barwę białą; chrząstka – białoniebieskawą; tkanka łączna i opony mózgowe – niebieskobiałą; mięśnie szkieletowe – ciemnobrązową; tłuszcz – jasnożółtą; mięsień sercowy – żółtobrązową; krew – czerwoną.

Zatrucie związkami rtęci uszkadza centralny układ nerwowy i układ hormonalny, może doprowadzić do urazów mózgu, a nawet śmierci. Szczególnie negatywnie związki rtęci wpływają na rozwój płodu i niemowląt.

Kolejnym czynnikiem powodującym denaturację białka jest promieniowanie UV. Może ono uszkodzić białko w żywych komórkach, a nawet doprowadzić do ich śmierci. Promienie UV mają działanie bakteriobójcze. Najsilniej wpływają na pałeczki błonicy, pałeczki okrężnicy, gronkowce i pałeczki duru brzusznego. Promienie UV wykorzystuje się do odkażania wody oraz wyjaławiania pomieszczeń (np. sal operacyjnych).

DOŚWIADCZENIE 259.

WYKONANIE

Uwaga! Chroń oczy przed działaniem promieni UV.

Lampa UV (do utwardzania lakieru na paznokciach lub do sprawdzania banknotów), białko. Sprawdź, co stanie się z białkiem w wyniku długiego naświetlania promieniowaniem UV.

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

Promieniowanie jonizujące – tak nazywa się wszystkie typy promieniowania, które powodują jonizację ośrodka (w tym przypadku białka organizmu).

Jonizacja zachodząca we wnętrzu komórki pod wpływem promieniowania może doprowadzić do bezpośredniego uszkodzenia kwasów nukleinowych w jądrze komórkowym, a co za tym idzie do rozregulowania podstawowych funkcji komórki (tzn. syntezy białek, enzymów, zaburzeń podziału i innych).

Poszczególne ograny człowieka mają różną wrażliwość na promieniowanie jonizujące. Do organów wrażliwych zaliczymy: szpik kostny, węzły chłonne, śluzówkę jamy ustnej i jelit oraz organy rodne. Średnio wrażliwe są tkanki wątroby i nerek, a najmniej wrażliwe mięśnie i tkanki nerwowe.

Poszczególne pierwiastki (w postaci związków chemicznych) odkładają się w wybranych organach:

- jod w tarczycy,
- stront, uran i pluton w kościach,
- ruten głównie w płucach,
- tellur w jądrach i nerkach,
- bar w płucach i kościach,
- cez równomiernie w całym ciele.

Stront należy do szczególnie groźnych pierwiastków, gdyż wypiera wapń i odkłada się w kościach, skąd bombarduje cząstkami β szczególnie wrażliwy szpik kostny.

Czy można odwrócić ścinanie białek?

Promieniowanie rentgenowskie to rodzaj promieniowania elektromagnetycznego. Stosuje się je przede wszystkim przy wykonywaniu zdjęć rentgenowskich (złamanych kończyn, diagnostyki płuc, zębów) i rentgenowskiej tomografii komputerowej. Przyjęcie zbyt dużej dawki promieniowania rentgenowskiego powoduje poparzenia, a nawet chorobę popromienną. Kobiety w pierwszym trymestrze ciąży nie powinny wykonywać badań rentgenowskich. Badań tych nie powinny także wykonywać osoby, które starają się o dziecko, ponieważ promieniowanie rentgenowskie może uszkodzić zarówno komórkę jajową, jak i plemniki.

Ultradźwięki mogą mechanicznie uszkadzać ściany i błony komórkowe.

DOŚWIADCZENIE 260.

WYKONANIE

Zaproponuj i wykonaj doświadczenie, w którym sprawdzisz działanie alkoholu na białko. Czy jest to reakcja odwracalna?

Opis doświadczenia, obserwacje i wnioski zapisz w zeszycie.

Działanie alkoholu na organizm człowieka jest bardzo rozległe, dlatego szczegółowo omówione zostanie w ostatnim rozdziale podręcznika.

DOŚWIADCZENIE 261.

WYKONANIE

Zaproponuj i wykonaj doświadczenie, w którym sprawdzisz działanie kwasów na białko. Czy jest to reakcja odwracalna? Czy różne kwasy (ocet, kwasek cytrynowy, solny) mają różne działania? Czy działanie kwasu zależy od jego stężenia?

Projekt doświadczenia, obserwacje i wnioski zapisz w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 262.

WYKONANIE

Zachowaj ostrożność, pracując ze stężonym kwasem siarkowym(VI). Stosuj okulary i rękawice ochronne!

Niewielką ilość białka jaja kurzego umieść na szalce Petriego, a następnie dodaj około 1 cm^3 stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI).

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

CHEMIK W KUCHNI

70 dag schabu umyj, natrzyj solą, cukrem (2 łyżeczki) i pieprzem, obtocz w majeranku (4 łyżki). Dodaj czosnek (5 posiekanych ząbków) i pokruszone liście laurowe (3). W naczyniu zalej mięso winem (2 szklanki wina czerwonego wytrawnego), tak by było przykryte. Wstaw do lodówki na 24 h. Przełóż mięso razem z marynatą do naczynia do pieczenia i wstaw do piekarnika nagrzanego do 190°C. Piecz ok. 1,5 h. Podawaj na ciepło lub zimno.

Po co w tym przepisie marynujemy mięso w alkoholu? Jak wyjaśni to chemik?

MARYNOWANIE MIĘSA W OCCIE

Znajdź przepis na marynowanie mięsa w occie. W jakim celu się to robi? Jak to wyjaśni chemik?

JAJKO W KOSZULCE

Wbij jajko do miski, uważaj, by żółtko się nie rozpłynęło.

Do szerokiego rondla nalej wodę, dodaj 2 łyżki octu (zastanów się, w jakim celu go dodajesz). Zagotuj wodę, zmniejsz ogrzewanie do minimum. Zamieszaj łyżką, tworząc wolno kręcący się wir.

Z jak najniższej wysokości przelej jajko z miski do rondla. Białko powinno dokładnie obtoczyć żółtko (możesz pomóc sobie łyżką). Gdy białko z wierzchu się zetnie, gotuj jajko jeszcze 2–3 minuty na wolnym ogniu.

Ocet spożywany w nadmiarze jest szkodliwy (na podstawie wykonanych doświadczeń wyjaśnij dlaczego).

Wykonanie:
Do naczynia nalej etanol, a następnie wbij do niego jajo kurze. Mieszaj intensywnie zawartość naczynia.
Obserwacje:
Białko ścięło się.
Wniosek:
Etanol powoduje denaturację białek.

Wykonanie:
Do kilku probówek dodaj roztwór białka. Następnie do każdej z probówek nalej niewielką ilość kwasu. Do każdej probówki nalej innego kwasu albo użyj tego samego kwasu, lecz o innym stężeniu. Do tak powstałych osadów dodaj wodę.
Obserwacje:
We wszystkich probówkach białko ścięło się. Dodanie wody nie spowodowało odwrócenia tego procesu.
Wniosek:
Kwasy powodują denaturację białek.

Powstał czarny osad.

Stężony kwas siarkowy(VI) spowodował zwęglenie białka jaja kurzego.

PRZEDYSKUTUJ

W powieści Zofii Nałkowskiej *Granica* Justyna Bogutówna oblewa kwasem Zenona Ziembiewicza. Znajdź w dostępnych źródłach opisy takich wydarzeń z ostatnich lat. Co o tym sądzisz ty, a co myślą na ten temat Twoje koleżanki i Twoi koledzy?

DOŚWIADCZENIE 263.

WYKONANIE

Do probówki nalej około 1 cm^3 białka kurzego, a następnie dodaj 2 cm^3 dziesięcioprocentowego roztworu wodorotlenku sodu oraz kilka kropli jednoprocentowego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Roztwór przyjął fioletowoniebieskie zabarwienie.

Powyższa reakcja nazywana jest reakcją biuretową. Pozwala na wykrycie obecności wiązań peptydowych.

Przeprowadzona reakcja jest drugą reakcją charakterystyczną dla białek. Nosi nazwę reakcji biuretowej i jest spowodowana występowaniem wiązań peptydowych w białkach. W badanej substancji były zatem obecne wiązania peptydowe.

Białka mogą ulegać hydrolizie zarówno w środowisku kwaśnym, jak i zasadowym. **Jest to rekcja białek z wodą**, która zachodzi w obecności katalizatorów (np. enzymów). W wyniku niej otrzymujemy aminokwasy. Reakcje hydrolizy białek stosuje się w przemyśle do otrzymania hydrolizatu białkowego (stosowanego np. jako składnik do zup lub przypraw). Hydroliza białek zachodzi również w przewodzie pokarmowym człowieka.

Białka ulegają także reakcjom rozkładu. W procesach tych tworzy się amoniak i siarkowodór (amoniak powstaje ze znajdujących się w białkach atomów azotu, a siarkowodór powstaje z atomów siarki zawartych w resztach niektórych aminokwasów). Dlatego w ciągach kanalizacyjnych, w których są różne odpadki białkowe, wydziela się amoniak i siarkowodór. Temu procesowi towarzyszy charakterystyczny nieprzyjemny zapach.

DOŚWIADCZENIE 264.

WYKONANIE

Do probówki nalej ok. 2 cm^3 białka jaja kurzego, a następnie dodaj nasycony roztwór chlorku sodu. Zanotuj obserwacje. Następnie sprawdź, czy proces jest odwracalny, dodając do probówki wodę.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Po dodaniu soli do probówki, w roztworze pojawiły się kłaczki. Kłaczki zniknęły po dodaniu wody.

Dodanie do roztworu białka soli metali lekkich powoduje strącenie białka na skutek agregacji cząsteczek (łączenia w większe ugrupowania). Proces ten nazywa się wysalaniem. Jest odwracalny. Nie jest procesem denaturacji, ponieważ nie narusza struktury trzecio- i czwartorzędowej białka.

Nastąpiło wysolenie białka. Jest to proces odwracalny.

ZAPAMIĘTAJ

WYSALANIE BIAŁKA – proces polegający na wytrącaniu białka z roztworu pod wpływem roztworów soli metali lekkich. Jest to proces odwracalny.

DOŚWIADCZENIE 265.

WYKONANIE

Przygotuj dwa krystalizatory o pojemności około 100 cm^3. Pierwszy napełnij do połowy wodnym roztworem soli kuchennej, drugi – roztworem białka jaja kurzego. Przez każdy z roztworów przepuść wiązkę światła ze wskaźnika laserowego, przykładając go prostopadle do krawędzi krystalizatora. Obserwuj zachowanie wiązki światła w roztworach.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Jak pokazuje powyższe doświadczenie, roztwór białka wykazuje efekt Tyndalla. Roztwory białek należą do tak zwanych roztworów koloidalnych (zoli), czyli mieszanin, w których jeden ze składników jest rozproszony w drugim (układy koloidalne szerzej omówiliśmy w rozdziale 9.5.).

CHEMIK W KUCHNI

Solone śledzie

W 3 szklankach gorącej wody rozpuść 1,5 szklanki soli kuchennej i dodaj łyżeczkę cukru spożywczego. Zimnym roztworem zalej śledzie. Odstaw do lodówki na dwa tygodnie.

Dlaczego solone śledzie są twarde?

Po co solone śledzie moczy się w wodzie (min. 24 h) przed dalszym przyrządzaniem?

Znajdź przepisy, w których sól kuchenna wykorzystywana jest do konserwacji mięsa, boczku, ryb, białego sera.

W krystalizatorze zawierającym białko następuje rozproszenie wiązki światła. Efekt ten nazywany jest efektem Tyndalla.

Wodny roztwór białka jest roztworem koloidalnym.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Ile jest gramów wodorotlenku sodu w 2 cm^3 dziesięcioprocentowego roztworu tego związku? Przyjmij, że gęstość roztworu wynosi 1g/cm^3.

W 100 g roztworu jest 10 g NaOH, a w 2 g roztworu jest x g NaOH, więc:

$$x = 0{,}2 \text{ g NaOH.}$$

Odpowiedź: W 2 cm^3 dziesięcioprocentowego roztworu wodorotlenku sodu jest 0,2 g wodorotlenku sodu.

15.8. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Wyjaśnij, na czym polega reakcja estryfikacji.
2. Zapisz równania reakcji pomiędzy prostymi kwasami karboksylowymi i alkoholami jednowodorotlenowymi.
3. Utwórz nazwy i wzory estrów pochodzących od kwasu metanowego (mrówkowego), etanowego (octowego) oraz propanowego (propionowego) i alkoholi metanolu oraz etanolu.
4. Zaplanuj doświadczenie pozwalające otrzymać ester o podanej nazwie.
5. Opisz właściwości estrów. Weź pod uwagę ich zastosowanie.
6. Sklasyfikuj tłuszcze pod względem pochodzenia, stanu skupienia i charakteru chemicznego.
7. Opisz właściwości fizyczne tłuszczów.
8. Zaprojektuj doświadczenie pozwalające odróżnić tłuszcz nienasycony od nasyconego.
9. Na przykładzie aminokwasów (np. glicyny) opisz budowę, właściwości fizyczne i chemiczne pochodnych węglowodorów zawierających azot.
10. Wymień pierwiastki, których atomy wchodzą w skład cząsteczek białek.
11. Zdefiniuj białka (jako związki powstające z aminokwasów).
12. Opisz zachowanie się białka pod wpływem ogrzewania, stężonego etanolu, kwasów i zasad, soli metali ciężkich (np. $CuSO_4$) i soli kuchennej.
13. Opisz różnice w przebiegu denaturacji i koagulacji białek.
14. Wylicz czynniki, które wywołują denaturację i koagulację białek.
15. Wykryj obecność białka w produktach spożywczych.
16. Wymień pierwiastki, których atomy wchodzą w skład cząsteczek cukrów.
17. Podziel cukry na proste i złożone.

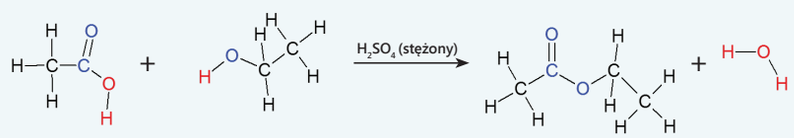
18. Podaj wzór sumaryczny glukozy i fruktozy.
19. Opisz, jak zbadasz właściwości fizyczne glukozy.
20. Wymień właściwości fizyczne glukozy.
21. Wymień zastosowania glukozy.
22. Podaj wzór sumaryczny sacharozy.
23. Jak zbadasz i opiszesz właściwości fizyczne sacharozy?
24. Wskaż zastosowania sacharozy.
25. Zapisz równanie reakcji sacharozy z wodą (za pomocą wzorów sumarycznych).
26. Opisz występowanie skrobi i celulozy w przyrodzie.
27. Podaj wzory sumaryczne skrobi i celulozy.
28. Wymień różnice we właściwościach skrobi i celulozy.
29. Opisz znaczenie i zastosowania skrobi i celulozy.
30. Wykryj obecność skrobi w różnych produktach spożywczych.

ODPOWIEDZI

1. Wyjaśnij, na czym polega reakcja estryfikacji.

! ZAPAMIĘTAJ

W reakcji kwasów z alkoholami powstają estry i woda. Reakcja ta nazywa się **REAKCJĄ ESTRYFIKACJI**.



W reakcji estryfikacji od cząsteczki kwasu karboksylowego odrywa się grupa -OH, a od cząsteczki alkoholu odrywa się atom wodoru -H (z tych elementów powstaje cząsteczka wody). Pozostałe po oderwaniu elementy łączą się, tworząc ester.

2. Zapisz równania reakcji pomiędzy prostymi kwasami karboksylowymi i alkoholami jednowodorotlenowymi.

Na przykład:

$$HCOOH + CH_3OH \xrightarrow{H_2SO_{4(stężony)},\ temp.} HCOOCH_3 + H_2O$$

$$HCOOH + C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_{4(stężony)},\ temp.} HCOOC_2H_5 + H_2O$$

$$CH_3COOH + CH_3OH \xrightarrow{H_2SO_{4(stężony)},\ temp.} CH_3OOCH_3 + H_2O$$

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_{4(stężony)},\ temp.} CH_3OOC_2H_5 + H_2O$$

$$C_2H_5COOH + CH_3OH \xrightarrow{H_2SO_{4(stężony)},\ temp.} C_2H_5OOCH_3 + H_2O$$

$$C_2H_5COOH + C_2H_5OH \xrightarrow{H_2SO_{4(stężony)},\ temp.} C_2H_5OOC_2H_5 + H_2O$$

3. Utwórz nazwy i wzory estrów pochodzących od kwasu metanowego (mrówkowego), etanowego (octowego) oraz propanowego (propionowego) i alkoholi metanolu oraz etanolu.

Nazwa estru rozpoczyna się od nazwy kwasu, od jakiego ester pochodzi i ma przyrostek -an, dodany w miejsce przyrostka -owy w przymiotnikowej części nazwy kwasu (np. kwas etanowy – etanian). Drugi człon nazwy wywodzi się od nazwy węglowodoru, z którego powstał alkohol, a później ester.

$HCOOC_2H_5$ metanian (mrówczan) metylu

$HCOOC_2H_5$ metanian (mrówczan) etylu

CH_3OOCH_3 etanian (octan) metylu

$CH_3OOC_2H_5$ etanian (octan) etylu

$C_2H_5OOCH_3$ propanian (propionian) metylu

$C_2H_5OOC_2H_5$ propanian (propionian) etylu

4. Zaplanuj doświadczenie pozwalające otrzymać ester o podanej nazwie.

Aby otrzymać ester o zadanej nazwie, trzeba do probówki nalać ok. 2 cm^3 odpowiedniego alkoholu i dodać ok. 1,5 cm^3 odpowiedniego kwasu karboksylowego oraz 2 krople stężonego kwasu siarkowego(VI). Zawartość probówki dokładnie wymieszać. Następnie probówkę ogrzewać, utrzymując lekkie wrzenie cieczy przez minutę.

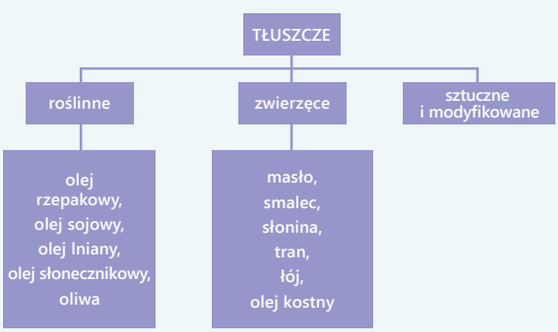
5. Opisz właściwości estrów. Weź pod uwagę ich zastosowanie.

Właściwości fizyczne estrów zależą od ich budowy.

- Estry niższych kwasów karboksylowych i alkoholi alifatycznych o krótkich łańcuchach węglowych są cieczami słabo mieszającymi się z wodą, o intensywnym i przyjemnym zapachu. Są one w większych dawkach trujące, a niektóre rakotwórcze. Estry te są stosowane jako rozpuszczalniki.
- Estry kwasów karboksylowych z długimi grupami alkilowymi lub zawierające wyższe alkohole alifatyczne są głównymi składnikami wosku naturalnego. Są bezwonne i nierozpuszczalne w wodzie. Stosuje się je jako pasty, woski, pomadki.
- Z kolei estry wyższych kwasów tłuszczowych i gliceryny to tłuszcze. Stosuje się je jako smary.

Estry kwasu azotowego(V) są często nietrwałe i mogą mieć właściwości wybuchowe, np. nitroceluloza, nitrogloceryna.

6. Sklasyfikuj tłuszcze pod względem pochodzenia, stanu skupienia i charakteru chemicznego.



SCHEMAT 15.3. Klasyfikacja tłuszczów ze względu na pochodzenie.

TŁUSZCZE	
NASYCONE: występują reszty kwasów tłuszczowych posiadających w łańcuchu węglowodorowym wyłącznie wiązania pojedyncze, np.: masło, słonina, łój, olej kostny	**NIENASYCONE:** występują reszty kwasów tłuszczowych posiadających w łańcuchu węglowodorowym wiązania podwójne, np.: oleje roślinne oraz smalec, tran

SCHEMAT 15.4. Klasyfikacja tłuszczów ze względu na charakter chemiczny.

TŁUSZCZE	**STAŁE:** masło, słonina, łój, smalec *masło kakaowe, olej drzewny, olej jojoba, masło kokosowe, olej palmowy, tokoferol (witamina E)
	CIEKŁE: oleje roślinne (z wyjątkiem *), tran i olej kostny

SCHEMAT 15.5. Klasyfikacja tłuszczów ze względu na stan skupienia.

7. Opisz właściwości fizyczne tłuszczów.

Przeważnie tłuszcze nie mają zapachu, są nierozpuszczalne w wodzie, dobrze rozpuszczalne w rozpuszczalnikach niepolarnych (np. benzynie, nafcie). Wszystkie tłuszcze są lżejsze od wody, odczyn tłuszczów jest obojętny.

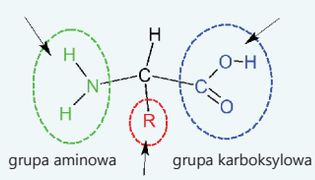
8. Zaprojektuj doświadczenie pozwalające odróżnić tłuszcz nienasycony od nasyconego.

Do probówki zawierającej benzynowy roztwór masła oraz do probówki zawierającej benzynowy roztwór oleju jadalnego dodaj po 1 cm^3 roztworu bromu w tetrachlorometanie (Br_2 w CCl_4). Zawartość probówek dokładnie wytrząśnij (zamiast roztworu Br_2 w CCl_4 można użyć wodnego roztworu manganianu(VII) potasu).

9. Na przykładzie aminokwasów (np. glicyny) opisz budowę, właściwości fizyczne i chemiczne pochodnych węglowodorów zawierających azot.

Najprostszym aminokwasem zawierającym 1 atom węgla w łańcuchu jest kwas aminoetanowy (nazwa zwyczajowa: glicyna).

Aminokwasy zawierają 2 grupy funkcyjne: grupę aminową – NH_2 i grupę karboksylową –COOH. Wzór sumaryczny glicyny to: H_2NCH_2COOH.



Aminokwasy reagują z kwasami i wodorotlenkami. Mogą ulegać kondensacji, tworząc peptydy i białka.

Najprostszy aminokwas – glicyna – to ciało stałe dobrze rozpuszczalne w wodzie, trudno rozpuszczalne w etanolu.

10. Wymień pierwiastki, których atomy wchodzą w skład cząsteczek białek.

SCHEMAT 15.6.
Skład pierwiastkowy białek.

11. Zdefiniuj białka (jako związki powstające z aminokwasów).

Białka są to wielkocząsteczkowe biopolimery, zbudowane z reszt aminokwasów połączonych ze sobą wiązaniami peptydowymi -CONH-.

12. Opisz zachowanie się białka pod wpływem ogrzewania, stężonego etanolu, kwasów i zasad, soli metali ciężkich (np. $CuSO_4$) i soli kuchennej.

Pod wpływem ogrzewania, stężonego etanolu, kwasów i zasad, soli metali ciężkich (np. $CuSO_4$) następuje denaturacja białka.

Natomiast pod wpływem soli kuchennej następuje proces wysalania białek.

13. Opisz różnice w przebiegu denaturacji i koagulacji białek.

Koagulacja – to proces ścinania się białka (koloidu). Polega na zlepianiu się cząstek tworzących roztwór koloidalny w większe zespoły, co powoduje powstawanie zwartego koagulatu lub przejście zolu w żel (wytrąca się osad w roztworze koloidalnym). Koagulacja zachodzi pod wpływem soli metali lekkich, np. NaCl.

Denaturacja – to zwykle nieodwracalny proces ścinania się białka. Polega na trwałym zniszczeniu wyższych struktur białka, przy zachowaniu jedynie struktury pierwszorzędowej, a niekiedy również i drugorzędowej. Zachodzi pod wpływem podwyższonej temperatury, roztworów kwasów, zasad i soli metali ciężkich oraz alkoholu i promieniowania.

* **DENATURACJA BIAŁKA** – zmiany w drugo-, trzecio- i czwartorzędowej strukturze, które prowadzą do utraty aktywności biologicznej lub innej indywidualnej cechy charakterystycznej przy zachowaniu sekwencji aminokwasów.

** **WYSALANIE BIAŁEK** – strącanie białek z roztworów poprzez dodanie stężonego roztworu soli metali lekkich. Proces ten jest przejściem zolu w żel (koagulacja), nie narusza struktury białka, także czwarto- i trzeciorzędowej (nie powoduje denaturacji) i jest odwracalny.

14. Wylicz czynniki, które wywołują denaturację i koagulację białek.

Denaturacja białek jest wywołana przez:

- Czynniki fizyczne:
  - ogrzewanie,
  - silne mieszanie,
  - wytrząsanie,
  - naświetlanie promieniowaniem UV, promieniowaniem jonizującym, promieniowaniem rentgenowskim,
  - ultradźwięki.
- Czynniki chemiczne:
  - związki chemiczne mające zdolność do niszczenia wiązań wodorowych,
  - kwasy,
  - wodorotlenki,
  - sole metali ciężkich.

15. Wykryj obecność białka w produktach spożywczych.

SCHEMAT 15.7. Metody wykrywania białek w produktach spożywczych.

16. Wymień pierwiastki, których atomy wchodzą w skład cząsteczek cukrów.

C, H, O.

17. Podziel cukry na proste i złożone.

Cukry dzieli się na 3 grupy:

- cukry proste, czyli monosacharydy;
- oligosacharydy:
  - dwucukry (disacharydy), czyli cukry, których cząsteczka zbudowana jest z dwóch reszt cukrów prostych,
  - trisacharydy – ich cząsteczka zbudowana jest z trzech reszt cukrów prostych,
  - tetra-, penta-, ... sacharydy;
- wielocukry (polisacharydy), których cząsteczka zbudowana jest z bardzo wielu reszt cukrów prostych.

Podsumowanie

18. Podaj wzór sumaryczny glukozy i fruktozy.
Wzór sumaryczny glukozy jest taki sam, jak wzór sumaryczny fruktozy: $C_6H_{12}O_6$.

19. Opisz, jak zbadasz właściwości fizyczne glukozy.
Należy obejrzeć kryształy, wsypać do wody i sprawdzić, czy się w niej rozpuszczą.

20. Wymień właściwości fizyczne glukozy.
Glukoza jest białym, drobnokrystalicznym ciałem stałym, z roztworów wodnych łatwo krystalizuje. Jest bardzo dobrze rozpuszczalna w wodzie (nie zmienia pH roztworu). Ma słodki smak, nieco mniej intensywny od sacharozy.

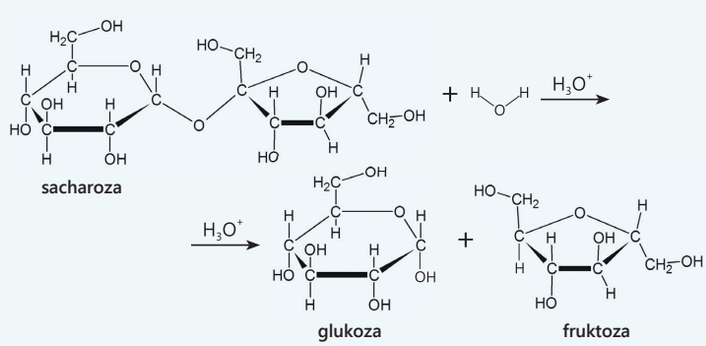
21. Wymień zastosowania glukozy.
Glukoza stosowana jest w przemyśle spożywczym, farmaceutycznym, w medycynie (kroplówki), sporcie (napoje energetyzujące).

22. Podaj wzór sumaryczny sacharozy.
Jej wzór sumaryczny to $C_{12}H_{22}O_{11}$.

23. Jak zbadasz i opiszesz właściwości fizyczne sacharozy?
Należy obejrzeć kryształy, wsypać do wody i sprawdzić, czy się w niej rozpuszczą.
Właściwości fizyczne:
- białe, krystaliczne ciało stałe,
- bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie,
- gęstość: 1,587 g/cm^3,
- temperatura topnienia: 184°C.

24. Wskaż zastosowania sacharozy.
Środek słodzący.

25. Zapisz równanie reakcji sacharozy z wodą w środowisku kwaśnym (za pomocą wzorów sumarycznych).



Czyli za pomocą wzorów sumarycznych:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{H_3O^+} C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$$

sacharoza glukoza fruktoza

26. Opisz występowanie skrobi i celulozy w przyrodzie.

Występowanie skrobi: nasiona, bulwy, łodygi roślin.

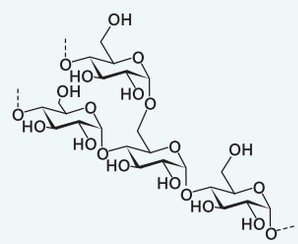
Występowanie celulozy: drewno, liście, łodygi i inne części roślin, prawie wszystkie warzywa, owoce i nasiona.

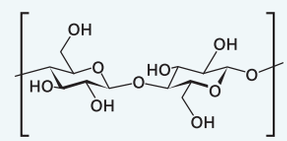
27. Podaj wzory sumaryczne skrobi i celulozy.

Wzór sumaryczny skrobi i celulozy jest taki sam: $(C_6H_{10}O_5)n$.

- dla skrobi **n** – od kilkuset do kilkudziesięciu tysięcy,
- dla celulozy **n** – 3000–14 000.

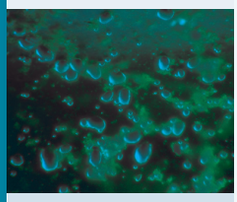
28. Wymień różnice we właściwościach skrobi i celulozy.





SKROBIA	CELULOZA
■ nierozpuszczalna w zimnej wodzie, w gorącej pęcznieje, ■ łańcuchy rozgałęzione, ■ pod wpływem jodyny barwi się na granatowo.	■ nierozpuszczalna ani w zimnej, ani w gorącej wodzie, ■ łańcuchy proste, ■ nie reaguje z jodyną.

TABELA 15.4. Właściwości skrobi i celulozy.



WYBARWIONA SKROBIA – obraz mikroskopowy.

29. Opisz znaczenie i zastosowania skrobi i celulozy.

Celuloza ma znaczenie w przemyśle farmaceutycznym, papierniczym oraz włókienniczym. Jest także stosowana do produkcji lakierów, tworzyw sztucznych, klejów oraz materiałów wybuchowych, a także w analizie chemicznej.

30. Wykryj obecność skrobi w różnych produktach spożywczych.

Do badanych produktów dodaj jodynę. Granatowe zabarwienie potwierdza obecność skrobi.

Rozdział szesnasty zbiera i podsumowuje wiadomości z trzech lat nauki chemii.

16. CZEGO NAUCZYLIŚMY SIĘ NA LEKCJACH CHEMII?

CAFE BIBA, BEKONIK, WODA, DUŻO WODY!

ZASZYFROWANY PRZEPIS NA KINGSAJZ: WAPŃ, ŻELAZO, BIZMUT, BAR, BERYL, KOBALT (SKŁADNIK NIEPEWNY), NIKIEL, POTAS, H_2O.

KINGSAJZ

16.1. CO WIEMY O ZWIĄZKACH WAPNIA?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

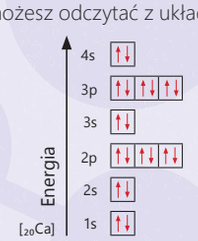
- **definicje pojęć: substancja, pierwiastek;**
- **w jaki sposób bada się właściwości i stan skupienia substancji.**

Wapń jest jednym z ważniejszych pierwiastków. Wynika to z faktu, że tworzy wiele powszechnie stosowanych związków.

ĆWICZENIE 447.

Jakie informacje o atomach wapnia możesz odczytać z układu okresowego?

- okres, 4.
- grupa, 2.
- liczba porządkowa, 20
- liczba atomowa, 20
- liczba elektronów, 20
- liczba protonów, 20
- masa atomowa. ?



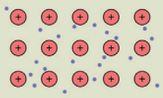
Konfiguracja atomu wapnia

Wapń jest metalem, co oznacza, że ma połysk, jest kowalny, przewodzi ciepło i prąd elektryczny. Występują w nim wiązania metaliczne.

Jest bardzo reaktywnym pierwiastkiem i dlatego (podobnie jak sód czy potas) jest przechowywany w nafcie.

W reakcjach chemicznych z niemetalami oddaje elektrony, stając się kationem: $Ca \longrightarrow 2e^- + Ca^{2+}$.

WAPŃ ZAMKNIĘTY W FIOLCE ZE WZGLĘDU NA SWOJĄ DUŻĄ REAKTYWNOŚĆ



WIĄZANIE METALICZNE

Przypomnij, na czym polega wiązanie metaliczne.

BARWA PŁOMIENIA PO WPROWADZENIU JONÓW WAPNIA

ĆWICZENIE 448.

Pewien uczeń chce przeprowadzić atom wapnia w stan jonu. Jakiego pierwiastka powinien do tego użyć?

Należy wykorzystać pierwiastek o wysokiej elektroujemności, na przykład chlor, fluor bądź tlen.

Wapń należy do makroelementów (lekcja 1.6.). Ciało człowieka zawiera ok. 1,2 kg wapnia w postaci jonów, który w 99% jest umiejscowiony w kościach i zębach. Dlatego ważne jest codzienne spożywanie produktów bogatych w jego związki.

ĆWICZENIE 449.

Jakie choroby powoduje brak jonów wapnia w organizmie człowieka? Wypisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 450.

Na podstawie informacji zawartych w tabeli opracuj mapę myśli i uzupełnij ją o nazwy pozostałych produktów zawierających jony wapnia. Dopisz informacje o zawartości procentowej jonów wapnia w poszczególnych produktach.

Ćwiczenie wykonaj w zeszycie.

ZAWARTOŚĆ JONÓW WAPNIA W PRODUKTACH SPOŻYWCZYCH

brokuły	siemię lniane	brzoskwinia	migdały	ser	orzechy

Zapotrzebowanie człowieka na jony wapnia wynosi 600 mg.
100% – 600 mg
x% – 64 mg
$x = 64 \cdot \frac{100}{600} = 10,(6)\%$

Jedna tabletka dolomitu zaspokaja 10,(6)% zapotrzebowania człowieka na jony wapnia.

ĆWICZENIE 451.

Dzienne zapotrzebowanie człowieka na jony wapnia wynosi 600 mg. Oblicz, jaki procent dziennego zapotrzebowania zaspokaja tabletka dolomitu zawierająca w swym składzie 64 mg wapnia.

ĆWICZENIE 452.

Przeczytaj głośno fragment i uzupełnij (ustnie) brakujące słowa.

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 .....

dodatnim

ujemnym

elektronową

Niedobór jonów wapnia w organizmie powoduje skurcze mięśni, bóle w stawach, mrowienie i drętwienie kończyn oraz spowolnienie tętna. Może również doprowadzić do powstawania ubytków w uzębieniu, zaburzeń snu oraz krwotoków z nosa. Poważny niedobór jonów wapnia prowadzi do utykania i trudności w chodzeniu, częstych złamań kości i stanów lękowych, a u dzieci do zahamowania wzrostu i utraty zębów.

produkt	zawartość jonów wapnia	produkt	zawartość jonów wapnia
ser żółty	0,8%	sery twarogowe	0,096%
sardynki w oleju	0,5%	szczaw	0,08%
ser feta	0,36%	kapusta	0,07%
figi suszone	0,28%	morele	0,073%
migdały	0,24%	fasola szparagowa	0,065%
soja	0,23%	ser biały	0,06%
orzechy	0,19%	brukselka	0,057%
nać pietruszki	0,19%	płatki owsiane	0,054%
jogurt naturalny	0,17%	soczewica	0,051%
biała fasola	0,16%	brokuły	0,048%
szpinak	0,13%	jaja kurze	0,047%
nasiona słonecznika	0,13%	chleb żytni	0,025%
mleko 3,2%	0,12%	wieprzowina	0,01%
maślanka	0,11%	jabłka	0,004%
kefir	0,103%		

elektronowej

walencyjne

kation

jonowe

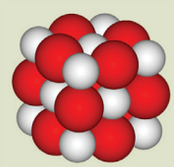
Co wiemy o związkach wapnia?

Pierwiastek wapń, o symbolu chemicznym Ca umiejscowiony jest w 4. okresie, 2. grupie układu okresowego. Jądro atomu wapnia zawiera 20 dodatnio naładowanych ..... jest więc otoczone chmurą elektronową, złożoną z 20 ujemnie naładowanych .....

Chmury elektronowe atomów Ca i O można przedstawić za pomocą konfiguracji elektronowej. Z konfiguracji elektronowej atomu wapnia wynika, że ma on 2 elektrony walencyjne na orbitalach 4s Natomiast z konfiguracji elektronowej atomu tlenu odczytujemy, że atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych na orbitalach 2s oraz 2p

W wyniku reakcji wapnia z tlenem powstaje nowa substancja chemiczna – tlenek wapnia. Zastanówmy się, z czego jest zbudowana.

Przyglądając się konfiguracji ..... atomu tlenu, można zauważyć, że spośród 6 elektronów walencyjnych 2 są niesparowane, a pozostałe 4 tworzą 2 pary elektronowe, więc atomowi tlenu brakuje 2 elektronów, aby uzyskać bardziej korzystną konfigurację elektronową, w której wszystkie elektrony będą sparowane. Jeżeli atom wapnia utraci swoje 2 elektrony ..... również uzyska trwalszą, bardziej korzystną konfigurację elektronową (będzie mieć cały poziom energetyczny zapełniony, a nierozpoczęty kolejny). Z tych powodów, gdy atom tlenu spotka atom wapnia, odbierze mu 2 elektrony. W wyniku tego procesu atom wapnia straci 2 elektrony, a tlen zyska 2 elektrony. Powstanie ..... wapnia i ..... tlenu, a między nimi wiązanie .....



KRYSZTAŁ TLENKU WAPNIA

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU WAPNIA

Ca^{2+} O^{2-}

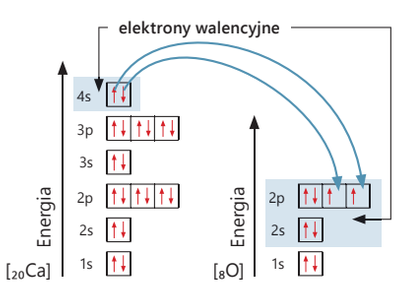
Piktogramy CaO.

elektronów

elektronów

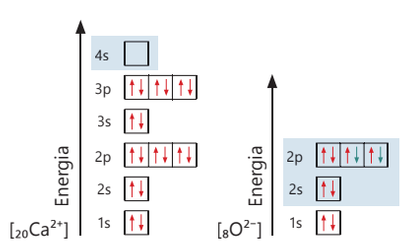
anion

PODCZAS REAKCJI CHEMICZNEJ



konfiguracja elektronowa atomów

PO REAKCJI CHEMICZNEJ



konfiguracja elektronowa jonów

SCHEMAT 16.1. Konfiguracja elektronowa atomów podczas reakcji chemicznej i konfiguracja elektronowa jonów po reakcji chemicznej.

ĆWICZENIE 453.

Przerysuj tabelę do zeszytu i ją uzupełnij.

	W STANIE WOLNYM		W TLENKU WAPNIA	
	atom wapnia	atom tlenu	jon wapnia	jon tlenu
LICZBA PROTONÓW W JĄDRZE	20	8	20	8
LICZBA ELEKTRONÓW	20	8	18	10
ŁADUNEK JĄDRA	+	+8	+	+8
ŁADUNEK CHMURY ELEKTRONOWEJ	-20	−8	-18	−10
SUMARYCZNY ŁADUNEK	0	0	+2	−2
			powstał jon	powstał jon

DOŚWIADCZENIE 266.

WYKONANIE

Przypomnij sobie, jak otrzymywałaś/otrzymywałeś tlenek wapnia. Wykonaj to doświadczenie.

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

Ilość substancji w próbce zmniejszyła się.

ĆWICZENIE 454.

Prażony węglan wapnia zmniejsza swoją masę. Czy stwierdzenie to przeczy prawu zachowania masy? Odpowiedź uzasadnij, sporządź notatkę w zeszycie.

Tlenek wapnia, czyli wapno palone, otrzymuje się w wyniku prażenia węglanu wapnia.

Stwierdzenie nie przeczy prawu zachowania masy, ponieważ należy wziąć pod uwagę masę ulatniającego się tlenku węgla(IV) i dodać ją do masy otrzymanego wapna palonego.

SCHEMAT 16.2. Zastosowanie tlenku wapnia.

Piktogramy CaO.

Piktogram $Ca(OH)_2$.

ĆWICZENIE 455.

Tlenek wapnia (tzw. wapno palone) reaguje gwałtownie z wodą, tworząc nowy związek – wodorotlenek wapnia (tzw. wapno gaszone). W trakcie tej reakcji wydziela się ciepło. Jest to więc reakcja egzoenergetyczna.

Zapisz odpowiednie równanie reakcji.

Sprawdź w dostępnych źródłach, gdzie stosuje się reakcję tlenku wapnia z wodą.

DOŚWIADCZENIE 267.

WYKONANIE

Zaproponuj opis procesu gaszenia wapna. Wykonaj to doświadczenie. Jakie zasady BHP zastosujesz?

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

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

Opisany proces stosuje się w budownictwie.

Tlenek wapnia należy dodawać niewielkimi porcjami do zlewki z wodą. Powstającą zawiesinę należy ciągle mieszać. Doświadczenie należy prowadzić w okularach i rękawicach ochronnych.

Powstaje biała zawiesina. Zawartość zlewki znacznie się rozgrzewa.

Proces gaszenia wapna jest reakcją egzotermiczną. Powstały w wyniku tego procesu wodorotlenek wapnia jest słabo rozpuszczalny w wodzie.

BIELENIE PNI DRZEW NA WIOSNĘ

Woda wapienna to zwyczajowa nazwa nasyconego roztworu wodorotlenku wapnia.

Rozpuszczalność wodorotlenku wapnia w 25°C w wodzie wynosi ok. 0,159 g (na 100 g wody).

Oblicz w zeszycie stężenie procentowe roztworu.

Wodny roztwór wodorotlenku wapnia bywa nazywany wodą wapienną lub mlekiem wapiennym. Wodorotlenek wapnia, podobnie jak tlenek, ma wiele zastosowań.

WODOROTLENEK WAPNIA
środek wzmacniający stare tynki
składnik farb elewacyjnych
podkład pod grunt w malarstwie freskowym
środek odkażający i dezynfekujący do dużych powierzchni
środek do zmiękczania wody
środek stosowany w cukrownictwie do oczyszczania soku z buraków
środek stosowany do oczyszczania gazów spalinowych z tlenków siarki
środek do bielenia wiosną szyb w szklarniach i inspektach
środek do bielenia wiosną pni drzew

TABELA 16.1. Zastosowanie wodorotlenku wapnia.

ĆWICZENIE 456.

Na podstawie dostępnych informacji wyjaśnij, po co na wiosnę bieli się drzewa.
Zapisz odpowiedź w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 268.

WYKONANIE

Przeprowadź reakcję wodorotlenku wapnia (wody wapiennej) z tlenkiem węgla(IV). Jest to reakcja charakterystyczna do wykrywania tlenku węgla(IV). W czasie wykonywania doświadczenia przestrzegaj zasad BHP.

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

0,159 g wodorotlenku wapnia w 100,159 g roztworu
x wodorotlenku wapnia w 100 g roztworu.
x = 1,6%
Stężenie wynosi 1,6%.

Do probówki lub zlewki z wodą wapienną wprowadź rurkę doprowadzającą CO_2 z zestawu do otrzymywania CO_2.

Wytrąca się biały osad. Po dłuższej saturacji osad znika.

Początkowo w wyniku reakcji powstaje węglan wapnia, który w nadmiarze CO_2 przekształca się w wodorowęglan wapnia. Rozpuszczalność obu substancji w wodzie jest znacząco różna.

Kolejnym ważnym związkiem wapnia jest siarczan(VI) wapnia, który występuje w postaci bezwodnej (anhydryt) lub w postaci soli uwodnionej, znanej także pod nazwą gips.

NAZWA ZWYCZAJOWA	Gips (minerał)	Gips palony (otrzymywany przez prażenie gipsu)	Anhydryt – gips bezwodny (minerał)
NAZWA SYSTEMATYCZNA	Siarczan(VI) wapnia – woda(1/2)	Siarczan(VI) wapnia – woda(2/1)	Siarczan(VI) wapnia
WZÓR SUMARYCZNY	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	$2CaSO_4 \cdot H_2O$	$CaSO_4$

TABELA 16.2. Rodzaj gipsu.

Gips ma wiele zastosowań, szczególnie w budownictwie (tynki, płyty gipsowo-kartonowe, zaprawy gipsowe). W procesie twardnienia zaprawy gipsowej wykorzystuje się przyłączanie cząsteczek wody do gipsu palonego.

DOŚWIADCZENIE 269.

WYKONANIE

Znajdź przepis na otrzymywanie zaprawy gipsowej. Wykonaj zaprawę według przepisu. Z gipsu można też wykonać ozdobne figurki.

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

FIGURKI GIPSOWE

Gips zmieszaj z wodą w stosunku 2:1 i wlej do foremek do odlewów (uważaj, by nie powstały pęcherzyki powietrza). Odstaw na 2 h, wyjmij figurki z formy, jednak pozostaw je jeszcze, aby dokładnie wyschły.

Pilniczkiem spiłuj nierówności i pomaluj figurki farbami akrylowymi.

Przygotuj formę, w której wykonasz odlewy. Do naczynia z niewielką ilością wody (najlepiej do butelki PET z obciętą szyjką) wsypuj porcjami gips. Mieszaj, aż otrzymasz plastyczną masę. Natychmiast po rozmieszaniu gipsu przenieś zaprawę do przygotowanej formy.

Gips szybko twardnieje, a odlew rozgrzewa się.

Proces twardnienia zaprawy gipsowej jest egzoenergetyczny.

Proces twardnienia zaprawy gipsowej przedstawia równanie:

$$(2CaSO_4) \cdot H_2O + 3H_2O \longrightarrow 2(CaSO_4 \cdot 2H_2O).$$

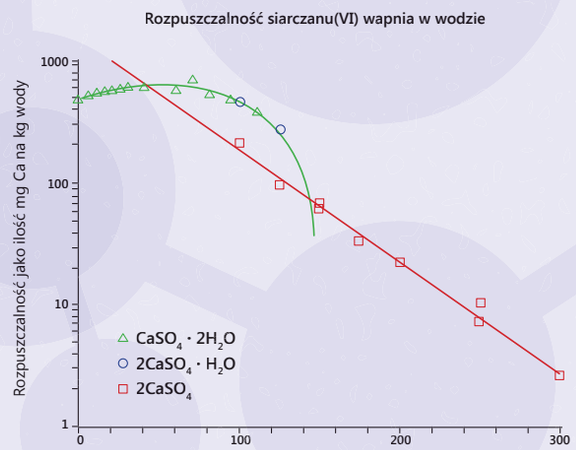
Siarczan(VI) wapnia ma rzadką właściwość – jego rozpuszczalność maleje wraz ze wzrostem temperatury.

W temperaturze 100° C w 1 kg wody rozpuszcza się 190 mg Ca^{2+} w postaci $CaSO_4$. W temperaturze 200° C w 1 kg wody rozpuszczają się 22 mg Ca^{2+} w postaci $CaSO_4$. Przy wzroście temperatury roztworu wytrąci się zatem 190 mg – 22 mg = 168 mg Ca^{2+} w postaci $CaSO_4$. Korzystając z masy molowej $CaSO_4$ można następnie obliczyć, ile wytrąci się $CaSO_4$.

Węglan wapnia jest materiałem budowlanym, służy do otrzymywania wapna palonego oraz jako biały barwnik (biel wiedeńska). Jako dodatek do żywności o kodzie E170 wykorzystywany jest w charakterze utwardzacza oraz barwnika.

ĆWICZENIE 457.

Odczytaj z wykresu, ile mg bezwodnego siarczanu(VI) wapnia wytrąci się z roztworu, jeżeli temperatura wzrośnie ze 100°C do 200°C.

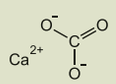


Najważniejszym związkiem wapnia jest węglan wapnia (o wzorze sumarycznym: $CaCO_3$). W przyrodzie jest podstawowym składnikiem minerałów (m.in. kalcytu i aragonitu), a także skał (np. wapiennych, marmurów, kredy, koralu, również dolomitów). Skały węglanowe powstały w przyrodzie podczas procesu przeobrażania się muszli obumarłych skorupiaków.

ĆWICZENIE 458.

Wyszukaj informacje na temat zastosowania węglanu wapnia.

WZÓR STRUKTURALNY WĘGLANU WAPNIA



Podczas termicznego rozkładu węglanu wapnia (zwanego procesem wypalania) powstają tlenek wapnia i tlenek węgla(IV). Proces ten przedstawia równanie:

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2.$$

Powstający w tej reakcji tlenek wapnia służy do wytwarzania zaprawy wapiennej stosowanej w budownictwie.

Na dno zlewki wsyp niewielką ilość węglanu wapnia. Następnie nalej do zlewki niewielką ilość kwasu solnego. W powstających oparach zanurz płonące łuczywko oraz wysuszony pasek bibuły, nasączony wcześniej roztworem chlorku kobaltu(II). Powtórz doświadczenie, używając kwasu octowego zamiast kwasu solnego.

Płonące łuczywko gaśnie. Pasek bibuły nasączony chlorkiem kobaltu zmienia barwę na różową.

W wyniku reakcji powstają między innymi tlenek węgla(IV) i woda.

DOŚWIADCZENIE 270.

WYKONANIE

Zaprawa murarska to mieszanina wodorotlenku wapnia z piaskiem. Wodorotlenek wapnia powstaje w procesie zwanym gaszeniem wapna (proces nosi nazwę gaszenia, ponieważ w reakcji łączenia się tlenku wapnia z wodą wydziela się duża ilość ciepła, mieszanina rozgrzewa się i paruje z niej woda). Reakcję gaszenia wapna przedstawia równanie:

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2.$$

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

DOŚWIADCZENIE 271.

WYKONANIE

Zbadaj wpływ kwasów (np. solnego, octowego) na wyroby z węglanu wapnia.
Zidentyfikuj produkty reakcji.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Węglan wapnia reaguje z kwasami. Jest to reakcja wymiany podwójnej. W reakcji soli z kwasem powstaje inna sól i inny kwas (w tym wypadku kwas węglowy). Ponieważ kwas węglowy jest nietrwały (przypomnij sobie, co dzieje się podczas otwierania butelki z gazowaną wodą mineralną), ulega on rozkładowi na wodę i tlenek węgla(IV). Zatem reakcja (np. z kwasem solnym) przebiega zgodnie z równaniem:

$$CaCO_3 + HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2.$$

Analogicznie reagują wszystkie węglany.

ĆWICZENIE 459.

W zeszycie napisz równania reakcji węglanu wapnia z kwasem octowym (etanowym) i siarkowym(VI).

KALCYT

ARAGONIT

SKAŁA WAPIENNA

KORAL

DOLOMIT

Do zlewki z przygotowanym wapnem gaszonym dodawaj porcjami piasek, aż do otrzymania gęstej masy. Otrzymaną masę pozostaw na powietrzu do wyschnięcia.

Po pewnym czasie masa stwardniała.

Otrzymana zaprawa wysycha, chłonąc jednocześnie CO_2 z powietrza, co prowadzi do powstania połączonego z piaskiem węglanu wapnia.

$CaCO_3 + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O + CO_2$

$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$

	obserwacja
marmur	pieni się i ulega rozkładowi
skorupka jajka	pieni się i ulega rozkładowi
kreda	pieni się i ulega rozkładowi
wapień	pieni się i ulega rozkładowi
muszla	pieni się i ulega rozkładowi
kość	następuje częściowy rozkład

Marmur, skorupka jajka, kreda, wapień oraz muszla są zbudowane z węglanu wapnia. Natomiast kości są tylko częściowo zbudowane z węglanu wapna.

Początkowo wytrąca się biały osad. W efekcie długiego wdmuchiwania wydychanego powietrza osad znika.

Wytrącony osad węglanu wapnia ulega roztworzeniu pod wpływem wydychanego powietrza.

Czego nauczyliśmy się na lekcjach chemii?

Charakterystyczne burzenie i pienienie skały, gdy poleje się ją roztworem kwasu, świadczy o tym, że w jej skład wchodzą węglany.

DOŚWIADCZENIE 272.

WYKONANIE

Badanie reakcji przedmiotów zawierających węglan wapnia z kwasem (solnym i octowym). Tabelę przerysuj do zeszytu. Uzupełnij ją nazwami innych przedmiotów zawierających węglan wapnia. W odpowiednie rubryki wpisz swoje obserwacje.

	MARMUR	SKORUPKA JAJKA	KREDA	WAPIEŃ	MUSZLA	KOŚĆ	?
KWAS SOLNY							
KWAS OCTOWY							

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

Reakcja skał węglanowych z kwasami jest odpowiedzialna za powstawanie jaskiń i różnych form naciekowych (m.in. stalaktytów i stalagmitów). Woda nasycona tlenkiem węgla(IV), czyli kwas węglowy, reaguje z nierozpuszczalnym węglanem wapnia. W wyniku tej reakcji powstaje rozpuszczalny wodorowęglan wapnia. Tak roztwarza się skała:

$$\downarrow CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2.$$

Następnie woda wraz z rozpuszczoną w niej solą (wodorowęglanem wapnia) spływa, kapie w dół jaskini, gdzie w wyniku reakcji odwrotnej wytrąca się nierozpuszczalny węglan wapnia, tworząc nacieki:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2.$$

Z tego powodu zbyt duża liczba osób odwiedzających jaskinię powoduje jej roztwarzanie.

DOŚWIADCZENIE 273.

WYKONANIE

Do kolby nalej wody wapiennej. Zanurz w niej szklaną rurkę i delikatnie dmuchaj do momentu, w którym zaobserwujesz zmianę.

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

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Jajko w butelce

Włóż jajko do słoika i zalej octem. Gdy skorupka zrobi się miękka, włóż jajko do butelki o szyjce węższej niż przekrój jajka (możesz wykorzystać podciśnienie). Aby efekt był bardziej spektakularny, powiększ jajko, wykorzystując zjawisko osmozy (nalej wody do butelki z jajkiem na 2–3 dni).

MIĘKKIE KOŚCI

Kość (np. udowa kurczaka) umieść w słoiku i zalej octem. Po 2–3 dniach sprawdź jej twardość i elastyczność.

POZBYWANIE SIĘ OSADU (TZW. KAMIENIA KOTŁOWEGO Z CZAJNIKA)

Kamień kotłowy to osad węglanu wapnia i węglanu magnezu. Powstaje w wyniku termicznego rozkładu wodorowęglanu wapnia i wodorowęglanu magnezu (związki te występują w tzw. twardej wodzie):

$$Ca(HCO_3)_{2(aq)} \rightarrow CaCO_{3(s)}\downarrow + H_2O_{(c)} + CO_{2(g)}\uparrow,$$

gdzie:
aq – roztwór wodny;
s – ciało stałe;
c – ciecz;
g – gaz.

Do czajnika z kamieniem kotłowym nalej octu lub kwasu cytrynowego.

ĆWICZENIE 460.

Przeczytaj poniższy artykuł. Jak sądzisz, dlaczego buduje się kopię jaskini? Pamiętasz, na czym polega metoda datowania **izotopem węgla ^{14}C?**

Pod koniec 2014 roku Francja zyskała nową atrakcję turystyczną – wierną kopię jaskini Chauveta [szoweta] *z naskalnymi malunkami sprzed ponad 30 tys. lat. Znajdujące się w niej rysunki dzikich zwierząt (koni, lwów, mamutów, nosorożców) i jeden wizerunek kobiety to najstarsze dzieła sztuki na świecie. Powstały między 32 a 30 tys. lat temu. Są niemal dwa razy starsze od podobnych malowideł z Lascaux* [lasko]. *Dzięki datowaniu radiowęglowemu w środku znaleziono także ślady pochodni i węgla sprzed 27–25 tys. lat. [...]*

Od tamtej pory w środku nie było już nikogo, aż do 1994 roku, kiedy to troje grotołazów znalazło wąską szczelinę w skałach. Jak się okazało, prowadziła ona do wnętrza zapomnianej jaskini. Mimo sensacyjnego charakteru odkrycia francuski rząd zdecydował się nie wpuszczać do środka ludzi. Raz do roku do jaskini Chauveta. wchodzą naukowcy. Kilka lat temu wyjątek uczyniono dla ekipy filmowej Wernera Herzoga [wernera hercoga]. *Tak powstała „Jaskinia zapomnianych snów" – niezwykły film nakręcony w technice trójwymiarowej. Jego obejrzenie to jedyna możliwość zapoznania się z prehistorycznymi dziełami sztuki. Przynajmniej na razie. Pod koniec 2014 roku otwarta zostanie bowiem wierna replika jaskini. Umiejscowiono ją 7 km od oryginału, na wzgórzach Vallon-Pont-d'Arc* [walą pą dark], *na zalesionym terenie zajmującym 29 hektarów. Oprócz samej jaskini powstanie tam centrum edukacyjne i stała ekspozycja.*

Odtwórcy przy budowie sztucznej jaskini pracują z naukowcami zajmującymi się badaniem tej prawdziwej. 8500 metrów kwadratowych będą musieli zmieścić na znacznie mniejszej przestrzeni 3500 metrów kwadratowych. [...]

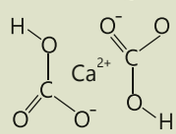
Źródło: *http://www.national-geographic.pl/artykuly/pokaz/turysci-wreszcie-zobacza-jaskinie-chauveta/*

WODOROSOLE

to sole kwasów wieloprotonowych (mają one minimum 2 atomy wodoru w cząsteczce kwasu), których aniony zawierają atomy wodoru w grupie kwasowej.

WZÓR STRUKTURALNY WODOROWĘGLANU WAPNIA

Czym różni się wzór strukturalny węglanu wapnia od wzoru strukturalnego wodorowęglanu?



RYSUNEK Z JASKINI CHAUVETA

Kopię jaskini buduje się w celu przybliżenia społeczeństwu dzieła kultury bez dewastowania oryginału, aby mógł on dłużej służyć celom badawczym. Duża liczba osób w jaskini oznacza znaczne ilości CO_2 w powietrzu. W połączeniu z obecną w jaskini wilgocią mogłyby one doprowadzić do częściowego rozpuszczenia się powierzchni ścian jaskini.

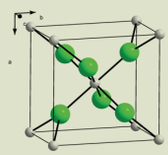
$CaCl_2$;
$CaCl_2 \cdot H_2O$;
$CaCl_2 \cdot 2H_2O$;
$CaCl_2 \cdot 6H_2O$.

$CaCl_2$

Cl^-

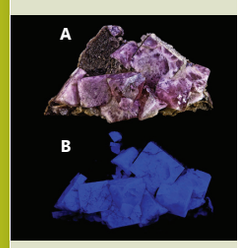
Ca^{2+}

Cl^-



SIEĆ KRYSTALICZNA CHLORKU WAPNIA

MONOKRYSZTAŁ FLUORYTU



A – FLUORYT W ŚWIETLE DZIENNYM

B – FLUORYT W ŚWIETLE UV

PRÓBKI FLUORYTU WYKAZUJĄ FLUORESCENCJĘ W ŚWIETLE UV

Liczne zastosowania mają też inne sole wapnia.

Chlorek wapnia $CaCl_2$ jest substancją silnie higroskopijną, dlatego stosowany jest do osuszania gazów i ciekłych substancji organicznych. Wykorzystuje się go również:

w medycynie	do leczenia niedoborów wapnia, tężyczki
w przemyśle spożywczym	jako regulator kwasowości, jako substancję emulgującą, wiążącą
w miastach	do posypywania zimą jezdni (razem z NaCl), by nie tworzył się lód
do chłodzenia	mieszaninę uwodnionego chlorku wapnia $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ z lodem (3:2) stosuje się jako mieszaninę oziębiającą (osiąga temperaturę ok. -55°C).

TABELA 16.3. Zastosowanie chlorku wapnia.

ĆWICZENIE 461.

Chlorek wapnia występuje w 4 formach: bezwodnej, jako monohydrat, dihydrat i heksahydrat. Napisz w zeszycie ich wzory sumaryczne.

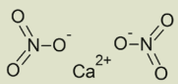
Identyczną strukturę krystaliczną ma bromek wapnia $CaBr_2$. Związek ten bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Stosowany jest m.in. jako składnik płynów do wierceń, środek gaśniczy w gaśnicach proszkowych, a także jako lek przeciw neurozom.

Fluorek wapnia CaF_2 występuje w przyrodzie jako minerał fluoryt.

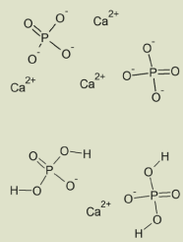
SCHEMAT 16.3. Zastosowanie fluorytu.

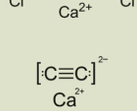
Azotan(V) wapnia $Ca(NO_3)_2$ zwyczajowo jest nazywany saletrą wapniową lub saletrą norweską. Ponieważ ma silne właściwości utleniające (patrz: piktogram), może spowodować zapłon. Jest jednym z ważniejszych nawozów sztucznych stosowanym zwłaszcza w uprawach bezglebowych. Wykorzystywany jest też jako środek do usuwania odoru w instalacjach kanalizacyjnych.

Jako nawóz stosowany jest również kolejny związek wapnia – otrofosforan(V) wapnia – $Ca_3(PO_4)_2$. Wykorzystuje się go jako dodatek do żywności (E 341c).



Piktogram azotanu(V) wapnia.





ĆWICZENIE 462.

Z ortofosforanu(V) wapnia, poprzez ogrzewanie w próżni fosforytu lub zmielonych kości z piaskiem i koksem, otrzymuje się fosfor. Proces ten opisuje poniższe równanie:

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \rightarrow 6CaSiO_3 + 10CO\uparrow + P_4\uparrow.$$

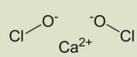
Fosfor wydziela się w postaci pary, która ulega kondensacji.

Oblicz, ile gramów fosforu powstanie, gdy do reakcji weźmiemy 4 mole ortofosforanu(V) wapnia.

Masa jednego mola P_4 wynosi 124 g. Z równania reakcji wynika, że z dwóch moli $Ca_3(PO_4)_2$ można otrzymać jeden mol P_4, czyli 124 g.
A zatem z czterech moli $Ca_3(PO_4)_2$ można otrzymać x g P_4.
x = (4 mole • 124 g)/2 mole = 248 g

Odpowiedź:
Z czterech moli $Ca_3(PO_4)_2$ można otrzymać 248 g P_4.

Diwodoroortofosforan(V) wapnia obecny jest w nawozach, ale także w proszkach do pieczenia i suplementach diety. Jest on źródłem wapnia.



Związki wapnia stosowane są w przemyśle spożywczym (sprawdź listę środków E).

Chloran(I) (zwyczajowo nazywany podchlorynem) wapnia $Ca(OCl)_2$ ma właściwości silnie utleniające, stosowany jest do dezynfekcji, np. wody w basenie, i do bielenia w przemyśle papierniczym, tekstylnym.

Węglik wapnia CaC_2 (nazwa zwyczajowa: karbid) ma wiele różnych zastosowań:

ZASTOSOWANIE KARBIDU
w hutnictwie – środek redukujący
do produkcji nawozów sztucznych
dawniej – jako źródło światła w lampach (karbidówkach) i latarniach morskich
obecnie – jako źródło światła w niektórych latarkach czołowych w speleologii
do wyrobu w warunkach domowych petard (puszka karbidowa)
jako podgrzewacz jedzenia w turystycznych i wojskowych „indywidualnych zestawach racji żywnościowych”
jako środek przeciw nornicom i kretom

TABELA 16.4. Zastosowanie karbidu.

Węgiel zajmuje czwarte miejsce. We Wszechświecie jest więcej wodoru, tlenu i helu niż węgla.

Okres 2., grupa 14., 6 protonów, 6 elektronów, 2 powłoki, 4 elektrony walencyjne.

MIŁOŚĆ PODOBNA JEST DO WĘGLA:
ROZŻARZONA – PARZY, A ZIMNA – BRUDZI...

WASILIJ GROSSMAN [wasilij grosman],, „ŻYCIE I LOS"

16.2. CO WIEMY O ZWIĄZKACH WĘGLA?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicja pojęć: substancja, pierwiastek, odmiana alotropowa, izotop;**
- **w jaki sposób bada się właściwości i stan skupienia substancji.**

$_{6}$**C**

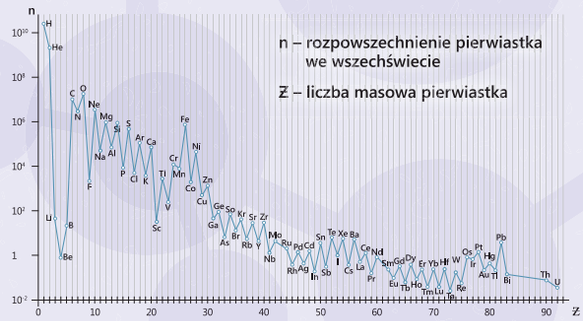
węgiel

WĘGIEL – *Carboneum* – C jest jednym z niewielu pierwiastków znanych już od starożytności.

Węgiel jest jednym z najbardziej rozpowszechnionych pierwiastków we wszechświecie.

ĆWICZENIE 463.

Odczytaj z wykresu, które miejsce zajmuje węgiel, jeżeli chodzi o rozpowszechnienie pierwiastków we wszechświecie. Jakich pierwiastków jest więcej?



WZGLĘDNA CZĘSTOŚĆ WYSTĘPOWANIA PIERWIASTKÓW WE WSZECHŚWIECIE

ĆWICZENIE 464.

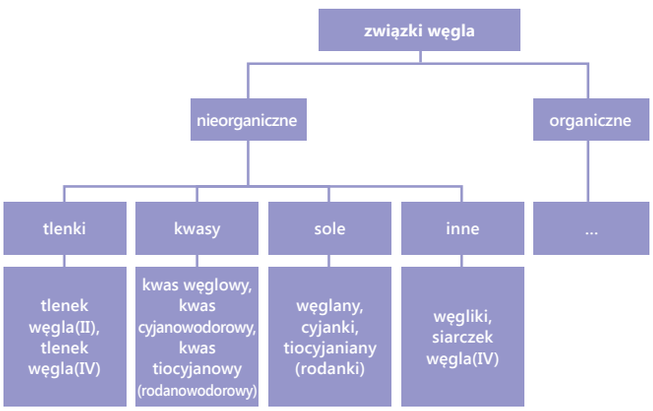
Z układu okresowego pierwiastków odczytaj dane dotyczące węgla: okres, grupę, liczbę protonów, liczbę elektronów, liczbę powłok, liczbę elektronów walencyjnych.

W stanie naturalnym występują 3 izotopy węgla ^{12}C, ^{13}C i promieniotwórczy ^{14}C.

Węgiel tworzy też odmiany alotropowe, między innymi: diament, grafit, fuleren.

Tworzy więcej związków chemicznych niż wszystkie inne pierwiastki chemiczne.

Związki węgla zgodnie z tradycją dzieli się na nieorganiczne i organiczne:



SCHEMAT 16.4. Podział nieorganicznych związków węgla.

Największe ilości węgla w związkach nieorganicznych występują w przyrodzie w postaci skał wapiennych, dolomitów i tlenku węgla(IV).

PODZIAŁ CHEMII NA CHEMIĘ ORGANICZNĄ I NIEORGANICZNĄ SIĘGA CZASÓW ALCHEMII.

W tamtym okresie uważano, że związki organiczne mogą powstawać tylko w organizmach żywych, a do ich powstania potrzebna jest siła życiowa *vis vitalis*. Za datę obalenia tej teorii przyjmuje się rok 1828, wówczas to Friedrich Wöchler [fridrich weler] przeprowadził syntezę mocznika z amoniaku. Nie była to jednak pierwsza reakcja otrzymania związku organicznego z nieorganicznego, w roku 1824 Wöhler otrzymał bowiem kwas octowy (etanowy) z kwasu cyjanowego.

DOŚWIADCZENIE 274.

WYKONANIE

Zaproponuj, jak rozpoznasz, który z gazów to tlenek węgla(IV).

Opisz w zeszycie, jak wykonasz doświadczenie.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Jak bez czytania etykiety wody mineralnej i bez otwierania butelki rozpoznać, czy jest to woda gazowana, czy niegazowana?

DOŚWIADCZENIE 275.

WYKONANIE

Zaproponuj sposób, w jaki można rozpoznać, która ze skał to wapień.

Opisz w zeszycie, jak wykonasz doświadczenie.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Należy sprawdzić palność badanego gazu oraz jego zachowanie wobec wody wapiennej.

Zapalone łuczywko gaśnie w badanym gazie. Badany gaz wprowadzony do wody wapiennej sprawia, że w wodzie pojawia się biały osad.

Należy ścisnąć butelkę wody mineralnej w dłoni. Woda gazowana jest nasycana tlenkiem węgla(IV) pod wysokim ciśnieniem.

Obserwacje wskazują, że w badanej próbce obecny jest tlenek węgla(IV).

Należy polać badaną skałę kwasem solnym.

Skała pieni się.

Badana skała jest skałą węglanową, najprawdopodobniej wapieniem.

Przygotuj dwa cylindry, jeden wypełniony powietrzem, a drugi wypełniony metanem. Cylindry ostrożnie zatkaj korkiem z wmontowanym w niego czujnikiem temperatury. Następnie ustaw źródło światła w równej odległości od obu cylindrów.

Zawartość cylindra z metanem nagrzewa się szybciej niż zawartość cylindra z powietrzem.

Metan jest gazem cieplarnianym.

Do probówki należy dodać niewielką porcję badanej substancji oraz kilka kropli roztworu bromu w CCl_4.

Roztwór bromu uległ odbarwieniu.

Badana substancja jest związkiem nienasyconym.

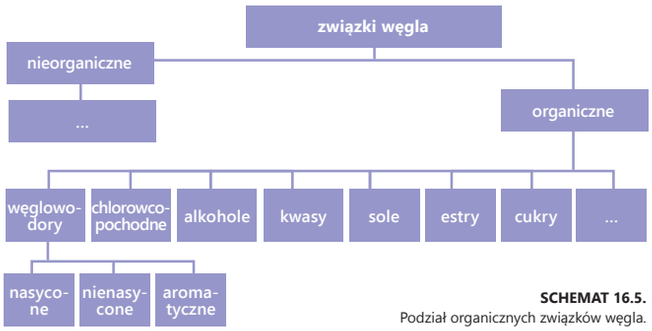
METAN
jest jednym z gazów cieplarnianych, jego średnia zawartość w atmosferze w ciągu ostatnich 200 lat wzrosła ponad dwukrotnie. Jego potencjał cieplarniany jest 86 razy większy niż tlenku węgla(IV) w okresie 20 lat. Oznacza to, że gdy takie same masy metanu i tlenku węgla(IV) są wprowadzone do atmosfery, w ciągu następnych 20 lat metan zatrzyma 86 razy więcej ciepła niż tlenek węgla(IV). Potencjał cieplarniany jednego z freonów (trichlorofluorometanu $CClF_3$) wynosi 14 000 w okresie 100 lat.

Co to oznacza?

CZY WIESZ, ŻE...

Smalec – tłuszcz zwierzęcy, wbrew powszechnej opinii ma w swoim składzie ponad 55% tłuszczów zawierających kwasy nienasycone. Udział kwasów nasyconych w smalcu nie przekracza 40%.

Jak ten fakt udowodnisz doświadczalnie?



SCHEMAT 16.5.
Podział organicznych związków węgla.

Liczba organicznych związków węgla zarejestrowanych w roku 2008 wynosiła 10 853 341. Jest to bardzo mała część związków, które teoretycznie można otrzymać z węgla.

DOŚWIADCZENIE 276.

WYKONANIE

Zaproponuj, jak zbadasz właściwości cieplarniane metanu.

Opisz w zeszycie, jak wykonasz doświadczenie.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 277.

WYKONANIE

Zaproponuj, jak odróżnisz doświadczalnie związki nasycone od nienasyconych.

Opisz w zeszycie, jak wykonasz doświadczenie.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 465.

Przeczytaj poniższą informację:

Tragedia nad jeziorem Nyos [enłajos]

12.08.1986 roku świat obiegła wiadomość: 1700 mieszkańców wiosek położonych nad afrykańskim jeziorem Nyos zmarło poprzedniej nocy. Oprócz ludzi znaleziono też nieżywe zwierzęta domowe oraz dzikie ptaki i zwierzęta. Świadkowie nie mogli zrozumieć, jak doszło do tej tragedii. Na żadnym z ciał nie znaleziono obrażeń świadczących o walce; większość ofiar leżała w łóżkach, jakby wciąż we śnie. Wiele osób sądziło, że przyczyną musiała być trucizna lub choroba, ale nie wykryto śladu trucizny lub patogenu. Członkowie okolicznych plemion wierzyli, że to wiedźma The Wrath [de raf] *(Gniew) wydostała się z jeziora i zabiła mieszkańców.*

Zagadka szybko została rozwiązana przez naukowców badających przyczyny katastrofy. A czy Ty potrafisz wskazać przyczynę?

Do tragedii doszło z powodu gwałtownego wydzielenia się tlenku węgla(IV), nagromadzonego w pokładach geologicznych pod powierzchnią jeziora.

ĆWICZENIE 466.

Znajdź informacje o tym, jak działa tzw. gaśnica śniegowa (gaśnica CO_2). Wyjaśnij, dlaczego nie można używać jej do gaszenia palących się ludzi i zwierząt.

Środkiem gaśniczym w gaśnicy śniegowej jest skroplony CO_2. Rozprężany gaz oziębia się do temperatury -78° C. Tak niska temperatura jest zabójcza dla ludzi i zwierząt.

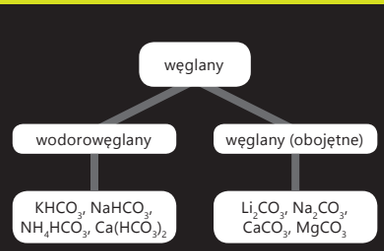
ĆWICZENIE 467.

Przypomnij sobie, na czym polega i jakie są objawy zatrucia tlenkiem węgla(II). Jak zapobiegać zaczadzeniu.

Aby zapobiec zaczadzeniu, należy wietrzyć pomieszczenie, zapewnić właściwą wentylację w mieszkaniu oraz zamontować czujnik tlenku węgla(II).

ĆWICZENIE 468.

Przerysuj schemat podziału soli kwasu węglowego do zeszytu i dokończ go.



Znajdź informacje o Jaskini Psa (Grotta del Cane [grota del kane]*) w pobliżu Neapolu, we Włoszech. Jakie właściwości tlenku węgla(IV) powodują występujące w tej jaskini zjawiska?*

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Gaśnica pianowa

Do plastikowej butelki (z zakrętką z dozownikiem) wlej płyn do mycia naczyń, a następnie wodny roztwór sody oczyszczonej. Włóż (ostrożnie!) małą buteleczkę napełnioną octem, w taki sposób, aby nie zmieszał się on z płynem znajdującym się w butelce. Butelkę zakręć, zostawiając dozownik w pozycji zamkniętej. Teraz silnie wstrząśnij zawartością, aby ocet znajdujący się w buteleczce zmieszał się z płynem i roztworem sody. Otwórz dozownik!

CZY WIESZ?!

Zwierzęta, których krew nie zawiera hemoglobiny (np. owady), mogą żyć w atmosferze składającej się w 80% z czadu (czyli tlenku węgla(II)) i w 20% z tlenu.

CHEMIK W KUCHNI

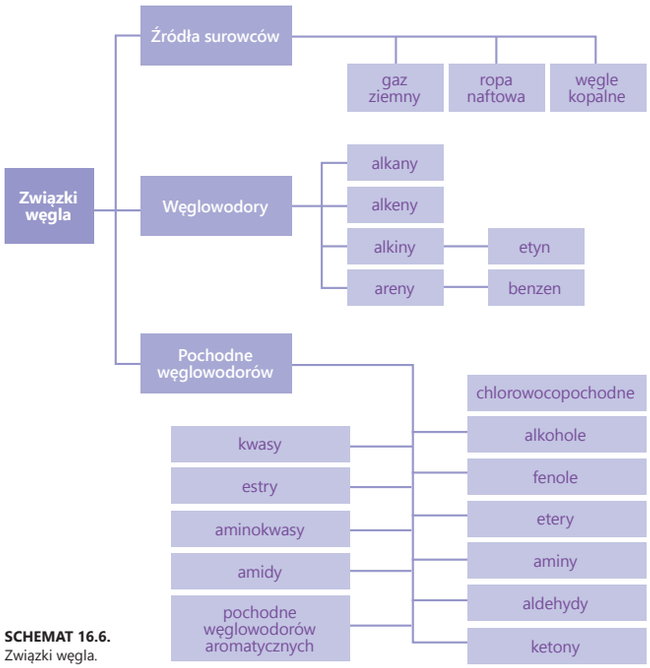
Wegetariański smalec

Na patelni stop łyżkę oleju kokosowego. Posiekaj cebulę i przesmaż, aż się przyrumieni. Dodaj starte na tarce jabłko. Dopraw pieprzem, majerankiem (ewentualnie prażoną cebulką). Wrzuć na patelnię resztę oleju kokosowego (ok. 200 g) i czekaj, aż się stopi. Smalec przelej do szklanego naczynia i odstaw na kilka godzin, żeby stężał.

ESTRY Z KUCHENKI MIKROFALOWEJ

Do zlewki o pojemności 50 cm³ dodaj 1 cm³ etanolu oraz 1 cm³ kwasu octowego. Następnie dodaj 0,5 cm³ (niestężonego) kwasu siarkowego(VI). Zawartość zlewki wymieszaj i powąchaj. Następnie ogrzewaj zlewkę w mikrofalówce przez ok. 35 sekund, przy mocy 700 W. Gdy ciecz przestanie wrzeć, wstrząśnij i powąchaj zawartość zlewki. Porównaj zapachy przed ogrzaniem i po ogrzaniu.

Śmiertelna ilość cyjanku potasu na tle monety jednogroszowej.



SCHEMAT 16.6. Związki węgla.

W schematach na poprzednich stronach umieszczono niektóre nieznane Ci jeszcze związki węgla.

Cyjanowodór HCN jest to silnie toksyczny związek. W temperaturze pokojowej jest bezbarwną cieczą o zapachu gorzkich migdałów. Bywa stosowany jako pestycyd, gaz bojowy, a także przy wykonywaniu wyroków śmierci z użyciem komory gazowej. Cyjanowodór, po dostaniu się do organizmu, tworzy z jonami żelaza(III) trwałe połączenia. Blokuje w ten sposób proces przenoszenia tlenu z hemoglobiny do komórek organizmu. Śmierć następuje w ciągu kilku sekund. Cyjanowodór występuje w niektórych roślinach – zapach gorzkich migdałów to właśnie zapach cyjanowodoru.

Najbardziej znaną solą tego kwasu jest cyjanek potasu, który reaguje również z kwasami, w tym z kwasem solnym zawartym w soku żołądkowym, dlatego jego spożycie jest równie niebezpieczne jak spożycie cyjanowodoru. Właściwość tę opisano w wielu kryminałach: cyjanek potasu był stosowany przez bohaterów jako trucizna.

Z węglików znasz już węglik wapnia (karbid) – otrzymuje się z niego acetylen (etyn): $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2\uparrow$.

Pamiętaj, że węgliki srebra i miedzi bardzo łatwo eksplodują.

OTO NIEKOŃCZĄCY SIĘ KOŁOWRÓT ISTNIENIA,
OTO CO SIĘ NAZYWA W BUDDYZMIE „SAMSARĄ",
OTO CO PRZEDSTAWIA TAK ZWANE KOŁO ŻYCIA I ŚMIERCI.

GARMA CHANG

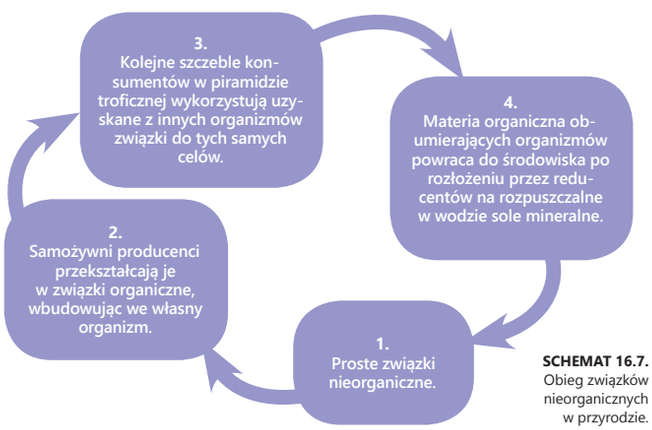
16.3. JAK W PRZYRODZIE KRĄŻĄ PIERWIASTKI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- definicje pojęć: substancja, pierwiastek, związek chemiczny, reakcja chemiczna.
- jak rozdziela się mieszaniny.

W otaczającym nas świecie możemy spotkać się z pierwiastkami, związkami chemicznymi lub mieszaninami.



SCHEMAT 16.7. Obieg związków nieorganicznych w przyrodzie.

W przyrodzie największe znaczenie mają:
- obieg azotu,
- obieg węgla,
- obieg siarki,
- obieg fosforu

oraz cykl hydrologiczny.

UROBOROS – starożytny symbol przedstawiający węża z ogonem w pysku, który bez przerwy pożera samego siebie i odradza się z siebie.

Dla gnostyków (wyznawców doktryny religijnej łączącej elementy chrześcijaństwa z grecko-egipskim hermetyzmem) to symbol jedności duchowej i fizycznej, która nigdy nie zaniknie i będzie trwać w nieskończoność w formie ciągłej destrukcji i odradzania się. To symbol cyklicznego powtarzania – obiegu czasu, odnawiania się świata i światów, śmierci i odrodzenia, czyli wieczności.

Dla alchemików to symbol zamkniętego, stale się powtarzającego procesu przemiany materii.

W każdym z tych obiegów można wyróżnić dwie części zasobów danego pierwiastka:

- pulę zasobów (podstawowa część całkowitej ilości pierwiastka, która znajduje się w formie nieorganicznej),
- pulę wymienną (część pierwiastka, która znajduje się w organizmach żywych i ich bezpośrednim środowisku).

Oprócz omówienia obiegu w przyrodzie oczywistych pierwiastków, takich jak tlen, azot i węgiel, warto przyjrzeć się także obiegowi innych pierwiastków, na przykład metali: chromu, żelaza czy magnezu.

ĆWICZENIE 469.

Znajdź w dostępnych źródłach informacje o obiegu pierwiastków w przyrodzie i przygotuj prezentację na ten temat.

PROJEKT „BIOSFERA 2" W USA

ĆWICZENIE 470.

Przeczytaj informacje o projekcie: Biosfera 2.

Biosfera 2 *– projekt w USA (Arizona). Głównym celem budowli były badania nad możliwością utrzymywania ludzi w zamkniętej, samowystarczalnej biosferze. W teorii zamknięci wewnątrz ochotnicy mieli utrzymywać swoje życie dzięki własnoręcznie wyhodowanej żywności i tlenowi uzyskanemu wyłącznie z roślin z prowadzonej uprawy szklarniowej. Jednak o wiele częściej niż przewidywano trzeba było dostarczać im z zewnątrz pożywienie i tlen. Problem utrzymania się przy życiu bez zaopatrzenia ziemskiego nie został rozwiązany. Od czerwca 2006 roku budowla nie jest już zupełnie szczelna. Obecnie właścicielem Biosfery 2 jest Uniwersytet Arizony.*

Spróbuj stworzyć samodzielnie biosferę!

Do dużej butelki (słoika) wsyp keramzyt lub żwir, który zapewni odpływ wody, następnie, aby zapobiec gniciu roślin, dodaj trochę węgla drzewnego. Zmieszaj ze sobą torf i piasek (w ten sposób otrzymasz przepuszczające powietrze podłoże). Na warstwę drenażu wsyp warstwę podłoża (jeżeli butla ma wąską szyjkę, użyj lejka np. ze zwiniętego kartonu). Za pomocą łyżki do lodów (lub patyczka z przywiązaną do niego łyżeczką) włóż roślinę w dołek i dociśnij ziemię (ważny jest wybór roślin, najlepiej do tego nadają się rośliny o ozdobnych liściach oraz wolno rosnące). Po posadzeniu rośliny podlej ogródek, używając plastikowej rurki. Na kilka dni pozostaw butelkę otwartą, by odparował nadmiar wody. Dopiero potem ją zamknij. Jeśli ścianki są ciągle pokryte rosą, otwórz butelkę i odczekaj, aż woda wyparuje. Po pewnym czasie para wodna powinna pojawiać się tylko rano, później się skrapla, opada i wsiąka w węgiel drzewny i ziemię. GOTOWE!

MIŁOŚĆ JEST JEDYNĄ RZECZĄ NA ŚWIECIE,
KTÓRA ŁĄCZY LUDZI PO TO, ABY ICH ROZDZIELIĆ.

LECH M. JAKÓB

16.4. JAK ROZDZIELAMY MIESZANINY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: substancja, pierwiastek.**
- **jaki obieg ma w przyrodzie azot, węgiel, tlen, woda.**

„W przyrodzie nic nie ginie" – okazuje się, że to powiedzenie jest jak najbardziej prawdziwe.

ĆWICZENIE 471.

Zastanów się, gdzie w życiu codziennym spotykasz się z rozdzielaniem mieszanin. Jakimi technikami są one rozdzielane?

ĆWICZENIE 472.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją.

Właściwości związków chemicznych	Właściwości mieszaniny

DLA HUMANISTÓW

Baśń o Kopciuszku jest bardzo stara, pochodzi z Egiptu lub mitologii grecko-rzymskiej i jest znana na wszystkich kontynentach. Pierwsza zapisana wersja pojawiła się w Chinach ok. roku 860 n.e. w zbiorze opowiadań Duan Chengshi [duan czeningsi]. W baśni tej gołębie pomagają Kopciuszkowi oddzielić groch od popiołu.

Czy umiesz wskazać skuteczniejszą metodę rozdziału tej mieszaniny?

Właściwości związków chemicznych	1. Mają ściśle określony skład. 2. Powstają w wyniku reakcji chemicznych. 3. Tworzą nową substancję o specyficznych właściwościach. 4. Nie można ich rozdzielić metodami fizycznymi, a jedynie dzięki reakcji chemicznej.
Właściwości mieszaniny	1. Nie mają ściśle określonego składu. 2. Powstają poprzez wymieszanie składników. 3. Ich składniki zachowują swoje właściwości. 4. Można je rozdzielić metodami fizycznymi.

Tak, na przykład przesiewanie.

Czego nauczyliśmy się na lekcjach chemii?

EKSTRAKCJA
ma liczne zastosowania zarówno w życiu codziennym, jak i w przemyśle. Proces parzenia kawy lub herbaty zaczyna się od dyfundowania substancji zapachowych i smakowych z ziaren (lub liści) do wody – ekstrahentu. Analogicznie otrzymywane są napary, odwary, wyciągi i nalewki.

Czy wiesz, czym się różnią wymienione wyżej techniki?

Tłuszcze roślinne i biopaliwa produkowane są również z wykorzystaniem ekstrakcji.

DOMOWY LEKARZ

Wywar
z siemienia lnianego – stosowany przy nieżytach przewodu pokarmowego, biegunce i niestrawności (pomocniczo przy chorobie wrzodowej).

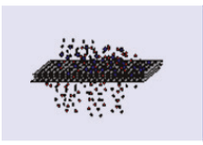
2 łyżki nasion siemienia lnianego zalej ok. ½ litra wrzątku, gotuj 15 minut pod przykryciem na wolnym ogniu (uwaga: kipi!). Odcedź, popijaj łykami w ciągu dnia.

UWAGA!

Adsorpcji nie należy mylić z absorpcją, która jest procesem wnikania do wnętrza fazy.

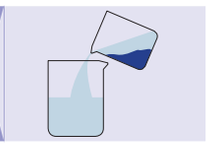
A**d**sorpcja – to np. pochłanianie zapachów przez filtr węglowy w lodówce, pochłanianie toksyn z przewodu pokarmowego przez węgiel medyczny.

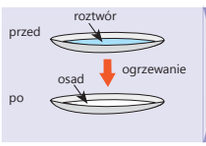
A**b**sorpcja – to np. rozpuszczanie CO_2, składników powietrza w wodzie.



Filtracja (sączenie) – oddzielanie substancji STAŁYCH od CIECZY I GAZÓW poprzez mechaniczne zatrzymanie ciała stałego na porowatych przegrodach – filtrach.

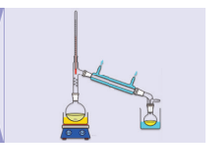
Dekantacja – oddzielenie CIAŁA STAŁEGO (osadu) od CIECZY poprzez zlanie klarownej cieczy znad osadu.





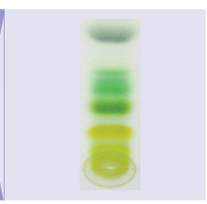
Odparowanie – stosowane do rozdziału ciała STAŁEGO od CIECZY przez przejście cieczy w stan GAZOWY.

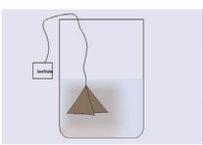
Destylacja – rozdzielenie roztworu poprzez ODPAROWANIE, a następnie SKROPLENIE składników różniących się temperaturą wrzenia.



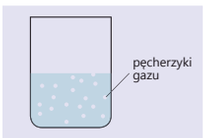
Krystalizacja – proces wydzielania fazy STAŁEJ z roztworu.

Chromatografia – poprzez przepływ fazy ruchomej przez fazę rozdzielczą następuje proces wymywania substancji. Proces ten jest różny dla poszczególnych związków – jedne składniki są zatrzymywane na krócej, inne na dłużej – dlatego ulegają rozdzieleniu.



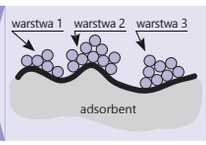


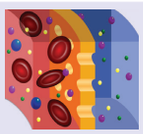
Ługowanie i ekstrakcja – wyodrębnienie składnika mieszaniny poprzez jego dyfuzję do cieczy lepiej rozpuszczającej ten składnik.



Desaturacja – wydzielanie się GAZU z roztworu nasyconego.

Adsorpcja – proces wiązania się indywiduów chemicznych na powierzchni, powodujący lokalne zmiany stężenia.





Osmoza – dyfuzja rozpuszczalnika przez błonę półprzepuszczalną, rozdzielającą roztwory o różnym stężeniu.

DOŚWIADCZENIE 278.

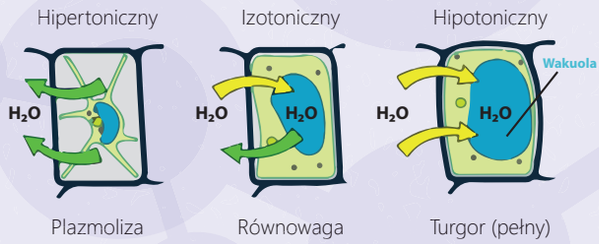
Zaproponuj doświadczenie, które ukaże proces osmozy.

Zapisz w zeszycie: problem badawczy, hipotezę badawczą, opis wykonania, obserwacje, wniosek.

ĆWICZENIE 473.

Obejrzyj dołączone schematy zachowań komórek roślinnych i zwierzęcych w różnych rodzajach roztworów. Wyjaśnij zachodzące zmiany. Wyjaśnienie zapisz w zeszycie.

ROZTWÓR



ZACHOWANIE KOMÓRKI ROŚLINNEJ ZNAJDUJĄCEJ SIĘ W ROZTWORZE HIPER-, IZO- I HIPOTONICZNYM.

DOMOWY LEKARZ

Dlaczego płukanie chorego gardła roztworem soli jest skuteczne?

Roztwór izotoniczny – roztwór o identycznym ciśnieniu osmotycznym (stężeniu) jak oddzielony od niego błoną półprzepuszczalną roztwór odniesienia.

Roztwór hipertoniczny – roztwór o większym ciśnieniu osmotycznym (stężeniu) niż oddzielony od niego błoną półprzepuszczalną roztwór odniesienia.

Roztwór hipotoniczny – roztwór o niższym ciśnieniu osmotycznym (stężeniu) niż oddzielony od niego błoną półprzepuszczalną roztwór odniesienia.

CHEMIK W KUCHNI

Przeczytaj dwa poniższe przepisy. Zastanów się, czym się różnią i dlaczego.

Rosół

Do garnka z zimną wodą włóż mięso (kurczak, wołowina), zagotuj. Zdejmij szumowiny, pozostaw na małym ogniu. Dodaj pokrojone warzywa i przyprawy (marchew, cebulę, pietruszkę, selera, pora, kapustę włoską, sól, pieprz, ziele angielskie, liście laurowe). Gotuj minimum 2 h. Przecedź.

Kurczak gotowany w ziołach

Do garnka z zimną wodą wrzuć pokojone warzywa i przyprawy (marchewkę, cebulę, czosnek, liść laurowy, ziele angielskie, pieprz, tymianek, rozmaryn, natkę pietruszki). Zagotuj. Zmniejsz ogień i dodaj kurczaka. Gotuj na małym ogniu, aż mięso będzie miękkie. Pod koniec dodaj trochę soli.

Problem badawczy
Co stanie się z korzeniem marchwi pod wpływem soli?

Hipoteza badawcza
Korzeń marchwi wchłonie sól na skutek procesu osmozy.

Opis wykonania
Wydrąż w korzeniu marchwi dwa oddalone od siebie otwory. Następnie nasyp do jednego z otworów sól kuchenną, drugi zaś pozostaw pusty.

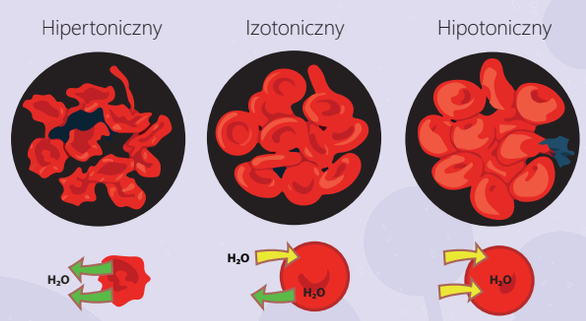
Obserwacje
Po pewnym czasie w otworze z solą pojawiła się woda. Sól została częściowo pochłonięta przez marchew. Marchew stała się miękka.

Wniosek
Nastąpił proces osmozy. Hipoteza została potwierdzona.

Opisane układy dążą do wyrównania ciśnień osmotycznych po obu stronach błony półprzepuszczalnej. Proces wyrównywania ciśnień zachodzi poprzez zwiększanie lub zmniejszanie stężenia w układzie poprzez przepływ wody przez barierę.

Przykładowa procedura rozdzielenia składników mieszaniny.

1. Wyjąć korek pęsetą.
2. Zdekantować resztę mieszaniny. W zlewce pozostaną substancje stałe, czyli siarka, marmur, piasek oraz śrubki. W drugiej zlewce otrzymamy mieszaninę cieczy.
3. W rozdzielaczu oddzielić olej od mieszaniny wody z alkoholem.
4. Wydestylować alkohol.
5. Następnie wydestylować wodę.
6. W zlewce pozostanie sól kuchenna.
7. Z kolei siarkę, marmur, piasek i śrubki zalać toluenem i wyciągnąć śrubki pęsetą.
8. Podgrzać mieszaninę aż do rozpuszczenia siarki, następnie przesączyć ją na gorąco. Odparować z przesączu rozpuszczalnik. Na sączku pozostanie piasek i marmur.
9. Wysuszyć sączek, następnie przesiać piasek przez sito, gdyż kawałki marmuru są większe niż ziarna piasku.



ZACHOWANIE KOMÓRKI ZWIERZĘCEJ ZNAJDUJĄCEJ SIĘ W ROZTWORZE HIPER-, IZO- I HIPOTONICZNYM.

Czy znasz powieść „Pachnidło"?

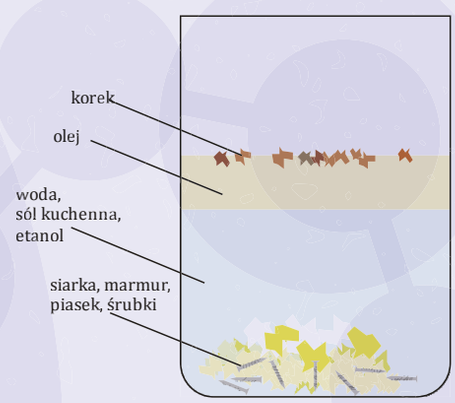
W powieści tej jest opisana najstarsza metoda otrzymywania olejków eterycznych – enfleurage [enfleraż]. Jest ona oparta na zasadzie pochłaniania zapachów przez tłuszcze.

KOSMETYKI CHEMIKA

Do słoika z olejem (z winogron, migdałów lub jojoby) wrzuć kwiatostany tych kwiatów, których zapach chcesz otrzymać (np. jaśminu). Po 24 h wyjmij kwiaty ze słoja, pozostaw na sitku nad słojem, by mogły „okapać" z oleju. Dodaj nowe kwiatostany do oleju. Proces powtarzaj przez 2–4 tygodnie (aż uznasz, że olej pachnie wystarczająco).
Do oleju wlej etanol (tyle, ile jest oleju), zakręć słoik. Wstrząsaj mieszaniną codziennie przez 2 tygodnie. Zlej alkohol. Olej wlej do ciemnej butelki. Masz olejek zapachowy!

ĆWICZENIE 474.

W zlewce znajduje się mieszanina złożona z dziewięciu składników. Twoim zadaniem jest takie jej rozdzielenie, aby na koniec można było wykorzystać wszystkie składniki (czyli np. NIE MOŻNA odparować wody!). Zadanie to można wykonać na kilka sposobów. Przedyskutujcie w klasie, który sposób jest najszybszy, a który najdokładniejszy.



Jak rozdzielamy mieszaniny?

Mieszaniny stanowią większość otaczającego nas świata. Mieszaninami są: powietrze, woda, gleba, węgle kopalne, ropa naftowa oraz stopy metali. Większość tworzyw sztucznych zawiera domieszki innych substancji – są więc mieszaninami. Kosmetyki, produkty spożywcze – to także w większości przypadków mieszaniny. Dlatego znajomość metod ich rozdzielania ma tak duże znaczenie. Wiele z tych metod stosujemy codziennie, nie zastanawiając się nad ich „chemicznym" pochodzeniem: nikt nie powie: „zdekantuj ziemniaki" – choć zlewanie cieczy (wody) znad ciała stałego (ziemniaków) to właśnie proces dekantacji.

Jedne z metod rozdzielania mieszanin są proste (np. dekantacja, sączenie, odparowanie), inne bardzo skomplikowane (np. destylacja, chromatografia, rafinacja metali). Jednak wszystkie prowadzą do uzyskania czystych (z punktu widzenia chemii) substancji.

Chemicy rozróżniają kilka poziomów czystości substancji o różnej jej procentowej zawartości:

- techniczny (najmniejsza czystość),
- czysty do analizy,
- chemicznie czysty,
- czysty spektralnie.

Istnieją także odczynniki o czystości dostosowanej do konkretnych zastosowań specjalnych.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Postanowiono odparować wodę z 300 g piętnastoprocentowego roztworu chlorku sodu. Oblicz, ile gramów chlorku sodu zostanie po odparowaniu.

15 g NaCl jest w 100 g roztworu,
x g NaCl jest w 300 g roztworu,
x = 45 g.

Odpowiedź: Po odparowaniu zostanie 45 g chlorku sodu.

GDY NIE WIEJĄ ŻADNE WIATRY – I KUREK NA KOŚCIELE MA CHARAKTER.

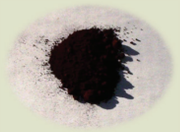
STANISŁAW JERZY LEC, „MYŚLI NIEUCZESANE"

16.5. JAK ZMIENIA SIĘ CHARAKTER TLENKÓW?

TLENKI MAJĄ RÓŻNE BARWY

TLENEK OŁOWIU(II)

TLENEK OŁOWIU(II I IV) (TETRATLENEK TRIOŁOWIU)



TLENEK OŁOWIU(IV)

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: tlenek, odczyn;**
- **w jaki sposób bada się właściwości i pH substancji; jak reagują tlenki i jak się je otrzymuje.**

Tlenki to nieorganiczne związki chemiczne tlenu i innego pierwiastka. Można je podzielić na wiele różnych sposobów. Jednym z nich jest podział na tlenki metali (o wiązaniach jonowych) i tlenki niemetali (o wiązaniach atomowych i spolaryzowanych). Tlenki występują we wszystkich stanach skupienia – są ciałami stałymi (np. tlenki ołowiu, żelaza, krzemu), cieczami (np. woda) i gazami (np. tlenki węgla, siarki).

ĆWICZENIE 475.

Przerysuj tabelę do zeszytu i ją uzupełnij.

Tlenki – ciała stałe	Tlenki – ciecze	Tlenki – gazy
tlenki żelaza, krzemu, glinu, sodu i inne	woda	tlenki węgla, siarki, azotu i inne

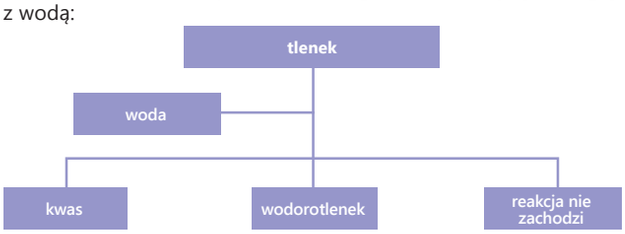
ĆWICZENIE 476.

Przerysuj tabelę do zeszytu i ją uzupełnij.

Tlenki metali	Tlenki niemetali
tlenki żelaza, glinu, sodu, wapnia i inne	tlenki węgla, siarki, azotu, krzemu i inne

problem badawczy	Jakimi metodami można otrzymać tlenki?			
główna hipoteza	Tlenki można otrzymać na wiele różnych sposobów.			
metoda	hipoteza pomocnicza	wykonanie	obserwacje	wniosek
1	W wyniku reakcji pierwiastka z tlenem może powstać tlenek.	Na łyżeczce do spalań umieść magnez. Zapal magnez i przenieś go do naczynia z tlenem.	Gwałtowna reakcja, w wyniku której powstaje biały proszek.	Powstał tlenek magnezu. Hipoteza potwierdzona.
2	W wyniku reakcji utleniania tlenku o niższej wartościowości pierwiastka do wyższej wartościowości może powstać inny tlenek.	Do probówki nalej rozcieńczony kwas azotowy(V) i wrzuć do niej kawałek miedzi.	Metal roztwarza się. Wydziela się bezbarwny gaz, który brunatnieje na powietrzu. Roztwór zmienia barwę na niebieską.	Hipoteza potwierdzona.
3	W wyniku reakcji redukcji tlenku o wyższej wartościowości pierwiastka do niższej wartościowości może powstać inny tlenek.	W naczyniu z CO_2 zanurz płonący magnez.	Magnez spala się.	Hipoteza potwierdzona.
4	W wyniku rozkładu nietrwałego kwasu może powstać tlenek.	Do butelki z gazowaną wodą mineralną dodaj niewielką ilość kwasu solnego.	Wydzielają się bąbelki gazu.	Hipoteza potwierdzona.
5	W wyniku termicznego rozkładu wodorotlenku może powstać tlenek.	Do probówki nalej 1 cm^3 roztworu $CuSO_4$, a następnie 1 cm^3 roztworu NaOH. Powstały osad ogrzewaj w płomieniu palnika.	Początkowo wytrąca się galaretowaty, niebieski osad. Po ogrzaniu barwa osadu zmienia się na czarną.	Powstał tlenek miedzi(II). Hipoteza potwierdzona.
6	W wyniku termicznego rozkładu soli może powstać tlenek.	Do probówki nasyp około 2 cm^3 sody oczyszczonej. Wylot probówki zatkaj korkiem z rurką, a rurkę wprowadź do wody wapiennej. Zawartość probówki ogrzewaj w płomieniu palnika.	Woda wapienna mętnieje. Ścianki probówki wilgotnieją.	Hipoteza potwierdzona.
7	W wyniku reakcji utleniania różnych substancji może powstać inny tlenek.	Przygotuj zestaw do otrzymywania tlenu oraz zestaw do otrzymywania amoniaku. Zapal amoniak w obecności znacznej ilości tlenu.	Amoniak spala się.	Hipoteza potwierdzona.

Tlenki można też podzielić ze względu na to, czy i jak reagują z wodą:



SCHEMAT 16.8. Podział tlenków ze względu na reakcję z wodą.

ĆWICZENIE 477.

Tlenki można otrzymać na wiele różnych sposobów. Do podanych poniżej dopisz w zeszycie kolejne przykłady. Zastanów się, jaki to typ reakcji.

1. Reakcja pierwiastka z tlenem: $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$, $Mg + O_2 \rightarrow MgO$, $S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2$.
   reakcja syntezy
2. Reakcja utleniania niższych tlenków: $2SnO + O_2 \rightarrow 2SnO_2$, $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$, $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$.
   reakcja syntezy
3. Reakcja redukcji wyższych tlenków: $CO_2 + C \rightarrow 2CO$, $CO_2 + Mg \rightarrow MgO + CO$.
   reakcja wymiany pojedynczej
4. Rozkład nietrwałych kwasów tlenowych: $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$, $H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2$.
   reakcja analizy
5. Rozkład wodorotlenków: $Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$, $Fe(OH)_2 \rightarrow FeO + H_2O$.
   reakcja analizy
6. Rozkład termiczny soli: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$, $MgSO_3 \rightarrow MgO + SO_2$;
   reakcja analizy
7. Rozkład wyższych tlenków na niższe: $N_2O_3 \rightarrow NO + NO_2$, $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$;
   reakcja analizy
8. Utlenianie związków chemicznych: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$, $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$.
   reakcja wymiany podwójnej

DOŚWIADCZENIE 279.

Zaproponuj doświadczenia, które pozwolą na otrzymanie tlenków wymienionymi wyżej metodami.

Podaj: problem badawczy, hipotezę badawczą, opis wykonania, obserwacje, wniosek.

Tlenek węgla(IV) jest jednym z przykładów na to, że spalanie zachodzi nie tylko w tlenie.

ROZKŁAD NADTLENKU WODORU (wody utlenionej) do wody i tlenu jest jedną z metod otrzymywania tlenu. Wydzielający się tlen stosowany bywa do wybielania i odkażania. Samoistnie reakcja ta przebiega powoli.

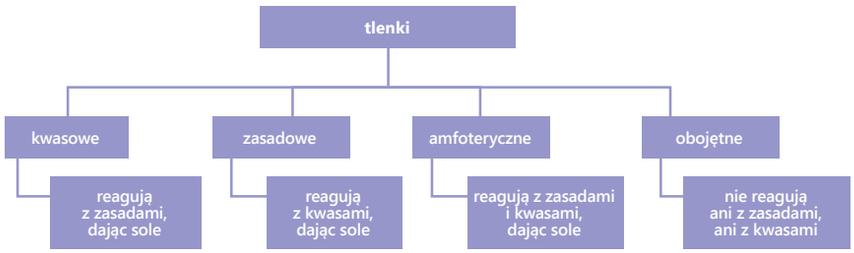
Zaproponuj, jak można ją przyspieszyć.

Proces można przyspieszyć, poprzez podniesienie temperatury reakcji albo dodanie katalizatora, na przykład krwi lub MnO_2.

ROZKŁAD KWASU WĘGLOWEGO odpowiada za „wybuchowe" efekty przy otwarciu ciepłej wody gazowanej.

Wraz ze wzrostem numeru grupy, a tym samym wraz ze wzrostem liczby elektronów walencyjnych, maleje zasadowy charakter tlenków, a wzrasta ich kwasowy charakter. Tlenek glinu wykazuje charakter amfoteryczny.

Tlenki można również podzielić ze względu na ich charakter:



SCHEMAT 16.9. Podział tlenków ze względu na charakter.

ĆWICZENIE 478.

Tlenki ulegają różnym reakcjom. Do podanych poniżej schematów dopisz w zeszycie równania reakcji:

1. Tlenek kwasowy + woda → kwas tlenowy. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$
2. Tlenek kwasowy + wodorotlenek → sól + woda. $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$
3. Tlenek zasadowy + woda → wodorotlenek. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
4. Tlenek zasadowy + kwas → sól + woda. $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$
5. Tlenek kwasowy + tlenek zasadowy → sól. $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

DOŚWIADCZENIE 280.

Zaproponuj doświadczenia, które udowodnią prawdziwość wymienionych wyżej metod. Podaj: problem badawczy, hipotezę badawczą, opis wykonania, obserwacje, wniosek.

ĆWICZENIE 479.

Na podstawie tabeli omów zmiany charakteru chemicznego tlenków.

tlenki pierwiastków trzeciego okresu

wzrost liczby elektronów walencyjnych pierwiastka

1	2	3	4	5	6	7
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
reagują z wodą, tworząc wodorotlenki		nie reagują z wodą		reagują z wodą, tworząc kwasy		
reagują z kwasami, tworząc sole		reagują z kwasami i wodorotlenkami, tworząc sole		reagują z wodorotlenkami, tworząc sole		
← charakter zasadowy		charakter amfoteryczny		charakter kwasowy →		

problem badawczy	Jakim reakcjom ulegają tlenki?			
główna hipoteza	Tlenki ulegają różnym reakcjom chemicznym.			
metoda	hipoteza pomocnicza	wykonanie	obserwacje	wniosek
1	Tlenki kwasowe mogą reagować z wodą, tworząc kwasy.	Do probówki nalej wody i dodaj dwie krople oranżu metylowego. Następnie wprowadź SO_2 w postaci gazowej.	Oranż metylowy zmienia barwę z żółtopomarańczowej na czerwoną.	Hipoteza potwierdzona.
2	Tlenki kwasowe mogą reagować z wodorotlenkami, tworząc sole.	Do wody wapiennej wdmuchuj gazowy tlenek węgla(IV).	Wytrąca się biały osad.	Hipoteza potwierdzona.
3	Tlenki zasadowe mogą reagować z wodą, tworząc wodorotlenki.	Do probówki dodaj wodę i dwie krople fenoloftaleiny. Następnie dodaj do probówki szczyptę tlenku wapnia.	Pojawia się malinowe zabarwienie roztworu.	Hipoteza potwierdzona.
4	Tlenki zasadowe mogą reagować z kwasami, tworząc sole.	Do probówki nasyp szczyptę tlenku miedzi(II). Następnie dodaj 2 cm^3 roztworu kwasu solnego. Ogrzej zawartość probówki.	Tlenek miedzi(II) roztwarza się. Pojawia się zielononiebieskie zabarwienie roztworu.	Hipoteza potwierdzona.
5	Tlenki kwasowe mogą reagować z tlenkami zasadowymi, tworząc sole.	Odważ 1 g CaO. Umieść tlenek wapnia w szklanej rurce, przez którą przepuszczaj gazowy tlenek węgla(IV). Po pewnym czasie ponownie zważ próbkę.	Nastąpił przyrost masy.	Hipoteza potwierdzona.

Problem badawczy:
Jak zmienia się charakter tlenków pierwiastków z trzeciego okresu?

Hipotezę badawczą:
Wraz ze wzrostem numeru grupy maleje charakter zasadowy, a rośnie charakter kwasowy tlenków pierwiastków z trzeciego okresu.

Opis wykonania:
1. Do dwóch probówek wsyp po szczypcie tlenku magnezu. Następnie dodaj do jednej probówki kwas solny, a do drugiej probówki dodaj wodorotlenek sodu.
2. Do dwóch probówek wsyp niewielką ilość tlenku glinu. Następnie dodaj do jednej probówki kwas solny, a do drugiej probówki dodaj wodorotlenek sodu.
3. Przygotuj dwie probówki. Do jednej z nich dodaj kwas solny, a do drugiej z probówek dodaj wodorotlenek sodu. Do obu probówek wprowadź tlenek siarki(IV).

Obserwacje:
4. Tlenek magnezu nie reaguje z wodorotlenkiem sodu. W probówce z kwasem solnym nastąpiło roztworzenie tlenku magnezu.
5. Zarówno w probówce z kwasem solnym, jak i w probówce z wodorotlenkiem sodu nastąpiło roztworzenie tlenku glinu.
6. SO_2 wchodzi w reakcję z wodorotlenkiem sodu. Brak reakcji w probówce z kwasem solnym.

Wniosek:
Tlenek magnezu ma charakter zasadowy. Tlenek glinu ma charakter amfoteryczny. Tlenek siarki(IV) ma charakter kwasowy. Hipoteza została potwierdzona.

DOŚWIADCZENIE 281.

Przeprowadź doświadczenie, które udowodni zmianę charakteru tlenków pierwiastków 3. okresu.

Podaj: problem badawczy, hipotezę badawczą, opis wykonania, obserwacje, wniosek.

ĆWICZENIE 480.

Na podstawie poniższej tabeli omów zmiany charakteru chemicznego tlenków.

Li → Na → K → Rb → Cs → Fr

wzrost aktywności chemicznej

Li_2O → Na_2O → K_2O → Rb_2O

wzrost charakteru zasadowego

LiOH → NaOH → KOH → RbOH

wzrost mocy wodorotlenków

Wszystkie tlenki pierwiastków z pierwszej grupy układu okresowego mają charakter zasadowy. Charakter zasadowy tych tlenków wzrasta wraz ze wzrostem numeru okresu pierwiastka.

DOŚWIADCZENIE 282.

Zaproponuj doświadczenia, które udowodnią zmianę charakteru tlenków pierwiastków 1. grupy.

Podaj: problem badawczy, hipotezę badawczą, opis wykonania, obserwacje, wniosek.

ĆWICZENIE 481.

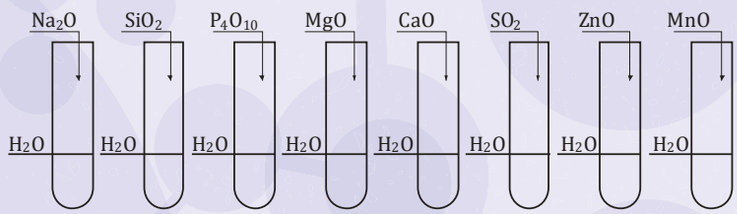
Na podstawie poniższej informacji powiedz, jak zmienia się charakter tlenków w zależności od wartościowości pierwiastka:

CrO – charakter zasadowy,
Cr_2O_2 – charakter amfoteryczny,
CrO_3 – charakter kwasowy.

Wraz ze wzrostem wartościowości metalu w tlenku, charakter tego tlenku zmienia się z zasadowego na kwasowy.

ĆWICZENIE 482.

Przeprowadź doświadczenia takie, jakie pokazano na rysunkach.



Następnie sprawdź odczyn roztworów za pomocą:
1. fenoloftaleiny, 2. oranżu metylowego, 3. błękitu bromotymolowego.
Obserwacje opisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz, ile moli chlorku żelaza(II) powstanie, gdy do reakcji użyjemy kwas solny w nadmiarze i 112 g żelaza.

Reakcja przebiega zgodnie z równaniem:

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow.$$

Z 1 mola (56 g) żelaza powstaje 1 mol $FeCl_2$,
ze 112 g żelaza powstaje x moli $FeCl_2$.

$$x = \frac{112 \cdot 1}{56},$$

$$x = 2 \text{ mole}.$$

Odpowiedź: Ze 112 g żelaza powstaną 2 mole chlorku żelaza(II).

	Na_2O	SiO_2	P_4O_{10}	MgO	CaO	SO_2	ZnO	MnO
fenoloftaleina	malinowy	bezbarwny	bezbarwny	bezbarwny	malinowy	bezbarwny	bezbarwny	bezbarwny
oranż metylowy	żółtopomarańczowy	żółtopomarańczowy	czerwony	żółtopomarańczowy	żółtopomarańczowy	czerwony	żółtopomarańczowy	żółtopomarańczowy
błękit bromotymolowy	niebieski	zielony	żółty	niebieski	niebieski	żółty	zielony	zielony

[...]
ŻEBY KOGO POZNAĆ W DOLI I W NIEDOLI,
TRZEBA Z NIM ZJEŚĆ BECZKĘ SOLI.

JAN BRZECHWA, „ŚLEDŹ I DORSZ"

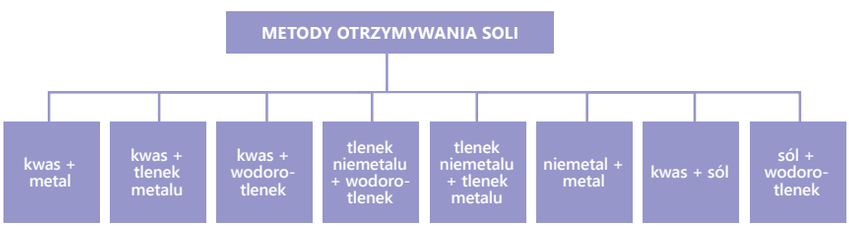
15.6. JAK Z PIERWIASTKÓW OTRZYMAĆ SÓL?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: pierwiastek, tlenek, kwas, wodorotlenek, zasada, sól;**
- **w jaki sposób są otrzymywane sole.**

Sole można otrzymać na wiele różnych sposobów:



SCHEMAT 16.10. Metody otrzymywania soli.

Tylko sole kwasów beztlenowych powstają w bezpośredniej syntezie pierwiastków – metal + niemetal (np. $Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$).

ĆWICZENIE 483.

Wyszukaj w podręczniku równania reakcji, które opisują powstawanie soli metodą metal + niemetal i zapisz je w zeszycie.

Przykładowo:
$Mg + I_2 \rightarrow MgI_2$
$8Mg + S_8 \rightarrow 8MgS$
$8Fe + S_8 \rightarrow 8FeS$
$2Al + 3Br_2 \rightarrow 2AlBr_3$
$8Hg + S_8 \rightarrow 8HgS$
$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$
$Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_2$

Problemem nie jest otrzymanie soli, lecz kwasu karboksylowego. Teoretycznie jest to możliwe, lecz mało opłacalne. Przykładowo:

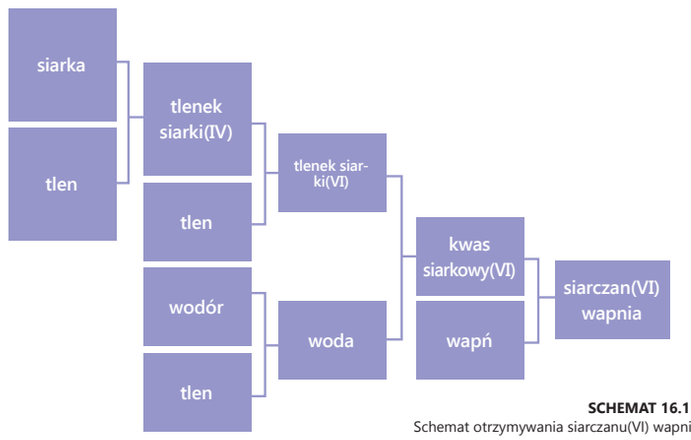
$C + 2H_2 \xrightarrow{t>500°C} CH_4$

$2CH_4 + 3O_2 \xrightarrow{kat.} HCOOH + 2H_2O$

$2HCOOH + Mg \rightarrow (HCOO)_2Mg + H_2\uparrow$

Czy informacja: tylko sole kwasów beztlenowych powstają w bezpośredniej syntezie pierwiastków, oznacza, że z pierwiastków nie można otrzymać soli kwasów tlenowych?

Weźmy pod uwagę wodór (H), tlen (O), siarkę (S) i wapń (Ca). Jak z tych pierwiastków otrzymać siarczan(VI) wapnia?



SCHEMAT 16.11.
Schemat otrzymywania siarczanu(VI) wapnia.

ĆWICZENIE 484.

Odwołując się do powyższego schematu, narysuj w zeszycie podobny oraz zapisz równania reakcji otrzymywania następujących soli:

- fosforanu(V) amonu,
- siarczanu(IV) sodu,
- węglanu wapnia,
- siarczanu(VI) amonu,
- chlorku amonu.

PRZEDYSKUTUJ

Zastanów się z koleżankami i kolegami, czy można w ten sposób otrzymać sole kwasów karboksylowych.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Ile moli siarczanu(VI) wapnia powstanie, jeżeli w reakcji użyjemy 4 moli siarki?

Z 1 mola siarki powstanie 1 mol $CaSO_4$,
z 4 moli siarki powstanie x moli $CaSO_4$,
a więc x = 4.

Odpowiedź: Jeżeli w reakcji użyjemy 4 mole siarki, powstaną 4 mole siarczanu(VI) wapnia.

fosforan(V) amonu		
$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$	$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$	$2NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$
siarczan(IV) sodu		
$S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2$ $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$	$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$	$2Na + H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3 + H_2$
węglan wapnia		
$C + O_2 \rightarrow CO_2$ $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$	$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$	$Ca + H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + H_2$
siarczan(VI) amonu		
$S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2$ $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$	$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$ $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$	$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$
chlorek amonu		
$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$	

RZADKO KOBIETA NATURALNA BYWA,
PRZEWAŻNIE SĄ TO „SZTUCZNE TWORZYWA".

ANNA SZTAUDYNGER-KALISZEWICZ, „FRASZKI Z RĘKAWA"

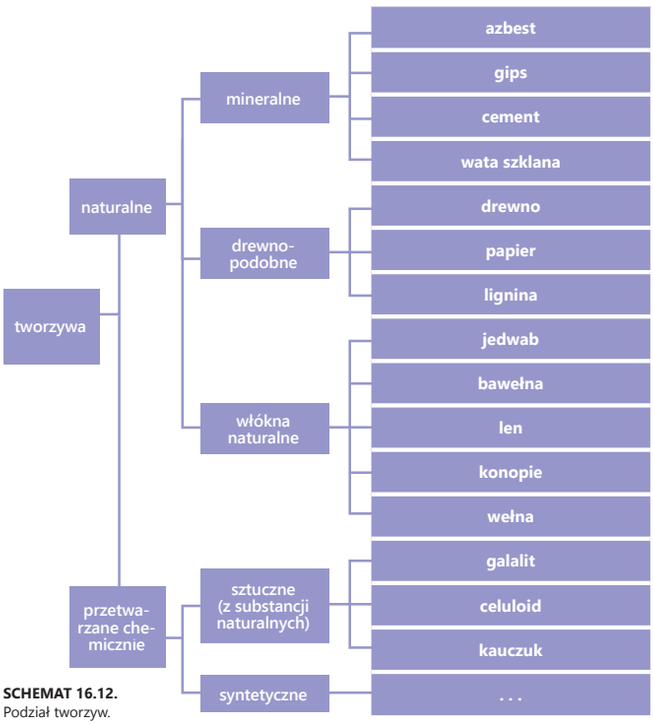
16.7. JAKIE TWORZYWA ZNAJDUJĄ SIĘ WOKÓŁ NAS?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- definicje pojęć: substancja, pierwiastek;
- w jaki sposób bada się właściwości i stan skupienia substancji.

Otaczający nas świat zbudowany jest z wielu różnych substancji. Najczęściej spotykamy się z następującymi tworzywami.



SCHEMAT 16.12.
Podział tworzyw.

CHEMIK RZEŹBIARZEM

Do garnka nalej i zagotuj 500 cm³ mleka (uważaj, nie oparz się!). Odczekaj minutę i dodaj 3 łyżki octu. Następnie odczekaj godzinę, aż masa ostygnie. Przygotuj durszlak i wyściel go ścierką. Przecedź mieszaninę. Na szmatce zatrzyma się biała pozostałość po mleku (kazeina). Trochę ją podsusz. Plastelina już jest gotowa! Zrobione z plasteliny figurki można utwardzić za pomocą związków chemicznych (np. formaliny) lub wkładając je na kilka minut do piekarnika.

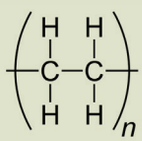
Utwardzona kazeina wykorzystywana jest jako tworzywo sztuczne – galalit.

Czego nauczyliśmy się na lekcjach chemii?

Do najczęściej spotykanych w życiu codziennym polimerów syntetycznych należą: polietylen, polipropylen, polistyren, polichlorek winylu, nylon, kauczuk syntetyczny, teflon.

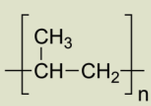
Tworzywa można zidentyfikować, wykonując ich analizę płomieniową.

WZÓR STRUKTURALNY POLIETYLENU



TORBA Z POLIETYLENU (SYMBOL PRZEMYSŁOWY PE)

WZÓR STRUKTURALNY POLIPROPYLENU



ZAMKNIĘCIE POJEMNIKA Z POLIPROPYLENU (SYMBOL PRZEMYSŁOWY PP)

DOŚWIADCZENIE 283.

WYKONANIE

ANALIZA PŁOMIENIOWA TWORZYW SZTUCZNYCH

Używając szczypiec, umieść próbkę tworzywa w płomieniu palnika. Obserwuj zjawiska zachodzące zarówno w bezpośrednim kontakcie z płomieniem, jak i po wyjęciu próbki z płomienia. Jeżeli po wyjęciu próbka się pali, płomień należy zdmuchnąć. W czasie analizy zanotuj w zeszycie informacje dotyczące:

- stopnia łatwopalności tworzywa,
- zachowywania się próbki po wyjęciu jej z płomienia (czy gaśnie, czy też nie),
- rodzaju płomienia (świecący, kopcący),
- barwy płomienia i układu barw (np. barwna obwódka),
- zmiany wyglądu tworzywa pod wpływem płomienia (topienie się tworzywa, zwęglanie, tworzenie się pęcherzy itp.),
- zapachu gazów wydzielających się podczas palenia.

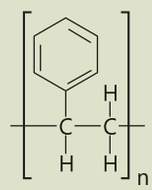
Na podstawie informacji z poniższej tabeli zaklasyfikuj tworzywo do odpowiedniej grupy.

ZACHOWANIE SIĘ W PŁOMIENIU (RODZAJ PŁOMIENIA)	ZACHOWANIE SIĘ W PŁOMIENIU PRZED SPALANIEM	DODATKOWE CECHY CHARAKTERYSTYCZNE	TYP TWORZYWA
Próbka pali się niekopcącym płomieniem	Ciemnieje i kapie	Wyczuwalny zapach palonego białka (włosów), ze stopu można wyciągać nitki.	PA
	Kapie	Po zgaszeniu płomienia wyraźnie wyczuwalny zapach parafiny.	PE
		Zapach ostry, przypominający palące się znicze, ze stopu można wyciągać nitki.	PP
	Nie kapie, pali się trzaskającym płomieniem	Próbka na powierzchni bąbelkuje, wyczuwalny zapach przypominający zmywacz do paznokci.	PMMA
	Zapala się z trudem, po wyjęciu z płomienia gaśnie	Wyczuwalny zapach formaliny.	PF
		Wyczuwalny zapach palonej ryby.	MF
Próbka pali się kopcącym płomieniem	Kapie	Zapach ostry, w dużym stężeniu przypomina hiacynty.	PS
	Nie kapie	Zapach aromatyczny.	PET
		Gaśnie po wyjęciu z płomienia, ciemnieje w miejscu przypalenia.	PC
		Charakterystyczny duszący zapach.	PUR
		Bardzo ostry zapach, ciemnieje, zwilżony papierek uniwersalny w parach zabarwia się na czerwono.	PCW

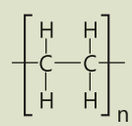
SYMBOL TWORZYWA	NAZWA TWORZYWA
PA	poliamid
PE	polietylen
PP	polipropylen
PMMA	polimetakrylan metylu
PF	żywica fenolowo-formaldehydowa
MF	żywica melaminowo-formaldehydowa
PS	polistyren
PET	politereftalan etylenu
PC	poliwęglan
PWR	poliuretan
PCW	polichlorek winylu
PE – HD	polietylen (wysokiej gęstości)
PE – LD	polietylen (niskiej gęstości)
EPS	spieniony polistyren
ABS	akrylonitryl-butadien-styren
SAN	styren akrylonitryl

Tabela 16.5. Symbole tworzyw i ich nazwy.

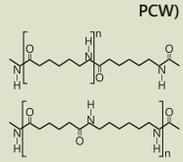
WZÓR STRUKTURALNY POLISTYRENU



POLISTYREN (SYMBOL PRZEMYSŁOWY PS)



POLICHLOREK WINYLU (SYMBOL PRZEMYSŁOWY PCW)

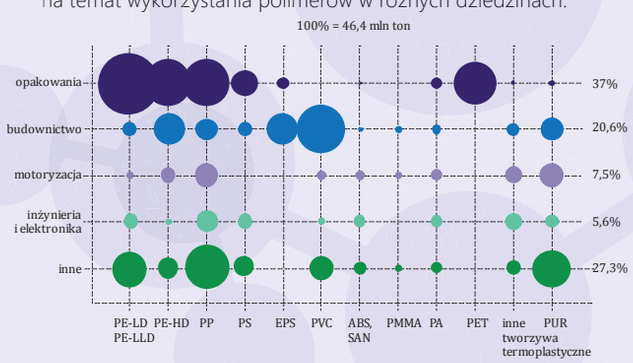


NYLON

TEFLON

ĆWICZENIE 485.

Tworzywa wykorzystuje się w wielu gałęziach przemysłu. Na podstawie poniższego wykresu zrób notatkę w zeszycie na temat wykorzystania polimerów w różnych dziedzinach.

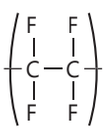


Źródło: wykres na podstawie: http://www.cobro.org.pl/nip/images/stories/4.jpg

Najwięcej tworzyw sztucznych wykorzystuje się do produkcji opakowań. W tym celu wykorzystywane są zwłaszcza polietylen, polipropylen oraz PET. Tworzywa sztuczne stosuje się również w budownictwie, gdzie dominuje polichlorek winylu.

ZADANIE OBLICZENIOWE

Oblicz skład procentowy mera teflonu.



Masa 1 mola mera teflonu wynosi: 2 · 12 g + 4 · 19 g, czyli 100 g.

Zawartość węgla w merze teflonu: $\frac{24\ g \cdot 100\%}{100\ g} = 24\%$.

Zawartość fluoru w merze teflonu: $\frac{76\ g \cdot 100\%}{100\ g} = 76\%$

lub 100% - 24% = 76%.

Odpowiedź: Skład procentowy mera teflonu to: 24% węgla i 76% fluoru.

LOGICZNIE RZECZ BIORĄC, BRAK POWODU, ŻEBY NIE SKAZYWAĆ NA ŚMIERĆ ZA PALENIE TYTONIU I NA DŁUGOLETNIE ZAMKNIĘCIE ZA PICIE ALKOHOLU. SĄ TO NARKOTYKI NIEBEZPIECZNE...

CZESŁAW MIŁOSZ, „WIDZENIA NAD ZATOKĄ SAN FRANCISCO [san fransisko]"

16.8. JAK BARDZO CZŁOWIEK POTRAFI SAM SOBIE ZASZKODZIĆ?

TYTOŃ SZLACHETNY

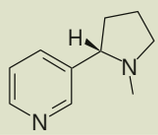
WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: trucizna, substancja kancerogenna;**
- **w jaki sposób bada się właściwości substancji.**

W otaczającym nas świecie występuje wiele różnych substancji, jedne są niezbędne do życia, a inne szkodliwe. Czy wiesz, dlaczego stosowanie niektórych z nich szkodzi Twojemu zdrowiu?

WZÓR STRUKTURALNY NIKOTYNY



Opisz, z atomów jakich pierwiastków i jak jest zbudowana cząsteczka nikotyny.

DOŚWIADCZENIE 284.

WYKONANIE

W dużej plastikowej butelce wypal, za pomocą rozżarzonego gwoździa, dwa otwory – jeden w nakrętce (tak duży, by zmieścił się papieros), drugi na boku butelki, przy dnie (by zmieściła się w nim słomka do napojów). Dolny otwór zalep, nalej wody, zakręć butelkę. Do otworu w korku butelki włóż ustnikiem zapalonego papierosa (nie zapalaj go samodzielnie!), odlep dolny otwór. Po wylaniu się wody i wypaleniu papierosa wyjmij pet z korka butelki. Korek delikatnie otwórz, na otwór połóż wilgotną złożoną papierową chusteczkę, zakręć korek. Włóż do dolnego otworu słomkę i dmuchaj, aż „wydmuchasz" cały dym z butelki. Obejrzyj chusteczkę.

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

Chusteczka zmieniła barwę na czarnobrązową.

Dym z papierosów zawiera substancje smoliste, które osadzają się w organizmie.

LD

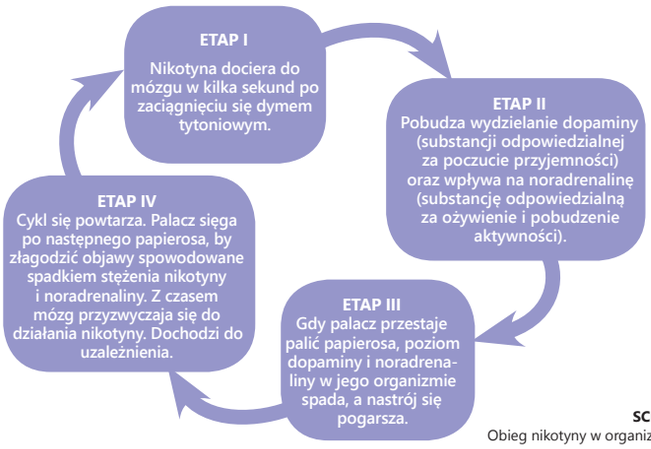
(lethal dose [lital dołs]) – dawka śmiertelna; oznaczenie toksyczności danej substancji. Wartość LD oznacza dawkę, która może spowodować śmierć określonego procenta ludzi lub zwierząt.

Papieros, cygaro, cygaretka, fajka – wyroby tytoniowe, w których spala się mieszankę spreparowanych liści różnych odmian tytoniu.

Palenie tytoniu ma długą tradycję, wywodzi się z szamańskich obrządków plemion Ameryki Południowej. W Europie dym ziół i owoców wdychano w celach leczniczych. Tytoń do Europy sprowadzili Hiszpanie w XVI wieku. We Francji rozpowszechnił go Jean Nicot [żau niko], który sądził, że tytoń ma właściwości lecznicze. Od jego nazwiska pochodzi nazwa „nikotyna".

Nikotyna – $C_{10}H_{14}N_2$ (organiczny związek chemiczny) – występuje w liściach i korzeniach tytoniu. Jest silną neurotoksyną. LD_{50} wynosi

1–1,5 mg/kg masy ciała (LD_{50} oznacza, że 50% osób umrze po zażyciu podanej dawki). Nikotynę stosuje się też jako środek owadobójczy.



SCHEMAT 16.13.
Obieg nikotyny w organizmie człowieka.

W dymie papierosowym zawartych jest ponad 4000 związków chemicznych, w tym ponad 40 rakotwórczych.

Aceton (rozpuszczalnik, składnik farb i lakierów)	**Chlorek winylu** (tworzywo sztuczne)
Naftyloamina (składnik barwników stosowany w drukarstwie)	**Cyjanowodór** (kwas pruski stosowany w komorach gazowych)
Metanol (trucizna, składnik benzyn silnikowych)	**Toluidyna** (stosowana w syntezie chemicznej)
Piren (stosowany w syntezie organicznej)	**Amoniak** (stosowany w chłodniarstwie)
Dimetylonitroamina (stosowana w przemyśle chemicznym)	**Uretan**
Naftalen (środek owadobójczy)	**Toluen** (rozpuszczalnik)
Nikotyna (silna trucizna, insektyd, uzależnia jak narkotyk)	**Arsen** (silna trucizna, chemiczne środki bojowe)
Kadm (silnie trujący)	**Dibenzenoakrydyna** (stosowana w produkcji barwników)
Tlenek węgla(II) (czad, trujący składnik spalin)	**Fenol** (środki dezynfekujące)
Benzopiren (silnie rakotwórczy)	**Butan** (Polon 210 – promieniotwórczy)
	DDT (silna trucizna, insektyd)

TABELA 16.6. Związki występujące w dymie papierosowym.

http://tobaccobody.fi

Odszukaj w dostępnych źródłach informacji, jak zmienia się ciało człowieka palącego papierosy.

Papierosy szkodzą zdrowiu nie tylko w trakcie palenia. Palacz może odczuwać skutki nałogu także w przyszłości.

Wczesne skutki palenia tytoniu	Odległe skutki palenia tytoniu
■ nieprzyjemny oddech, ■ przebarwienia zębów, opuszków palców, paznokci, ■ przyspieszenie procesu starzenia (np. zmarszczki), ■ niedotlenienie.	■ choroby układu krążenia, ■ nowotwory, ■ choroby płuc, ■ choroby jamy ustnej.

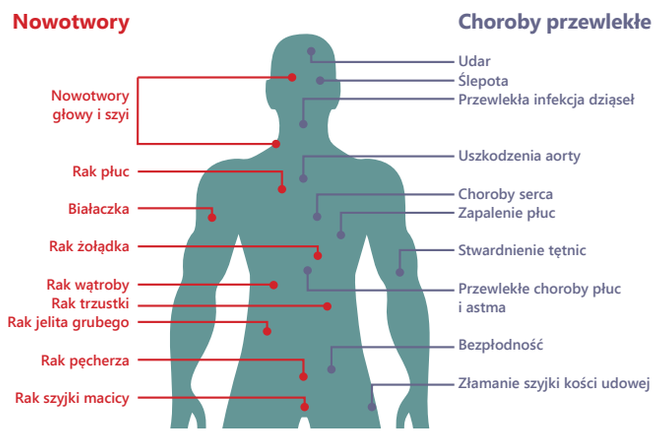
TABELA 16.7. Skutki palenia tytoniu.

Lista chorób wywołanych dymem papierosów jest długa!

Z badań przeprowadzonych przez dr Marka Weisera [marka łajsera] z Sheba Medical Center [szeba medikal senter] i jego współpracowników wynika, że młodzi ludzie, którzy wypalają paczkę papierosów dziennie, mają o 7,5 punktu niższe IQ [ajkju] od niepalących.

ZAGROŻENIA ZDROWOTNE ZWIĄZANE Z PALENIEM PAPIEROSÓW

Palenie może uszkodzić każdą partię ciała



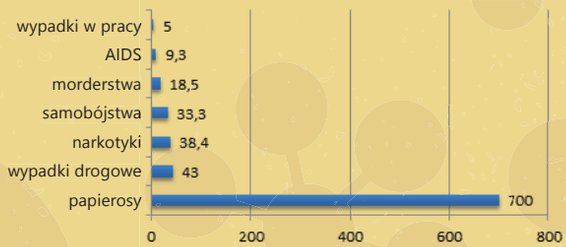
SCHEMAT 16.13. Zagrożenia zdrowotne związane z paleniem papierosów.

Papierosy prawdopodobieństwo osiągnięcia 80. roku życia przez osoby palące papierosy jest dwukrotnie niższe niż przez osoby niepalące.

PRZEDYSKUTUJ

Podyskutuj z koleżankami i kolegami z klasy o szkodliwości palenia. Wykorzystaj informacje zawarte na poniższym wykresie.

Ile zgonów rocznie powodują? (dane w tysiącach)



ĆWICZENIE 486.

Szczególnie niebezpieczne jest palenie w ciąży. Na podstawie poniższego wykresu przygotuj plakat ukazujący szkodliwość palenia w ciąży.

Wzrost ryzyka (w %) wystąpienia wad rozwojowych u noworodków, których matki paliły, będąc w ciąży

Zaprzestanie palenia nawet po długim okresie nałogu znacznie zmniejsza ryzyko chorób.

po 20 minutach	tętno obniża się, a ciśnienie tętnicze krwi wraca do normy;
po 8 godzinach	poziom tlenu we krwi wzrasta, a tlenku węgla(IV) maleje;
po 24 godzinach	zmniejsza się ryzyko ostrego zawału mięśnia sercowego;
po 2 dniach	zmysły smaku i węchu zaczynają działać normalnie;
po okresie od 2 tygodni do 3 miesięcy	układ krążenia ulega wzmocnieniu, polepsza się kondycja fizyczna;
po okresie 1 miesiąca do 9 miesięcy	wydolność układu oddechowego poprawia się; ustępuje kaszel, duszności i zmęczenie;
po 1 roku	ryzyko zachorowania na chorobę niedokrwienną serca zmniejsza się o połowę;
po 5 latach	zmniejsza się o połowę ryzyko zachorowania na raka płuc, jamy ustnej, krtani i przełyku, obniża się ryzyko udaru mózgu;
po 10 latach	ryzyko zachorowania na chorobę niedokrwienną serca będzie takie, jak u osoby, która nigdy nie paliła;
po 15 latach	ryzyko zachorowania na raka płuc będzie takie, jak u osoby, która nigdy nie paliła.

TABELA 16.8. Skutki zaprzestania palenia.

Do roztworu białka dodaj niewielką ilość etanolu.

Białko ścina się w kontakcie z etanolem.

Następuje denaturacja białka.

DOŚWIADCZENIE 285.

WYKONANIE

Zaprojektuj doświadczenie, w którym wykażesz, w jaki sposób alkohol niszczy strukturę białka.

Wykonanie doświadczenia opisz w zeszycie.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Jak bardzo człowiek potrafi sam sobie zaszkodzić?

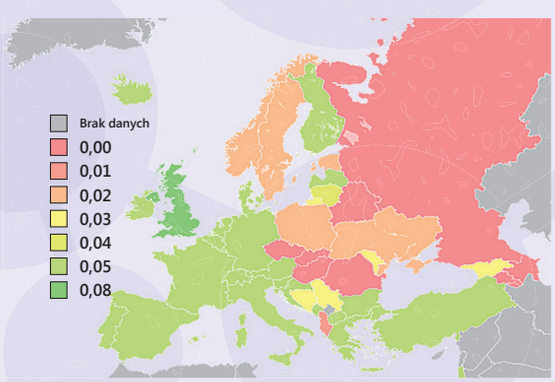
Stan upojenia alkoholowego określa się w tzw. promilach (‰) – jest to ilość etanolu we krwi człowieka. Ilość alkoholu we krwi człowieka ma wpływ na jego zachowanie:

0,3‰	rozproszona uwaga;
0,8‰	pobudliwość, upośledzenie koordynacji ruchowo-wzrokowej, obniżony krytycyzm;
1,5‰	zaburzenia równowagi, błędy w logicznym myśleniu, opóźnienie czasu reakcji, agresywność, brawura;
2‰	zaburzenia mowy, senność, obniżenie kontroli zachowania i poruszania się;
4‰	senność, możliwość zapadnięcia w śpiączkę;
4–5‰	zatrucie, śmierć (dawka śmiertelna ma charakter orientacyjny, znane są przypadki przeżycia przy o wiele większych dawkach).

TABELA 16.9. Wpływ alkoholu na zachowanie człowieka.

ĆWICZENIE 487.

Ponieważ zawartość etanolu we krwi wpływa na zachowanie człowieka, istnieje zakaz prowadzenia samochodu pod wpływem alkoholu. Na poniższej mapie ukazano, jaka jest w krajach europejskich dopuszczalna zawartość alkoholu we krwi w g/dl. A jakie jest Twoje zdanie na ten temat?



1 PROMIL oznacza 100 mg etanolu w 1 dl (decylitr = 100 cm^3) krwi.

NIECHLUBNE REKORDY

45-letni mężczyzna z Makowa-Kolonii w 2009 roku przeżył dawkę 12,3‰ etanolu we krwi.

W 2013 roku 30-letni mężczyzna z Alfredówki przeżył, mając 13,74‰ etanolu we krwi.

W 1995 roku kierujący samochodem Tadeusz S. pod wpływem alkoholu spowodował wypadek. Miał we krwi 14,8‰ alkoholu.

W 2012 roku w Dobrołęce kierowca spowodował śmiertelny wypadek drogowy – miał 22,3‰ alkoholu we krwi (zmarł w wyniku obrażeń odniesionych w wypadku).

NA TEMAT PICIA ALKOHOLU W CZASIE CIĄŻY KRĄŻY WIELE NIEPRAWDZIWYCH INFORMACJI, NP.:

- wiele osób uważa, że spożywanie niewielkich ilości alkoholu podczas ciąży nie szkodzi dziecku,
- część osób uważa, że piwo, wino, szampan, cydr to nie alkohol,
- niektórzy uważają, że czerwone wino należy pić, bo poprawia się hemoglobina,
- wiele osób uważa, że „jeden kieliszek jeszcze nikomu nie zaszkodził".

Wspólnie w klasie stwórzcie ankietę badającą, co o piciu alkoholu w ciąży sądzą ludzie, a następnie przeprowadźcie tę ankietę wśród rodziców, dziadków, ich znajomych. Wyniki ankiety opracujcie wspólnie. Omówcie je.

Już niewielka dawka wypitego etanolu wpływa znacząco na zachowanie człowieka. Przede wszystkim alkohol działa szkodliwie na układ nerwowy, powodując obniżenie sprawności jego funkcjonowania. Wraz ze wzrostem ilości wypitego etanolu maleje zdolność prawidłowego osądu, zanika krytycyzm i precyzyjność myślenia. Nawet niewielkie dawki alkoholu powodują zaburzenia reakcji wzrokowej, słuchowej, pogarszają też precyzję ruchów.

Częste przyjmowanie etanolu powoduje uszkodzenie nie tylko układu nerwowego, ale również układów krążenia i oddechowego. Etanol ma również negatywny wpływ na układ pokarmowy, wątrobę i trzustkę. Częste spożywanie etanolu prowadzi do chorób psychicznych i do uzależnienia.

Szczególnie szkodliwe jest picie nawet niewielkich ilości alkoholu w ciąży. Nie określono dawki alkoholu, która byłaby bezpieczna dla płodu. Każda ilość etanolu wypitego przez kobietę w ciąży niesie ryzyko wystąpienia zaburzeń w rozwoju dziecka. Dlatego w czasie trwania ciąży należy zachować całkowitą abstynencję (piwo, wino, szampan też zawierają etanol i nie wolno ich pić).

Picie etanolu przez ciężarną kobietę może doprowadzić do rozwoju alkoholowego zespołu płodowego u dziecka (FAS, ang. *Fetal Alcohol Syndrome* [fetal alkohol syndrom]).

ĆWICZENIE 488.

Znajdź informacje o zespole FAS. Wykorzystaj je, by stworzyć prezentację/film, ukazujący szkodliwość picia alkoholu przez kobietę w czasie ciąży.

Jak bardzo człowiek potrafi sam sobie zaszkodzić?

OBJAWY FAS		
anomalie w budowie twarzy	**spowolniony rozwój fizyczny**	**uszkodzenia układu nerwowego**

■ krótkie szpary powiekowe,
■ opadające powieki,
■ szeroko rozstawione oczy,
■ krótki zadarty nos,
■ wygładzona rynienka nosowa,
■ wąska górna warga,
■ brak czerwieni wargowej,
■ wolniejszy rozwój środkowej części twarzy,
■ mała i słabo rozwinięta żuchwa,
■ nisko osadzone uszy,
■ krótka szyja.
	■ opóźnienia wzrostu,
	■ mała masa urodzeniowa,
	■ mała głowa,
	■ niski wzrost i mała masa ciała w stosunku do norm w danym wieku,
	■ opóźnienia rozwojowe,
	■ niedorozwój płytki paznokciowej,
	■ anormalność stawów i kości.
		■ zaburzenia małej i dużej motoryki,
		■ problemy z utrzymaniem równowagi, koordynacji wzrokowo-ruchowej,
		■ zaburzenia sensoryczne w odbieraniu bodźców:
		  ■ głodu,
		  ■ pragnienia,
		  ■ bólu.
		■ trudności z poczuciem własnego ciała w przestrzeni:
		  ■ zrozumieniem kierunków,
		  ■ nieprawidłowe odczucia:
		  ■ wzrokowe,
		  ■ dotykowe,
		  ■ słuchowe,
		  ■ smakowe,
		  ■ węchowe.
		■ zaburzenia uwagi:
		  ■ słaba kontrola impulsów,
		  ■ problemy z pamięcią operacyjną,
		  ■ słabe zdolności adaptacyjne,
		■ trudności z:
		  ■ uczeniem się,
		  ■ gromadzeniem i wykorzystywaniem informacji,
		  ■ tworzeniem skojarzeń,
		  ■ przypominaniem sobie informacji.
		■ zaburzenia:
		  ■ funkcji pamięci bezpośredniej,
		  ■ w zakresie integracji zdobytych wiadomości,
		  ■ związane z nieprawidłową percepcją wzrokową.
		■ trudności w zrozumieniu pojęć abstrakcyjnych m.in.:
		  ■ matematycznych,
		  ■ czasu,
		  ■ pieniądza,
		  ■ odległości.
		■ kłopoty z:
		  ■ planowaniem,
		  ■ organizacją,
		  ■ rozwiązywaniem problemów,
		  ■ przewidywaniem,
		  ■ uczeniem się na błędach,
		  ■ oceną sytuacji.
		■ trudności komunikacyjne:
		  ■ opóźniony rozwój mowy,
		  ■ problemy z używaniem języka w bardziej skomplikowanych kontekstach,
		  ■ dosłowne rozumienie pojęć,
		  ■ brak zrozumienia żartów,
		  ■ niezrozumienie intonacji językowej i emocjonalnej:
		  ■ smutku,
		  ■ radości,
		  ■ złości,
		  ■ twierdzenia,
		  ■ pytania,
		  ■ rozkazu.

TABELA 16.10. Objawy FAS u człowieka.

Ostatnio w USA stwierdzono nowy typ alkoholików – HFA (*high-functioning alcoholic* [haj fankszyning alkoholik] – dobrze funkcjonujący alkoholik). Jest to osoba, która jest w stanie utrzymać na zewnątrz taki poziom życia, jak osoby nieuzależnione. Amerykańskie badania wykazały, że 31% studentów ma oznaki nadużywania alkoholu, a 6% jest uzależnionych od alkoholu. Tak więc około 31% studentów spełnia nowe kryteria alkoholizmu. Osoby HFA nie są postrzegane przez społeczeństwo jako alkoholicy, ponieważ nie pasują do stereotypu. Przeważnie mają wysoki status społeczny i materialny. Alkoholicy HFA stanowią 19,5% wszystkich alkoholików USA.

Czy wśród Twoich znajomych, rodziny są osoby, które spełniają kryteria HFA? Jak można im pomóc?

Alkohol powoduje uzależnienia – sprawdź, czy Twoim bliskim nie grozi uzależnienie od alkoholu. W tym celu przeprowadź wśród nich poniższą ankietę.

RYSUNEK 16.3. Miarki alkoholu.

ANKIETA	SYSTEM PUNKTACJI					WYNIK
	0	1	2	3	4	
Jak często pijesz alkohol?	nigdy	raz na miesiąc lub rzadziej	2–3 razy w miesiącu	4 razy w miesiącu	5+ razy w miesiącu	
Ile jednostek alkoholu pijesz w typowym dniu, kiedy pijesz?	1–2	3–4	5–6	7–9	10+	
Jak często jednorazowo wypiłeś/aś w ciągu ostatniego roku: ■ 6 lub więcej jednostek, jeżeli jesteś kobietą, ■ 8 lub więcej jednostek, jeśli jesteś mężczyzną?	nigdy	rzadziej niż raz w miesiącu	raz w miesiącu	raz w tygodniu	codziennie lub prawie codziennie	
Jak często w ciągu ostatniego roku nie byłeś/aś w stanie zaprzestać picia po jego rozpoczęciu?	nigdy	rzadziej niż raz w miesiącu	raz w miesiącu	raz w tygodniu	codziennie lub prawie codziennie	
Jak często w ciągu ostatniego roku nie zrobiłeś/aś tego, co powinieneś/aś zrobić z powodu picia?	nigdy	rzadziej niż raz w miesiącu	raz w miesiącu	raz w tygodniu	codziennie lub prawie codziennie	
Jak często w ciągu ostatniego roku piłeś/aś rano, aby dojść do siebie po wieczornym piciu?	nigdy	rzadziej niż raz w miesiącu	raz w miesiącu	raz w tygodniu	codziennie lub prawie codziennie	
Jak często w ciągu ostatniego roku miałeś/aś poczucie winy lub wyrzuty sumienia po wypiciu alkoholu?	nigdy	rzadziej niż raz w miesiącu	raz w miesiącu	raz w tygodniu	codziennie lub prawie codziennie	
Jak często w ciągu ostatniego roku nie byłeś/aś w stanie przypomnieć sobie, co wydarzyło się poprzedniego wieczoru, bo piłeś/aś?	nigdy	rzadziej niż raz w miesiącu	raz w miesiącu	raz w tygodniu	codziennie lub prawie codziennie	
Czy ty lub ktoś inny został ranny w wyniku twojego picia?	nie		tak, ale nie w ostatnim roku		tak, w ciągu ostatniego roku	
Czy krewny lub przyjaciel, lekarz interesował się twoim piciem lub sugerował ograniczenie?	nie		tak, ale nie w ostatnim roku		tak, w ciągu ostatniego roku	

Punktacja:

0–7 niskie ryzyko,
8–15 podwyższone ryzyko,
16–19 wysokie ryzyko,
20+ prawdopodobne uzależnienie.

Jeżeli wynik przekracza 7, należy zwrócić uwagę na problem alkoholowy. Alkoholizm rozwija się powoli, ale nie ma możliwości powrotu do wcześniejszych faz – nawet jeżeli mocno ograniczymy spożywanie alkoholu lub zaprzestaniemy go w ogóle używać (dlatego funkcjonuje pojęcie „trzeźwego alkoholika", czyli osoby uzależnionej od alkoholu, która nie pije).

Alkoholizm dotyczy nie tylko osoby uzależnionej, ale całej jej rodziny. U osób stale przebywających z alkoholikiem może wytworzyć się współuzależnienie.

Zarówno osoba uzależniona, jak i współuzależniona
POTRZEBUJE POMOCY SPECJALISTÓW!

Kolejnym często występującym uzależnieniem jest lekomania. Charakteryzuje się ona przymusem stałego lub okresowego zażywania leku w celu uniknięcia nieprzyjemnych doznań związanych z jego brakiem. Lekomania jest bardzo niebezpieczna dla zdrowia, ponieważ w miarę rozwoju choroby człowiek uzależniony musi przyjmować coraz większe dawki leku, aby osiągnąć efekt uzyskiwany wcześniej przy niższych dawkach. Takie zachowanie rodzi niebezpieczeństwo przedawkowania aż do zatrucia lekiem czy nawet śmierci.

Uzależnienie tego typu najczęściej dotyczy leków przeciwbólowych, nasennych, euforyzujących, przeciwzapalnych i przeczyszczających. Leki uspokajające są nadużywane, by zmniejszyć lęki lub wyeliminować stany depresyjne. Niekiedy leki nadużywane są niezgodnie ze swoim pierwotnym przeznaczeniem (np. leki hormonalne używane w celu odchudzenia się). Bardzo szkodliwe dla organizmu są środki dopingujące, stosowane przez sportowców (np. anaboliki, sterydy, środki moczopędne, witamina B_{12}, preparaty krwiopochodne itd.).

Uzależnienie od leków (tak samo jak inne uzależnienia) może być zarówno psychiczne, jak i fizyczne.

Uzależnienie od leków może mieć różne postacie:

- lżejszą, nazywaną zależnością (przyzwyczajeniem),
- cięższą, która jest uzależnieniem (nałogiem),
- toksykomanii (destrukcyjnego i wyniszczającego przyjmowania leku).

Niebezpieczne jest również uzależnienie od tak zwanych narkotyków, czyli substancji psychoaktywnych, wpływających na czynność mózgu. Narkomania charakteryzuje się tzw. głodem narkotycznym, który prowadzi do przymusu zażywania środków odurzających. Osoba uzależniona stara się zdobyć narkotyki za wszelką cenę, wykorzystując wszelkie możliwe środki.

Nie będziemy jednak omawiać w tej książce uzależnień od konkretnych narkotyków, gdyż temat jest zbyt obszerny i na pewno był poruszany w ramach innych lekcji, np. godziny wychowawczej.

Przykładowymi skutkami stosowania narkotyków są:
1. zaburzenia osobowości;
2. zaniedbywanie obowiązków, zainteresowań i bliskich;
3. lęki, zaburzenia pamięci;
4. trwałe uszkodzenie narządów;
5. zaburzenia układu krążenia;
6. zaburzenia oddychania;
7. zmiany na ciele.

ĆWICZENIE 489.

Napisz w zeszycie, dlaczego uzależnienie od narkotyków jest szkodliwe. Wykorzystaj dostępne źródła informacji.

ZAPAMIĘTAJ

Uzależnić się można w zasadzie od wszystkiego: alkoholu (formą alkoholizmu jest alkoreksja, polegająca na zastępowaniu jedzenia alkoholem w celu utrzymania szczupłej sylwetki), nikotyny (nikotynizm), kawy, herbaty, narkotyków (narkomania), lekarstw (lekomania), a także od kosmetyków, czekolady, pracy (pracoholizm), seksu (seksoholizm), hazardu, telewizji, komputera, telefonu komórkowego, internetu, szachów, pięknie umięśnionej sylwetki (bigoreksja), zdrowego odżywiania (ortoreksja), opalania się w solarium (tanoreksja), zabiegów upiększających i wielu wielu innych.

ZASTANÓW SIĘ

Zastanów się, czy nie jesteś od czegoś uzależniona/uzależniony. Czy jest to tylko przyzwyczajenie, czy już nałóg? Poszukaj informacji, jak walczyć z uzależnieniem.

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

Grupa / Okres

Okres	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	2,20 H 1 wodór																	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

liczba atomowa — 26; symbol — Fe; nazwa — żelazo; elektroujemność — 1,83

metale
niemetale
nietworzące związków chemicznych
metaloidy