DUCH CHEMII

DUCH CHEMII

CZĘŚĆ 1

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: 978-83-63295-67-7
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
W jakim celu uczymy się chemii . . . 9

1. Z czego zbudowane są otaczające nas substancje? . . . 15
1.1. Dlaczego w każdej pracowni chemicznej jest układ okresowy pierwiastków? . . . 15
1.2. Czy istnieje kres podziału materii? . . . 20
1.3. Co jeszcze należy wiedzieć o atomie? . . . 24
1.4. Jak powstają cząsteczki? . . . 30
1.5. Jak powstają jony? . . . 36
1.6. Z czego są zbudowane organizmy żywe? . . . 42
1.7. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania . . . 53
Odpowiedzi . . . 54

2. Jakie przemiany zachodzą w otaczającym nas świecie? . . . 61
2.1. Co to jest ciężka woda? . . . 61
2.2. Czy z uranu można otrzymać złoto? . . . 65
2.3. Czym różni się przemiana fizyczna od reakcji chemicznej? . . . 72
2.4. Co świadczy o zajściu reakcji chemicznej? . . . 78
2.5. Dlaczego chemicy używają terminu mol? . . . 86
2.6. Jakie są podstawy obliczeń chemicznych? . . . 94
2.7. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania . . . 103
Odpowiedzi . . . 104

3. Jakie właściwości mają pierwiastki będące gazami? . . . 109
3.1. Co oznacza termin gazy szlachetne? . . . 109
3.2. Jakie właściwości ma najlżejszy z pierwiastków? . . . 118
3.3. Dlaczego tlen jest tak ważnym pierwiastkiem? . . . 126
3.4. Kiedy ozon jest szkodliwy, a kiedy pożyteczny? . . . 134
3.5. Gdzie znalazł zastosowanie azot? . . . 140
3.6. Czym jest powietrze? . . . 146
3.7. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania . . . 151
Odpowiedzi . . . 152

B

4. Jakie właściwości mają niektóre ciała stałe? 157
4.1. Jakie cechy mają metale, a jakie niemetale? 157
4.2. Czy wszystkie metale są pierwiastkami? 164
4.3. Jakie cechy wspólne mają diament i grafit? 170
4.4. Czy węgiel kopalny to pierwiastek? 176
4.5. Które jeszcze pierwiastki to niemetale? 184
4.6. Jaką rolę w naszym życiu odgrywają metale i niemetale? 194
4.7. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania 199
Odpowiedzi 200

5. Czy właściwości związków chemicznych zależą od typu wiązania, jakim występują? 203
5.1. Dlaczego we wzorze HCl symbol wodoru piszemy na początku, a we wzorze NH_3 na końcu? 203
5.2. Dlaczego właściwości H_2O i H_2S tak bardzo się różnią? 212
5.3. Jakie właściwości mają związki o wiązaniach jonowych? 221
5.4. Czy gaz błotny i kopalniany to jest to samo? 228
5.5. Jak właściwości związków chemicznych zależą od typu wiązania, jakie w nich występuje? 235
5.6. Podsumowanie
Sprawdź, czy potrafisz rozwiązać następujące zadania 237
Odpowiedzi 238

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.

OD CHEMII SIĘ WSZYSTKO ZACZYNA, BO WSZYSTKO CHEMICZNY MA SMAK...

GOLEC uORKIESTRA, „WALC CHEMICZNY"

W JAKIM CELU UCZYMY SIĘ CHEMII

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **co Cię zainteresowało na lekcjach przyrody;**
- **w jaki sposób przeprowadzaliście i obserwowaliście doświadczenia przyrodnicze, jak je analizowaliście i wiązaliście przyczynę ze skutkiem.**

Z podstawową wiedzą dotyczącą zjawisk i procesów zachodzących w środowisku naturalnym spotkaliście się na lekcjach przyrody. Teraz nadeszła pora, by te wstępne informacje rozwinąć, uściślić. Spróbujemy też odpowiedzieć sobie na pytanie, dlaczego jedne zjawiska zachodzą inaczej niż drugie, a w innych można znów doszukać się licznych podobieństw. Pojedyncze zjawiska mają zbyt wiele różnych aspektów, by zawrzeć je w ramach jednego przedmiotu. Aby to zrobić, należy skorzystać z osiągnięć poszczególnych dyscyplin naukowych, takich jak: matematyka, biologia, fizyka, geografia i oczywiście chemia, które są zebrane pod wspólnym szyldem nauk przyrodniczych.

Co wyróżnia chemię spośród nauk przyrodniczych? Odpowiedź na to pytanie wymaga refleksji na temat:

- pochodzenia chemii jako odrębnej nauki,
- obszarów zainteresowań chemii.

Poszukiwanie początków chemii jest fascynującym zajęciem. Wystarczy wspomnieć o wiedzy chemicznej kapłanów w Egipcie (wykorzystywanej choćby do mumifikacji), o umiejętnościach Chińczyków (produkcja prochu, porcelany czy gazów bojowych), stali damasceńskiej, ogniu greckim czy wreszcie purpurowych od „krwi" rzekach. Obecnie potrafimy wyjaśnić wiele z tych zjawisk na gruncie chemii.

Jedną z umiejętności dawnych alchemików była zamiana wody w „krew". My w doświadczeniu też zamienimy „wodę" w „krew".

DOŚWIADCZENIE 1.

WYKONANIE

Poproś nauczyciela o roztwór tiocyjanianu amonu oraz roztwór chlorku żelaza(III). W niewielkiej zlewce lub próbówce zmieszaj oba roztwory.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Chętnych uczniów można poprosić o wykonanie prezentacji lub plakatów na interesujące ich tematy.

Przeznaczone dla uczniów roztwory powinny być bardzo rozcieńczone, wtedy uczniowie będą mogli samodzielnie wykonać tę reakcję. Najbezpieczniejszym sposobem będzie zastosowanie techniki małej skali, czyli wręczenie uczniom roztworów w pipetkach Pasteura.

Roztwór zmienił barwę na krwistoczerwoną.

Miał miejsce proces chemiczny.

10

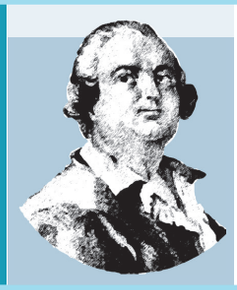
Pytanie do uczniów: wymieńcie tytuły filmów, książek lub innych dzieł kultury, w których występuje kamień filozoficzny.

Chętnych uczniów można poprosić o wykonanie plakatów lub prezentacji poświęconych najbardziej interesującym alchemikom. Na szczególną uwagę zasługuje polski alchemik i dyplomata, Michał Sędziwój.

Życiorysy polskich naukowców dostępne są pod adresem http://uatacz.up.krakow.pl/~wwwchemia/zdch/index.php/ksiazki-skrypty-podreczniki/92-isbn978837271768isbn-97883727176899fromalchemytothepresentday

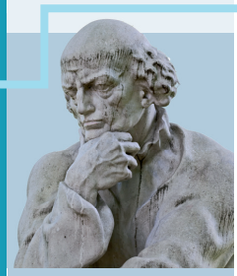
Doświadczenie 2. uczniowie mogą samodzielnie wykonać w domu.

W jakim celu uczymy się chemii



CAGLIOSTRO [kaligostro]
XVIII-wieczny alchemik, awanturnik.

SĘDZIWÓJ
XVI-wieczny alchemik, lekarz, dyplomata. Prawdopodobnie odkrywca tlenu.



PARACELSUS
XV-wieczny alchemik i lekarz. Uważany za ojca współczesnej medycyny.

Początkowo chemia nie była osobną dziedziną nauki. Z elementów wiedzy chemicznej korzystali zarówno starożytni kapłani, rzemieślnicy, jak i lekarze. Jej posiadanie dawało olbrzymią siłę i władzę nad niewykształconym, bojaźliwym ludem. W średniowieczu pojawiło się przekonanie o istnieniu kamienia filozoficznego. Miał on zamieniać dowolny metal w złoto i chronić przed różnymi chorobami. W tym okresie rozpoczęli swoją działalność alchemicy, którzy prowadzili systematyczne poszukiwania i badania naukowe. W swoich księgach opisywali wyniki eksperymentów. Aby nie mógł ich odczytać nikt niewtajemniczony, obserwacje kodowali systemem tajemnych symboli, zapisywanych za pomocą niewidzialnych atramentów. Co dawniej dostępne było tylko dla wybranych, teraz może wykonać każdy – znający chemię.

DOŚWIADCZENIE 2.

WYKONANIE

Część 1. – pisanie. Przygotuj arkusz bibuły oraz sok wyciśnięty z cytryny. Za pomocą pędzelka zanotuj na bibule swoją tajną wiadomość. Pozostaw bibułę do wyschnięcia. Tak przygotowana pozornie pusta kartka jest zbiorem informacji, które ma odczytać odbiorca. Musi on jednak znać klucz do ich odkodowania.

Część 2. – odczyt. W celu odtajnienia wiadomości umieść swój list nad płomieniem palnika (uważaj, aby się nie zapalił) lub wyprasuj go gorącym żelazkiem.

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

DOŚWIADCZENIE 3.

WYKONANIE

Poproś nauczyciela o następujące substancje w postaci wodnych roztworów: jodek potasu oraz octan ołowiu(II). W probówce lub zlewce zmieszaj je ze sobą.

Przeprowadź obserwacje i zapisz je w zeszycie.

Do otrzymanej mieszaniny dolej niewielką ilość wody destylowanej, a następnie podgrzej sporządzoną mieszaninę i zostaw do wystygnięcia.

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

Paracelsus jest ojcem współczesnej medycyny i autorem stwierdzenia, że wszystko jest trucizną i nic nie jest trucizną, gdyż tylko dawka substancji czyni truciznę. Jego postać zasługuje na plakat lub prezentację wykonane przez chętnego ucznia.

Po wyschnięciu kartki napis stał się niewidoczny.
Po jej wyprasowaniu w miejscu kontaktu papieru z cytryną papier zrobił się ciemny, dzięki czemu napis stał się widoczny.

Sok z cytryny spowodował zmianę właściwości papieru. Chemię można wykorzystać do przekazywania tajnych informacji.

Doświadczenie 3. było często wykonywane przez alchemików, którzy oszukiwali w ten sposób możnowładców. Złote blaszki jodku ołowiu wyglądały jak upragnione złoto.

Wytrącił się żółty osad. Po dodaniu wody i ogrzaniu mieszaniny osad zniknął. Po wystygnięciu pojawiły się złociste blaszki.

Procesy, które zaszły, ukazują, że świat chemii jest tajemniczy i warto go zgłębiać.

11

Główne założenia:

1. W trakcie tej lekcji powinniśmy wyjaśnić uczniom, że jeżeli coś jest chemiczne nie oznacza to, że jest szkodliwe, a jeżeli coś jest naturalne – jest uznane za bezpieczne. Jest to najważniejszy cel tych zajęć. Uczniowie wynoszą z mediów masowych błędne przekonania o chemii. Dlatego też obawiają się tego przedmiotu i go nie lubią. Trudno jest zaś uczyć się tego, czego się nie lubi.
2. Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że najważniejszym celem chemii jest odpowiedź na pytanie: dlaczego. Z tego względu nie wystarczy nauczyć się chemii na pamięć – jest ona bowiem nauką ćwiczącą logiczne myślenie. Aby mieć dobre oceny z chemii trzeba ją rozumieć.
3. Doświadczenia 1. i 3. uczniowie powinni wykonywać w grupach (maksymalnie 4 osoby). Oba doświadczenia są proste i bezpieczne.
4. Na zadane pytania uczniowie powinni odpowiadać pełnymi zdaniami. Wykształci to u nich właściwe słownictwo chemiczne.
5. Na lekcjach uczniowie powinni pracować z podręcznikiem, będącym jednocześnie zeszytem ćwiczeń, po to, aby nauczyć się z niego korzystać również podczas samodzielnej nauki w domu.
6. Powinno się ograniczyć rolę zeszytu ucznia. Nie dyktujmy do zeszytu informacji zawartych w podręczniku. Po pierwsze oszczędza to czas. Po drugie prowadzenie zeszytu niepotrzebnie zmusza uczniów do nauki z dwóch źródeł. W zeszycie ucznia powinny znaleźć się temat lekcji oraz te elementy, których nie ma w podręczniku, na przykład dodatkowe przykłady i obliczenia.
7. Powtarzanie przez uczniów definicji utrwala dany termin w pamięci uczniów. Zapamiętanie poprawnych definicji jest zaś pomocne w kategoryzowaniu i hierarchizacji pojęć.
8. Zadanie wykonania dodatkowego ćwiczenia tylko kilku osobom w klasie ma dwie zalety. Po pierwsze wszyscy uczniowie, którzy przygotują to zadanie, będą prezentowali je w czasie lekcji. Po drugie mamy możliwość dokładnego sprawdzenia takiego zadania i ocenienia go.

Dążenie do zdobycia kamienia filozoficznego powodowało, że alchemicy podejmowali się wykonywania różnych, często niebezpiecznych i nieprzewidywalnych w skutkach eksperymentów. Między innymi próbowali stapiać metale z różnymi substancjami. Reakcje te wymagały zastosowania wysokich temperatur. Eksperymenty prowadzone przez nich w ciasnej miejskiej zabudowie niejednokrotnie kończyły się pożarem całego miasta. W wyniku pożaru wznieconego wskutek chemicznych eksperymentów króla Zygmunta III Wazy ucierpiała spora część Krakowa, co było jedną z przyczyn przeniesienia stolicy z Krakowa do Warszawy, a ślady stopionego wtedy dachu do dziś są widoczne na Wawelu na wieży nazywanej „Kurzą Stopką".

Z czasem poznano wiele procesów zachodzących pomiędzy różnymi substancjami chemicznymi i ustalono zasady obchodzenia się z nimi. Obecnie w laboratoriach, jak również w szkolnych pracowniach chemicznych obowiązują zasady bezpieczeństwa i higieny pracy (BHP). Zbiór takich zasad to REGULAMIN PRACOWNI CHEMICZNEJ.

KRÓL ZYGMUNT III WAZA

XVI-wieczny król Polski i Szwecji, parał się alchemią (głównie złotnictwem).

Uwaga! Złotnictwo to rzemiosło, a nie alchemia.

REGULAMIN PRACOWNI CHEMICZNEJ

1. W pracowni chemicznej (laboratorium) uczniowie mogą przebywać tylko w obecności nauczyciela i tylko w jego obecności mogą wykonywać eksperymenty.
2. Przed rozpoczęciem eksperymentu należy dokładnie zapoznać się z instrukcją jego wykonania; instrukcji nie można samodzielnie modyfikować.
3. Bezwzględnie należy wykonywać polecenia wydane przez nauczyciela.
4. Należy przyjąć, że żadne odczynniki chemiczne nie są jadalne, należy wręcz traktować je jako szkodliwe (nawet te, które codziennie wykorzystujemy w kuchni, gdyż mogą być zanieczyszczone). Z tego powodu w pracowni chemicznej nie wolno próbować żadnych substancji chemicznych ani spożywać jedzenia i pić.
5. Naczynia z substancjami chemicznymi zaraz po użyciu należy zamknąć właściwym korkiem i odstawić na właściwe miejsce.
6. Nie wolno wynosić z pracowni żadnych odczynników chemicznych.
7. Podczas wykonywania doświadczeń należy używać odzieży ochronnej i okularów ochronnych.
8. Nie wolno pochylać się nad naczyniami laboratoryjnymi, w których wykonuje się eksperyment lub przechowuje się substancje niebezpieczne.
9. Probówkę, w której ogrzewa się ciecz, należy kierować otworem w bok, w kierunku, w którym nie ma ludzi. Podczas ogrzewania należy wstrząsać probówką.
10. Po wykonaniu doświadczeń należy dokładnie umyć ręce.

ĆWICZENIE 1.

Przepisz regulamin do zeszytu i podpisz się pod nim.

„KURZA STOPKA"

Zielony ślad na podporze budynku to pozostałość po stopionym w pożarze miedzianym dachu.

Łamanie regulaminu pracowni chemicznej skutkuje otrzymaniem oceny niedostatecznej – nie za złe zachowanie, lecz za nieznajomość zasad. Brak zaufania do zachowania uczniów utrudnia wykonywanie doświadczeń. Uświadomienie tego uczniom pomaga im w poprawnym zachowywaniu się na wszystkich lekcjach chemii – doświadczenia są niejako nagrodą za ich dobre zachowanie.

Z substancjami chemicznymi należy obchodzić się ostrożnie nie tylko w pracowni chemicznej, ale także w codziennym życiu. Z tego powodu Organizacja Narodów Zjednoczonych opracowała Globalnie Zharmonizowany System Klasyfikacji i Oznakowania Chemikaliów. Są to reguły i oznaczenia stosowane w kilkudziesięciu krajach (w tym na terenie Unii Europejskiej), które dostarczają informacje o właściwościach substancji chemicznych i ich mieszaninach, o zagrożeniach oraz środkach ochrony, jakie należy podjąć, pracując z nimi. Oznaczenia te zamieszcza się przede wszystkim na opakowaniach, w których te substancje są przechowywane i transportowane. Jedną z form oznaczeń są symbole graficzne (piktogramy), które pozwalają na szybką identyfikację zagrożenia. Oznaczenia podzielono na trzy grupy:

- zagrożenia fizykochemiczne,
- zagrożenia dla zdrowia,
- zagrożenia dla środowiska.

PIKTOGRAMY DLA ZAGROŻEŃ FIZYKOCHEMICZNYCH

PIKTOGRAMY DLA ZAGROŻEŃ DLA ZDROWIA

PIKTOGRAM DLA ZAGROŻENIA DLA ŚRODOWISKA

ĆWICZENIE 2.

Korzystając z dostępnych źródeł, np. Internetu, znajdź informacje o tym, co oznaczają poszczególne piktogramy.

Przed wprowadzeniem globalnie zharmonizowanego systemu klasyfikacji i oznakowania chemikaliów stosowano czarne piktogramy na pomarańczowym tle. Dlatego też czasem można je jeszcze znaleźć na opakowaniach.

Bardziej szczegółowych informacji na temat poszczególnych odczynników chemicznych należy szukać w „Karcie charakterystyki substancji". Jest to dokument, który musi zostać wydany przez producenta danego odczynnika chemicznego. Jego treść określa odpowiedni akt prawny.

Najbardziej kompletne i ogólnodostępne karty charakterystyk substancji znajdują się na stronie Internetowej POCH, http://www.poch.com.pl.

Wiedząc, w jaki sposób należy obchodzić się z substancjami chemicznymi, możemy przystąpić do odkrywania świata chemii. Z historii wiemy, że wiele odkryć było dziełem przypadku. Ciekawość ludzi nakazywała im sprawdzić, co się stanie, gdy zmieszamy ze sobą różne substancje. Obecnie chemia stawia dodatkowo pytania o przyczyny i skutki zachodzących oddziaływań i możliwości ich wykorzystania. Umiejętność udzielenia odpowiedzi na te pytania pozwala projektować i syntezować (otrzymywać) nowe substancje o ściśle określonych właściwościach i zastosowaniach.

KARTA CHARAKTERYSTYKI SUBSTANCJI

W **„Karcie charakterystyki substancji"** są zawarte następujące informacje:

- **identyfikacja substancji lub mieszaniny oraz producenta**
  nazwa odczynnika, numery katalogowe, przeznaczenie, nazwa producenta
- **identyfikacja zagrożeń**
  jakie zagrożenia powoduje dany produkt (np. żrący, drażniący)
- **skład/informacja o składnikach**
  wzór substancji lub skład mieszaniny
- **pierwsza pomoc**
  jak udzielić pierwszej pomocy poszkodowanemu w wyniku kontaktu z tą substancją
- **postępowanie w przypadku pożaru**
  co zrobić w przypadku pożaru
- **postępowanie w przypadku niezamierzonego uwolnienia do środowiska**
  co zrobić, aby oczyścić środowisko
- **postępowanie z substancją/mieszaniną i jej magazynowanie**
  sposób przechowywania danej substancji
- **kontrola narażenia/środki ochrony indywidualnej**
  środki ochrony osobistej, które należy podjąć podczas pracy z substancją, np. założyć okulary ochronne
- **właściwości fizyczne i chemiczne**
  podstawowe właściwości fizykochemiczne, takie jak temperatura topnienia, wrzenia, zapłonu, gęstość, rozpuszczalność w wodzie i innych rozpuszczalnikach
- **stabilność i reaktywność**
  informacje, z jakimi substancjami należy unikać kontaktu i jakich warunków unikać, np. wysokiej temperatury
- **informacje toksykologiczne**
  w jakiej ilości dana substancja jest trująca i w jaki sposób zostało to zbadane
- **informacje ekologiczne**
  jakie skutki dla środowiska może wywołać dana substancja
- **postępowanie z odpadami**
  co zrobić z resztkami substancji/mieszaniny lub opakowaniem
- **informacje o transporcie**
  sposób przewozu danej substancji i oznaczenie przewożącego ją pojazdu
- **informacje dotyczące przepisów prawnych**
  odwołania do odpowiednich aktów prawnych
- **inne informacje**
  dodatkowe informacje, które producent uzna za niezbędne

14

Takie rozróżnienie oczywiście nie jest prawidłowe. Substancjami naturalnymi są trujące grzyby i owoce, jady żmij i skorpionów. Substancjami chemicznymi są leki, witaminy, tworzywa sztuczne oraz materiały, z których produkuje się ubrania.

Zadanie przeznaczone dla dwóch uczniów:
Proszę przygotować prezentację lub plakat o Dymitrze Mendelejewie oraz Marii Skłodowskiej-Curie. W pracy proszę zamieścić informacje zawarte w podręczniku. Prezentacja pracy nie powinna trwać dłużej niż cztery minuty, a każde użyte sformułowanie należy umieć wyjaśnić.

Po co w ogóle uczyć się chemii? Posiadanie wiedzy chemicznej oraz umiejętności jej praktycznego zastosowania ułatwia codzienne życie. Większość produktów na opakowaniach ma wyszczególniony skład chemiczny. Jego zrozumienie umożliwi nam ocenę przydatności danego produktu w różnych sytuacjach. Pozwoli na przykład określić:

- jakiego odplamiacza użyć w celu usunięcia plam z zabrudzonych spodni;
- w jaki sposób ugotować obiad zgodnie z instrukcją zawartą na opakowaniach produktów spożywczych;
- czy spożywane przez nas produkty spożywcze są konserwowane, a jeżeli tak, to jakimi odczynnikami, oraz jaki wpływ na smak potrawy i nasze zdrowie mają dane konserwanty;
- jakiego leku i w jakiej ilości użyć, by przestała nas boleć głowa;
- czy opakowania leków o różnych nazwach handlowych zawierają takie same związki chemiczne, czy też różnią się składem i zastosowaniem.

To tylko nieliczne z powodów, dla których warto uczyć się chemii. Z uwagi na fakt, że chemia jest obecna we wszystkich dziedzinach naszego życia, mamy nadzieję, że każdy znajdzie swoją własną motywację, aby zgłębiać jej tajniki.

CHEMIA jest nauką przyrodniczą. Dotyczy zjawisk, których skutki obserwujemy w realnym świecie – makro, ale które zachodzą w świecie drobin – dla nas niewidocznym. Odpowiada na pytanie: *Dlaczego tak się dzieje?*

ĆWICZENIE 3.

Sprawdź, jakie oznaczenia widnieją na opakowaniach produktów spożywczych, środków chemicznych, leków i kosmetyków dostępnych w twoim domu. Czy znasz już te wszystkie oznaczenia?

Często przeciwstawia się to, co chemiczne – w domyśle „szkodliwe" – temu, co naturalne – w domyśle „zdrowe". Zastanów się, czy zawsze jest to prawda. Przerysuj tabelę do zeszytu i ją uzupełnij:

SUBSTANCJE CHEMICZNE		SUBSTANCJE NATURALNE	
szkodliwe	pożyteczne	szkodliwe	pożyteczne

1. Z CZEGO SĄ ZBUDOWANE OTACZAJĄCE NAS SUBSTANCJE?

MATERIA MA SIĘ NA BACZNOŚCI.
JAK DŁUGA I SZEROKA I WYSOKA,
NA ZIEMI I NA NIEBIE I PO BOKACH
PILNUJE PRZYRODZONYCH LOSÓW.

WISŁAWA SZYMBORSKA, „BEZ TYTUŁU"

1.1. DLACZEGO W KAŻDEJ PRACOWNI CHEMICZNEJ JEST UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: substancja, pierwiastek;**
- **w jaki sposób badaliście właściwości (w tym stan skupienia) substancji.**

Otaczający nas świat jest zbudowany z wielu różnych substancji.

DOŚWIADCZENIE 4.

WYKONANIE

Przyjrzyj się różnym substancjom i przyporządkuj im podane nazwy: szkło, żelazo, miedź, woda, sól kuchenna, papier. Zastanów się nad odpowiedzią na pytania: Według jakich kryteriów porządkujemy substancje i skąd znamy te kryteria?

Każda substancja ma charakterystyczne właściwości, które pozwalają nam odróżnić ją od innych substancji. Są to między innymi następujące właściwości fizyczne:

- stan skupienia,
- barwa,
- zapach,
- temperatura topnienia,
- temperatura wrzenia,
- gęstość,
- ciągliwość,
- kowalność,
- kruchość,
- przewodzenie prądu elektrycznego i ciepła,
- rozpuszczalność.

Smak bywa zaliczany do właściwości chemicznych, jako że powstaje w procesie reakcji chemicznej zachodzącej na języku.

16

Do właściwości chemicznych zaliczamy między innymi reaktywność, toksyczność oraz palność substancji.

W 1937 roku otrzymano pierwszy pierwiastek sztuczny, Technet (Tc).

Jeden z uczniów powinien wykonać plakat, zawierający informacje o polskiej uczonej.

Z czego są zbudowane otaczające nas substancje?

O tym, jak dana substancja zachowuje się wobec innych substancji, decydują jej **właściwości chemiczne**.

Substancje niepołączone z innymi substancjami nazywamy **prostymi**. Substancje chemiczne powstałe w wyniku połączenia ze sobą substancji prostych nazywamy **złożonymi**.

Substancje proste nazwano **pierwiastkami chemicznymi**. Obecnie znanych i nazwanych jest 114 pierwiastków. Prowadzone są również dalsze prace, które umożliwią odkrycie kolejnych. W przyrodzie występuje około 90 pierwiastków, pozostałe zaś zostały sztucznie otrzymane w warunkach laboratoryjnych.

W przypadku niektórych pierwiastków trudno określić, kiedy dokładnie zaczęto je odróżniać, gdyż były one ludziom znane już w starożytności. Należą do nich między innymi: złoto, srebro, żelazo. Inne pierwiastki zostały odkryte w ciągu ostatnich 300 lat (jak np. tlen). W 2011 roku zostały uznane dwa pierwiastki o nazwach: **flerovium** oraz **livermorium**. O rzetelność i wiarygodność odkryć dba Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC).

Omawiając pierwiastki chemiczne, trudno nie wspomnieć o zasługach Polki – Marii Skłodowskiej-Curie, która odkryła dwa pierwiastki: **rad** (nazwa pochodzi od łacińskiego słowa *radius* – promień) i **polon** (nazwa nadana na cześć Polski będącej wtedy pod zaborami).

W XIX wieku znano już wiele pierwiastków i podjęto pierwsze próby ich sklasyfikowania. Usiłowano uporządkować je w grupy substancji o podobnych właściwościach. Pierwszym, któremu się to udało, był rosyjski uczony **Dmitrij Iwanowicz Mendelejew**, który **w 1869 roku uszeregował znane wówczas pierwiastki w układ okresowy**. Przewidział też istnienie nieznanych jeszcze wtedy pierwiastków, określił ich właściwości i zostawił dla nich miejsce w tworzonym przez siebie układzie. Przez ponad 140 lat wielu naukowców próbowało opracować inny zapis graficzny dla układu okresowego Mendelejewa. Większość tych prób jednak nie przyjęła się. Przykładem takiej propozycji jest układ Alfreda Wernera z 1905 roku. Obecne rozmieszczenie pierwiastków w układzie okresowym jest oparte na zdobyczach chemii kwantowej.

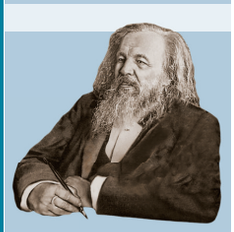
Z układu okresowego pierwiastków, który znajduje się w każdej pracowni chemicznej lub w podręcznikach do chemii, korzystają także naukowcy z innych gałęzi nauk przyrodniczych – fizyki, biologii i geografii.

ZASTANÓW SIĘ

- Jak jest zbudowany układ okresowy pierwiastków?
- Co oznacza jego nazwa?
- Dlaczego układ okresowy pierwiastków jest tak ważny?
- Jak należy się nim posługiwać?

TLEN
(łac. *Oxygenium* – O)
Pierwszym odkrywcą tlenu był prawdopodobnie alchemik Michał Sędziwój (XVI w.), jednakże odkrycie tego pierwiastka przypisuje się Carlowi Sheelemu [karlowi szilemu] (1772 r.) – niezależnie Josephowi Priestleyowi [dżozefowi pristlejowi] (1774 r.). Nazwę łacińską tlenu zaproponował Antoine Lavoisier [antuan lawłazje].

IUPAC
(ang. International Union of Pure and Applied Chemistry)
[internaszynal junion of piur aplajd kemistry] – organizacja utworzona w 1919 roku, podejmująca działania mające na celu rozwój szeroko pojętej chemii, mi.in. ustalająca standardy i wytyczne dotyczące nazewnictwa substancji i symboliki chemicznej).



DMITRIJ MENDELEJEW
(1834–1907)
Chemik znany głównie z odkrycia prawa okresowości i uporządkowania pierwiastków w tabeli układu okresowego.

Historia powstawania układu okresowego pierwiastków i prób klasyfikacji pierwiastków stanowi pasjonującą historię, dlatego może stać się tematem uczniowskiego projektu.

Wyjątkowo bogatym źródłem różnorodnych układów okresowych jest strona http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php/

Z kolei interaktywny układ pierwiastków z wieloma danymi można znaleźć pod adresem: http://www.ptable.com/?lang=pl

W formie tabeli o wielu wierszach i kolumnach.

Stanowi najlepszą ściągę dla chemika, zawierając większość potrzebnych mu informacji.

Początkowo nie wymagamy od uczniów, aby znali na pamięć symbole pierwiastków. Jeżeli będziemy często posługiwać się zarówno nazwą, jak i symbolem pierwiastka, uczniowie nauczą się ich niejako przy okazji.
Aby ułatwić naukę symboli chemicznych, można w wolnych chwilach grać z nimi w bingo lub w łańcuszki, układać zaszyfrowane teksty albo pisać palcem.
Techniki aktywizacji zostały szczegółowo omówione na końcu podręcznika.

DLACZEGO W KAŻDEJ PRACOWNI CHEMICZNEJ JEST UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW?

Rozszyfrujmy nazwę „układ okresowy pierwiastków". Układ okresowy jest zbiorem znanych obecnie pierwiastków chemicznych (nadal są w nim zostawione puste miejsca na nowo odkrywane pierwiastki). Pierwiastki zostały ułożone, uporządkowane w pewien określony sposób. Dla Mendelejewa podstawowym kryterium porządkowania pierwiastków były ich właściwości. Słowo **okresowy** odnosi się także do właściwości pierwiastków uporządkowanych w układzie, które powtarzają się okresowo, czyli co jakiś czas (np. kilka różnych pierwiastków może mieć podobne właściwości).

W układzie okresowym, oprócz nazw pierwiastków, są podane ich **symbole chemiczne**. Powstały one w celu uproszczenia zapisu informacji. Językiem, którym posługiwano się w początkach chemii jako nauki, była łacina – stąd symbole chemiczne to pierwsze litery łacińskich nazw pierwiastków. Przykładowo symbol węgla to C (łac. *Carboneum*), wapnia Ca (łac. *Calcium*), a glinu Al (łac. *Aluminium*). Odwołania do nazw łacińskich pierwiastków funkcjonują także w języku codziennym: *Carbo* – lekarstwo, karbon – era geologiczna, słowo *Calcium* pozostało w nazwach leków zawierających związki wapnia, a wyraz *Aluminium* w nazwie folii aluminiowej oraz profili, ram okiennych, rowerowych i innych.

! ZAPAMIĘTAJ

SYMBOL CHEMICZNY to międzynarodowy **skrót** nazwy **pierwiastka**. Może być jedno- lub dwuliterowy. Pierwsza litera jest zawsze wielka, natomiast druga jest zawsze mała.

ĆWICZENIE 4.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij brakujące nazwy lub symbole pierwiastków. Skorzystaj z układu okresowego pierwiastków.

NAZWA	SYMBOL	NAZWA	SYMBOL
wodór	H	siarka	S
tlen	O	węgiel	C
azot	N	fosfor	P
chlor	Cl	krzem	Si
sód	Na	żelazo	Fe
potas	K	wapń	Ca
cynk	Zn	magnez	Mg
miedź	Cu	cyna	Sn
glin	Al	ołów	Pb
rtęć	Hg	srebro	Ag

„Paluszki w górę" to prosta technika aktywizująca cała klasę. Nauczyciel podaje symbol lub nazwę pierwiastka, uczniowie zaś na palcach pokazują jego okres lub grupę.

Uczniowie na głos powtarzają skróconą definicję, równocześnie wykonując odpowiednie ruchy rękami. Okresowi, czyli wierszowi w tabeli, odpowiada ruch ręki w poziomie; grupie, czyli kolumnie w tabeli, odpowiada ruch ręki w pionie.

1. Głównym celem podrozdziału jest nauka posługiwania się układem okresowym. Uczniowie powinni zrozumieć, że układ okresowy jest ich najlepszą ściągą. Ćwiczenia w posługiwaniu się układem i wyszukiwaniu w nim informacji oraz zależności można prowadzić także w ramach zastępstw lub lekcji na zielonych i białych szkołach.
2. Szczególną uwagę należy zwrócić uczniom z dysleksją i nieczytelnie piszącym – zła wielkość liter lub niewyraźne zapisanie litery w symbolu mogą spowodować niezaliczenie zadania na teście. Zwrócenie uwagi spowoduje, że uczniowie będą szczególnie ostrożnie zapisywać symbole chemiczne, co wyeliminuje błędy.

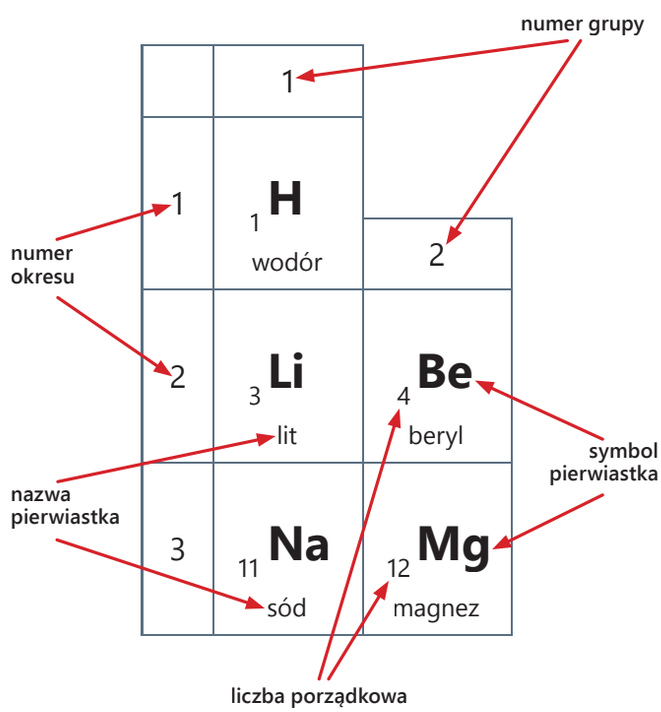
Z czego są zbudowane otaczające nas substancje?

Pierwiastki w układzie okresowym są pogrupowane w ułożone pionowo kolumny – **grupy** i poziome wiersze – **okresy**. Grupy i okresy w układzie okresowym są ponumerowane. W aktualnie stosowanym układzie okresowym jest 18 grup i 7 okresów. Pierwiastki znajdujące się w tej samej grupie (pionowej kolumnie) mają podobne właściwości chemiczne (np. pierwiastki 1. grupy są aktywnymi metalami, a pierwiastki 18. grupy biernymi gazami).

! ZAPAMIĘTAJ

GRUPA to **kolumna** w układzie okresowym (pionowo).

OKRES to **wiersz** w układzie okresowym (poziomo).



RYSUNEK 1.1. Fragment układu okresowego pierwiastków chemicznych.

$_{12}$**Mg**

liczbę porządkową umieszcza się po lewej stronie symbolu pierwiastka – w indeksie dolnym.

DLACZEGO W KAŻDEJ PRACOWNI CHEMICZNEJ JEST UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW?

Z układu okresowego, oprócz podstawowych danych, można odczytać wiele innych informacji dotyczących właściwości konkretnego pierwiastka. Patrząc na układ, możemy również odczytać, jak zmieniają się właściwości pierwiastków w zależności od położenia w układzie okresowym. Pozwala to każdej osobie zgłębiającej tajniki chemii odnaleźć potrzebne wiadomości. W trakcie nauki dowiesz się, jak te informacje odszukać i wykorzystać.

Dany pierwiastek chemiczny można zlokalizować w układzie okresowym, gdy znamy jego liczbę porządkową. Jej wartość jest charakterystyczna dla każdego pierwiastka. Liczba należy do zbioru liczb naturalnych. Najmniejszą wartość liczby porządkowej ma wodór, który zajmuje pierwsze miejsce w układzie okresowym. Kolejne pierwiastki zostały uporządkowane według wzrastających wartości liczby porządkowej. Obecnie znane są pierwiastki chemiczne z zakresu liczb porządkowych od 1 do 118, jednak istnienie kilku z nich wymaga jeszcze naukowego potwierdzenia. Sens liczby porządkowej zostanie omówiony w dalszej części podręcznika.

ĆWICZENIE 5.

Przepisz podane niżej informacje do zeszytu i uzupełnij je o brakujące dane. Skorzystaj z układu okresowego pierwiastków.

$_{28}$Ni	$_{34}$Se	$_{92}$U	$_{79}$Au
$_{88}$Ra	$_{9}$F	$_{37}$Rb	$_{84}$Po
$_{78}$Pt	$_{35}$Br	$_{11}$Na	$_{2}$He

Przeprowadzamy ćwiczenia w odczytywaniu liczby porządkowej dowolnych pierwiastków (my podajemy ich symbol lub nazwę). Jeżeli będziemy ćwiczyć na pierwszych dziesięciu pierwiastkach, możemy zastosować technikę „paluszki w górę".

Proszę przygotować prezentację lub plakat o Demokrycie z Abdery oraz Arystotelesie. W pracy proszę zamieścić informacje zawarte w podręczniku. Prezentacja pracy nie powinna trwać dłużej niż cztery minuty, każde użyte sformułowanie należy umieć wyjaśnić.

3. Nie należy wymagać od uczniów znajomości symboli i nazw pierwiastków oraz ich miejsca w układzie okresowym. Jeżeli na każdej lekcji będziemy posługiwać się układem okresowym, uczniowie bezwiednie nauczą się nazw, symboli i innych niezbędnych informacji.
4. Na każdym sprawdzianie i kartkówce, a także podczas odpowiedzi ustnej, uczniowie powinni móc korzystać z układu okresowego. Należy przy tym zwrócić uwagę uczniów na miejsce lantanowców i aktynowców w układzie okresowym (6. i 7. okres, nie należą do żadnej z 18 grup).

Symbole pierwiastków powtarzamy, grając w bingo lub w łańcuszek.

Demokryt używał pojęcia atomu w kontekście dzisiejszych indywiduów chemicznych, czyli cząsteczek, atomów i jonów.

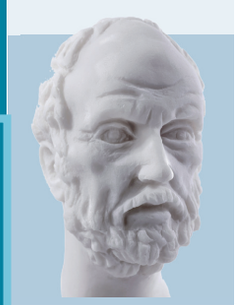
W naszym kręgu kulturowym panuje powszechne przekonanie, że twórcą atomistycznej teorii budowy materii był Leukippos, a propagował ją i rozwijał Demokryt z Abdery. Jednak już III w. p.n.e. chińscy myśliciele w swoich rozważaniach naukowych stosowali podobne pojęcia. Niektórzy uczniowie (na przykład ci zajmujący się wschodnimi sztukami walki) mogą to wiedzieć.

Drut dzieli się na małe kawałeczki. W pewnym momencie pocięcie go nożyczkami stanie się niemożliwe.

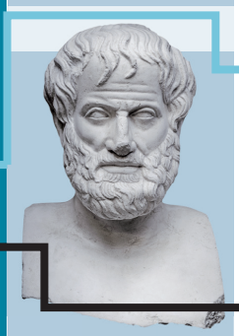
Nie można dzielić drutu w nieskończoność, gdyż w pewnym momencie dojdziemy do warstwy pojedynczych atomów. Dalszy podział sprawi, że nie będą to już atomy, lecz ich części składowe.

PUKAM DO DRZWI KAMIENIA.
– TO JA, WPUŚĆ MNIE.
CHCĘ WEJŚĆ DO TWOJEGO WNĘTRZA,
ROZEJRZEĆ SIĘ DOKOŁA [...]

WISŁAWA SZYMBORSKA, „ROZMOWA Z KAMIENIEM"



DEMOKRYT Z ABDERY
(ok. 460 – ok. 370 rok p.n.e.)
Rozwinął atomistyczną teorię materii. Uważał, że materia jest nieciągła – „istnieją tylko atomy i próżnia".



ARYSTOTELES ZE STAGIRY
(384–322 rok p.n.e.)
Uważał, że materia jest zbudowana z czterech żywiołów: ognia, powietrza, ziemi i wody, które mają cztery właściwości: suchość, ciepło, zimno i wilgotność.

1.2. CZY ISTNIEJE KRES PODZIAŁU MATERII?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: układ okresowy, symbol, pierwiastek, liczba porządkowa;**
- **jak odczytuje się dane z układu okresowego.**

Większość małych dzieci lubi rozkręcać swoje zabawki na jak najdrobniejsze części, próbuje zajrzeć do ich wnętrza. Skłania je do tego chęć znalezienia odpowiedzi na pytania, które nurtują ludzi od wieków: co jest w środku otaczających nas przedmiotów?, z czego jest zbudowany otaczający mnie świat? W dawnych czasach wielcy filozofowie, tacy jak np. Demokryt z Abdery czy Arystoteles, próbowali znaleźć odpowiedź na te pytania na drodze rozważań filozoficznych. Obecnie odpowiadają na nie naukowcy – fizycy i chemicy.

DOŚWIADCZENIE 5.

WYKONANIE

Weź drut miedziany, postaraj się go pociąć za pomocą nożyczek na jak najmniejsze części.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Odpowiedz na pytania:
Czy kawałek miedzi można dzielić w nieskończoność?

Odpowiedź na pytanie, czy istnieje kres podziału materii, nie jest łatwa. Dla chemika granicą podziału jest atom, ale zarówno chemik, jak i fizyk wiedzą, że atom jest zbudowany z jeszcze mniejszych elementów. Jak można wyjaśnić ten paradoks?

Aby to zrozumieć, przeprowadź eksperyment.

EKSPERYMENT MYŚLOWY

W pudełku znajdują się pisaki.

Podziel zawartość pudełka na jak najmniejsze elementy.

Dla użytkownika – ucznia, urzędnika, pisarza – najmniejszym elementem w pudełku jest pisak. Natomiast dla producenta pisaków najmniejszymi elementami są te części, z których on się składa (nasadka, wkład, zatyczka). Podobnie jest z atomem.

Dla chemika **atom jest najmniejszą częścią substancji zachowującą jej chemiczne właściwości** – tak jak pisak jest najmniejszym elementem w pudełku, zachowującym możliwość pisania. Podobnie jak pisak składa się z mniejszych części – tak **atom jest zbudowany z mniejszych elementów**:

- w środku atomu znajduje się jądro atomowe,
- jądro to jest otoczone chmurą elektronową.

Jądro atomowe i chmura elektronowa też nie są kresem podziału materii:

- w jądrze znajdują się protony i neutrony,
- chmurę elektronową może tworzyć 1 elektron, 2, 3 elektrony, a nawet ponad 100 elektronów.

ZAPAMIĘTAJ

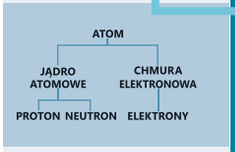
PROTON – cząstka elementarna mająca **dodatni ładunek elektryczny**, który oznacza się jako „+1".

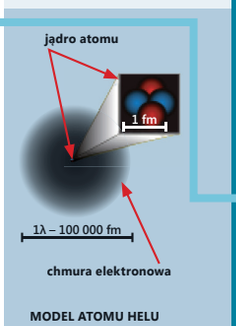
NEUTRON – cząstka elementarna **niemająca ładunku elektrycznego** (elektrycznie obojętna).

ELEKTRON – cząstka elementarna mająca **ujemny ładunek elektryczny**, który oznacza się jako „–1".

Atom jest zbudowany z dodatnio naładowanego jądra (gdyż występują w nim dodatnie protony) i z ujemnej chmury elektronowej (ponieważ ładunek elektronów jest ujemny). Suma ładunków dodatnich jądra jest równa sumie ładunków ujemnych chmury elektronowej. Dlatego atom, jako całość, jest elektrycznie obojętny (nie ma ładunku elektrycznego).

Gdy w jądrze atomu jest jeden proton [1 ładunek dodatni (+)], wtedy chmurę elektronową tworzy jeden elektron [1 ładunek ujemny (–)].





Ładunek elektryczny jest jedną z najważniejszych właściwości materii. Rozróżniamy ładunki dodatnie i ujemne. Ładunki jednoimienne odpychają się, natomiast ładunki różnoimienne przyciągają się.

Wprowadzając definicję atomu, należy zwrócić szczególną uwagę uczniów na fakt, że atom jest najmniejszą ilością pierwiastka, zachowującą jego właściwości chemiczne. Atom nie jest najmniejszą częścią materii, bo sam jest zbudowany z jądra i chmury elektronowej, a te z dalszych elementów. Atom nie zachowuje także wszystkich właściwości pierwiastka, np. smaku, zapachu, zdolności przewodzenia prądu, ciepła, gęstości, temperatury wrzenia czy topnienia.

Aby ułatwić uczniom zrozumienie pojęcia atomu oraz chmury elektronowej, należy użyć metod synektycznych.

Kolejni wskazani przez nauczyciela uczniowie powtarzają definicję po jednym słowie. Następnie wszyscy powtarzają skrócone definicje: proton – dodatni, elektron – ujemny, neutron – neutralny, czyli obojętny.

1. Jądro zawiera dwa protony oraz neutrony. Chmurę tworzą dwa elektrony.
2. Jądro zawiera trzy protony oraz neutrony. Chmurę tworzą trzy elektrony.

Na lekcji wprowadzamy pełną definicję pierwiastka – od tej pory zarówno nauczyciel, jak i uczniowie nie powinni używać terminu substancja prosta.

Miedź, symbol Cu, liczba atomowa 29, 29 protonów w jądrze, 29 elektronów tworzy chmurę elektronową, okres 4., grupa 11.

ĆWICZENIE 6.

Jak jest zbudowany atom mający 2 protony, a jak atom mający 3 elektrony?

Zastanówmy się, czym mogą różnić się atomy między sobą.

Chmurę elektronową może tworzyć 1 elektron, 2, 3 elektrony, a nawet ponad 100 elektronów – z tego wynika, że poszczególne atomy mogą różnić się **liczbą elektronów w chmurze elektronowej**. Skoro tak jest, to **muszą się jeszcze różnić liczbą protonów w jądrze** (gdyż liczba elektronów i liczba protonów w atomie jest równa). Istnieje zatem wiele różnych atomów. **Atomy, które mają taką samą liczbę protonów w jądrze, wykazują takie same właściwości chemiczne.** Tworzą one **pierwiastek chemiczny**.

ZAPAMIĘTAJ

PIERWIASTEK CHEMICZNY – zbiór atomów mających **taką samą liczbę protonów** w jądrze atomowym.

W układzie okresowym mamy podane symbole i podstawowe informacje dotyczące wszystkich obecnie znanych pierwiastków.

Liczba porządkowa pierwiastka dostarcza nam informacji nie tylko o kolejności pierwiastków w układzie okresowym. Informuje nas także o liczbie protonów w jądrze atomu. Dlatego nazywana jest też liczbą atomową.

ZAPAMIĘTAJ

LICZBA ATOMOWA (Z) – liczba **protonów** w jądrze atomu (inaczej liczba porządkowa).

$_{26}$**Fe**

żelazo

Znając liczbę atomową pierwiastka, możemy podać jego nazwę i symbol, miejsce w układzie okresowym, liczbę protonów w jądrze atomu oraz liczbę elektronów w chmurze elektronowej. Jako przykładem posłużmy się pierwiastkiem o liczbie porządkowej **26**. Ten pierwiastek zajmuje **26**. miejsce w układzie okresowym. Jego liczba atomowa wynosi **26**, więc każdy atom tego pierwiastka ma **26** protonów w jądrze i **26** elektronów tworzy jego chmurę elektronową. Pierwiastkiem tym jest metal zwany żelazem (Fe).

ĆWICZENIE 7.

Jakie informacje o pierwiastku „miedź" są zawarte w układzie okresowym?

Stosując termin liczba atomowa, nauczyciel zawsze podaje dwie nazwy tej liczby (liczba atomowa oraz liczba porządkowa). Uczniowi wystarczy, jeśli będzie posługiwał się jedną z nich.

Jeżeli klasa pracuje szybko, można poćwiczyć na większej liczbie przykładów.

Wielkość poszczególnych atomów jest związana z wielkością ich chmury elektronowej.

Atom helu będzie miał masę około 4u. Masę chmury elektronowej pomijamy.

Należy zwrócić uwagę, że liczba masowa nie jest podana w układzie okresowym. Uczniowie często mylą liczbę masową z masą atomową. Podając przykłady do ćwiczeń, trzeba podawać takie liczby masowe atomu, które będą różne od jego masy atomowej (wybierając izotop o liczbie masowej zdecydowanie różnej od masy atomowej). Izotopy poszczególnych pierwiastków można znaleźć w dynamicznym układzie okresowym (http://www.ptable.com/?lang=pl).

Wprowadzenie pojęcia nukleonów ułatwia prowadzenie rozumowania dotyczącego procesu obliczania liczby masowej. Nie wymagamy od uczniów znajomości definicji tego pojęcia, wystarczy im bierna znajomość tego terminu.

$^{1}_{1}H \rightarrow 1 - 1 = 0 \rightarrow$ liczba neutronów wynosi 0;

$^{2}_{4}He \rightarrow 4 - 2 = 2 \rightarrow$ liczba neutronów wynosi 2.

Atomy poszczególnych pierwiastków różnią się między sobą nie tylko wielkością, lecz również masą. W świecie pojedynczych atomów (mikroświecie) stosuje się atomową jednostkę masy, nazywaną **unitem** (symbol **u**). Masa protonu jest w przybliżeniu równa **1u**, masa neutronu jest także w przybliżeniu równa **1u**, natomiast masa elektronu jest znacznie mniejsza (masa 1 elektronu = $\frac{1}{1836}$ masy protonu). Z tego powodu w przybliżeniu przyjmuje się, że masa atomu zależy tylko od składu jądra atomowego (pomija się masę chmury elektronowej). Najlżejszy atom wodoru, którego jądro zbudowane jest tylko z jednego protonu, ma masę **1u**.

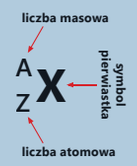
1u [unit] – dawniej atomowa jednostka masy (a. j. m.). 1u = 1,66 • 10^{-27} kg. Uczniowie nie muszą znać wartości unita, jednak często pytają oni o rząd wielkości tej jednostki.

ĆWICZENIE 8.

Jaką masę będzie miał atom helu, jeżeli jego jądro składa się z dwóch protonów, dwóch neutronów, a chmura elektronowa składa się z dwóch elektronów?

Należy podać uczniom masę elektronu w porównaniu do masy protonu, aby wiedzieli, że obliczając masy jonów mogą zaniedbać różnice wynikające z liczby elektronów.

OPIS ATOMU ZA POMOCĄ SYMBOLI



UWAGA!

Nie pomyl liczby atomowej, która jest podana w układzie okresowym, z liczbą masową, której nie ma w układzie okresowym.

ZAPAMIĘTAJ

LICZBA MASOWA (A) – liczba równa **sumie** protonów i neutronów w jądrze.

Suma protonów i neutronów nazywana jest liczbą masową. Zapisuje się ją w lewym górnym rogu symbolu chemicznego. Zapis ^{1}H oznacza, że w atomie wodoru liczba masowa wynosi 1, tzn. że suma protonów i neutronów (nukleonów) wynosi 1. Zapis ^{4}He oznacza, że liczba masowa wynosi 4. Uwaga! Liczby masowej zazwyczaj nie można odczytać z układu okresowego, ponieważ standardowe układy okresowe nie zawierają tych informacji. Znając liczbę masową **A**, można obliczyć, ile neutronów jest zawartych w jądrze danego atomu. W tym celu należy od liczby masowej **A** odjąć liczbę atomową **Z**.

Protony i neutrony mają wspólną nazwę – nukleony.

$\underbrace{\text{protony + neutrony}}_{\text{nukleony}}$

ZAPAMIĘTAJ

LICZBA NEUTRONÓW W JĄDRZE ATOMU jest równa **różnicy** liczby masowej i liczby atomowej:

liczba neutronów = A – Z.

ĆWICZENIE 9.

Oblicz liczbę neutronów dla atomu wodoru $^{1}_{1}H$ i dla atomu helu $^{4}_{2}He$.

Ze względu na dużą ilość informacji zawartą w podrozdziale, proponujemy zadać tylko krótkie pytania do całej klasy, przypominające podstawowe definicje.

WIEM, ŻE NIC NIE WIEM.

SOKRATES

1.3. CO JESZCZE NALEŻY WIEDZIEĆ O ATOMIE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: układ okresowy, symbol, pierwiastek, liczba porządkowa;**
- **jak odczytuje się dane z układu okresowego.**

W układzie okresowym pierwiastków są zebrane i uporządkowane wszystkie znane obecnie pierwiastki. Podstawą ich rozmieszczenia jest liczba atomowa, tj. liczba protonów w jądrze atomu. Atom pierwszego pierwiastka w układzie okresowym – wodoru (symbol chemiczny – H) ma 1 proton w jądrze, kolejny pierwiastek – hel (He) ma 2 protony, następny pierwiastek – lit (Li) 3 protony itd. Ponieważ atom jest elektrycznie obojętny, wzrastającej liczbie protonów w jądrze towarzyszy taki sam wzrost liczby elektronów w chmurze elektronowej otaczającej jądro atomu. I tak, atom pierwszego pierwiastka w układzie okresowym – wodoru – ma chmurę elektronową zbudowaną z 1 elektronu, kolejny – hel – ma chmurę elektronową zbudowaną z 2 elektronów, a lit z 3 elektronów itd.

ĆWICZENIE 10.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją.

Symbol pierwiastka	H	B	N	Na	Ca	Mn
Liczba protonów w jądrze	1	5	7	11	20	25
Liczba elektronów w chmurze	1	5	7	11	20	25

Z powodu złożonej natury elektronu poznanie struktury atomu przysparzało naukowcom wielu problemów. Największy wkład w rozszyfrowanie struktury atomu mieli: początkowo Ernest Rutherford [ernest rateford] i Niels Bohr [nils bor], a później Werner Heisenberg [werner hajzenberg], Louis de Broglie [lui de broj] oraz Erwin Schrödinger [erwin szrodiner].

Gdyby liczba protonów w jądrze była jedynym kryterium uporządkowania pierwiastków w układzie okresowym, miałby on tylko jeden wiersz z rozmieszczonymi kolejno pierwiastkami. Układ okresowy ma jednak bardziej skomplikowany kształt. O takiej, a nie innej formie stosowanego obecnie układu okresowego pierwiastków decyduje rozmieszczenie elektronów w chmurze elektronowej atomów poszczególnych pierwiastków. Rozmieszczenie to nazywane jest **konfiguracją elektronową**.

Chodzi o krótkie przypomnienie, na przykład odczytaj wszystkie informacje z układu okresowego (okres, grupę, liczbę atomową, liczbę porządkową, liczbę protonów i elektronów) dla atomów: tlenu, węgla, azotu.

Konfiguracja elektronowa jest uproszczonym opisem rozmieszczenia elektronów na orbitalach w atomie. Konfiguracja w formie rozrysowanej jest zrozumiała dla uczniów, a jednocześnie na tyle poprawna, że nie przeszkadza w dalszej rozbudowie wiedzy chemicznej. Oczywiście rozrysowywanie konfiguracji ma na celu wyjaśnienie budowy chmury elektronowej w celu lepszego zrozumienia budowy wiązań oraz wartościowości. Dlatego nie powinno się wymagać od uczniów samodzielnej umiejętności rysowania konfiguracji. Natomiast należy wymagać uzupełniania diagramu elektronami.

Uczniowie powinni powtórzyć informacje o tym, czym charakteryzuje się każdy orbital.

Stosowanie metod synektycznych w nauczaniu znacznie ułatwia uczniom zrozumienie abstrakcyjnych pojęć. Zamiast hotelu można użyć np. szafy z szufladami na skarpetki lub amfiteatru.

Co jeszcze należy wiedzieć o atomie?

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

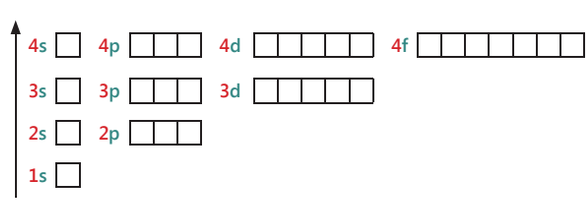
Należy skierować do uczniów pytanie, aby pokazali na palcach, ile maksymalnie elektronów może pomieścić jeden orbital.

Dla ułatwienia zrozumienia budowy chmury elektronowej porównajmy atom do hotelu, a rozmieszczenie elektronów w chmurze do hotelowych gości. Dalsze rozważania prześledźmy równolegle dla hotelu i atomu.

HOTEL	ATOM
Załóżmy, że nasz hotel jest kilkupiętrowy. Na parterze znajduje się recepcja.	W przestrzeni wokół jądra wyróżniamy obszary o określonej energii zwane poziomami energetycznymi lub powłokami.
Piętra są ponumerowane. Najniższe piętro ma numer **1**, a kolejne przyjmują wartości kolejnych liczb naturalnych, tj. **2**, **3**, **4**, itd.	Energia poziomu energetycznego jest zależna od tak zwanej **głównej liczby kwantowej** (**n**). Liczba ta może przyjmować wartości kolejnych liczb naturalnych, począwszy od **1** do nieskończoności, lecz w praktyce przyjmuje wartości **od 1 do 7**.
Na każdym piętrze dostępne są pokoje.	W obrębie danego poziomu energetycznego możemy wyróżnić mniejsze fragmenty przestrzeni – **orbitale**.
Wszystkie pokoje w hotelu są dwuosobowe.	Jeden **orbital** może pomieścić maksymalnie dwa elektrony.
Pokoje w naszym hotelu mają różne kształty i różny standard. Standard (typ) pokoju oznaczamy odpowiednimi literami: **s**, **p**, **d**, **f**.	O tym, jaki typ (kształt) mają orbitale i jaka jest liczba tych orbitali, decyduje **poboczna liczba kwantowa** (**l**), która przyjmuje wartości **od 0 do n–1**. Liczba ta ma dodatkowo oznaczenia literowe: ▪ jeżeli przyjmuje wartość **0 (l=0)** – mówimy o orbitalach typu **s**, ▪ jeżeli ma wartość **1 (l=1)** – mówimy o orbitalach typu **p**, ▪ jeżeli ma wartość **2 (l=2)** – mówimy o orbitalach typu **d**, ▪ jeżeli wartość **3 (l=3)** – mówimy o orbitalach typu **f**.

kształt orbitali 2p

HOTEL	ATOM
Liczba typów pokoi na każdym piętrze zależy od numeru piętra.	Od wartości liczby **n** zależy również, ile typów orbitali będzie dostępnych na każdym poziomie energetycznym.
Liczba pokoi danego typu zależy od tego, jaki jest to typ pokoju.	Liczba orbitali poszczególnych typów zależy od wartości liczby **l**, tj. od tego, jaki jest to typ orbitalu.
Pokój typu **s** jest jeden na każdym piętrze.	Orbital typu **s** jest zawsze jeden na każdym poziomie energetycznym.
Pokoje typu **p** są zawsze trzy (poczynając od drugiego piętra w górę).	Orbitale typu **p** są zawsze trzy (poczynając od drugiego poziomu energetycznego).
Pokoje typu **d** pojawiają się na piętrach: trzecim i wyższych; jest ich zawsze pięć.	Orbitali typu **d** jest zawsze pięć (poczynając od trzeciego poziomu energetycznego).
Pokoje typu **f** pojawiają się na piętrach: czwartym i wyższych; jest ich zawsze siedem.	Orbitali typu **f** jest zawsze siedem (poczynając od czwartego poziomu energetycznego).
Liczba $\mathbf{m_l}$ określa ułożenie pokoju na danym piętrze względem kierunków świata oraz wskazuje, ile takich pokoi będzie do dyspozycji. Liczba pokoi o danym standardzie jest zależna od tego, jaki jest to typ pokoju.	Magnetyczna liczba kwantowa $\mathbf{m_l}$ określa ułożenie orbitali w przestrzeni wokół jądra atomu w odniesieniu do innych orbitali. Przyjmuje ona wartości całkowite z zakresu **–l do l, włączając 0**.
Pokoje w naszym hotelu są ponumerowane według następującego kodu: pierwsza cyfra oznacza numer piętra, a litera za nią – typ pokoju. 2p numer piętra typ pokoju	Orbitale w atomie są oznaczane według następującego kodu: cyfra oznacza kolejny numer poziomu energetycznego, a litera – typ orbitalu. 2p numer poziomu energetycznego (główna liczba kwantowa n) typ orbitalu (poboczna liczba kwantowa l)
Podsumowując, na pierwszych czterech piętrach w naszym hotelu będą następujące pokoje:	Podsumowując, na pierwszych czterech poziomach energetycznych każdy atom będzie miał do dyspozycji następujące orbitale:



kształt orbitali 3p

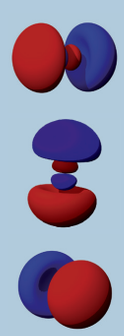


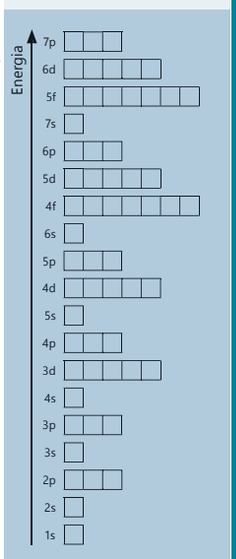
TABELA 1.1. Budowa chmury elektronowej atomu.

! ZAPAMIĘTAJ

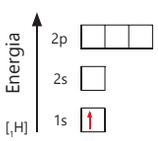
ORBITAL – fragment przestrzeni wokół jądra, w której może przebywać elektron.

WYRÓŻNIAMY ORBITALE TYPU s, p, d, f.

Spróbujmy teraz zapełnić hotel gośćmi, a orbitale w atomie elektronami. Zapełnianie orbitali odbywa się w ściśle określonej kolejności, którą przedstawia kolejny schemat umieszczony na marginesie.

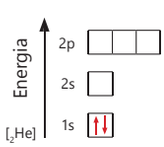


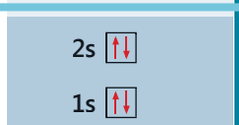
Atom wodoru [$_1$H] ma jeden proton w jądrze, więc jego chmura elektronowa składa się z jednego elektronu. Elektron ten zajmie miejsce na orbitalu **1s**, co zaznaczamy strzałką w odpowiedniej kratce. Ponieważ atom wodoru nie ma więcej elektronów, pozostałe orbitale pozostają puste.



Na każdym orbitalu mogą znajdować się maksymalnie dwa elektrony, jednak nie mogą one wykazywać tych samych cech. Elektron, oprócz przemieszczania się w przestrzeni, obraca się wokół własnej osi. Wielkość ta jest nazywana **spinem**. Dwa elektrony znajdujące się na tym samym orbitalu muszą mieć przeciwne spiny (tj. obracać się wokół własnej osi w przeciwnych kierunkach). Na diagramie przedstawiamy to za pomocą strzałek, których groty są zwrócone w przeciwnych kierunkach.

Atom Helu [$_2$He] ma dwa protony w jądrze, więc jego chmura elektronowa składa się z dwóch elektronów. Obydwa będą umieszczone na orbitalu **1s**, lecz będą różnić się spinem (tj. kierunkiem obrotu wokół własnej osi), co zostało odpowiednio zaznaczone strzałkami. Pozostałe orbitale pozostają puste.



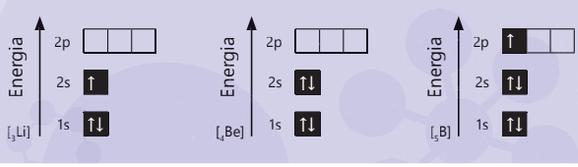


Przeciwnie skierowane spiny elektronu zaznaczamy strzałkami, które rysujemy w przeciwnych kierunkach.

Nie należy oczekiwać, że uczniowie zrozumieją od razu na lekcji porównanie budowy hotelu z budową atomu. W większości przypadków po dwukrotnym przeczytaniu tekstu uczniowie prawidłowo uzupełniają schemat. Dlatego warto wrócić do tego tematu na następnej lekcji.

ĆWICZENIE 11.

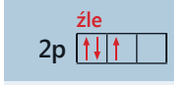
Przerysuj diagramy do zeszytu. Wiedząc, że liczba atomowa litu wynosi 3, berylu 4, a boru 5, rozmieść elektrony atomów tych pierwiastków na diagramach.



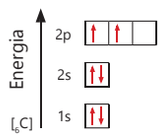
dobrze

Najpierw umieszczamy po jednym elektronie na orbitalach tego samego typu, a dopiero wówczas, gdy nie ma pustych orbitali danego typu, dokładamy drugi elektron.

źle



Uczniowie mogą oczywiście podać inne przykłady, ten jednak jest stosunkowo prosty i dobrze oddaje wpływ chmury elektronowej na wielkość atomu. Będziemy się posługiwać tym przykładem na kolejnych lekcjach, gdy będziemy porównywać wielkości jonów do wielkości atomów, z których pochodzą.



Przeanalizujmy teraz konfigurację elektronową atomu węgla, który ma liczbę atomową 6, tj. 6 elektronów tworzy chmurę elektronową. Umieszczamy więc 2 elektrony na orbitalu **1s**, 2 elektrony na orbitalu **2s**, a kolejne 2 elektrony na orbitalach **2p**. Jeżeli mamy więcej orbitali danego typu (orbitale **2p** są 3), to najpierw umieszczamy po 1 elektronie na pustych orbitalach, a dopiero wówczas, gdy zabraknie pustych orbitali, umieszczamy na nich 2. elektron.

Stosując się do powyższych reguł, można rozpisać ułożenie elektronów na orbitalach (konfigurację elektronową) dla atomu dowolnego pierwiastka.

ĆWICZENIE 12.

Odszukaj w układzie okresowym następujące pierwiastki: tlen, siarkę, azot i fosfor. Na podstawie poniższych diagramów rozpisz w zeszycie konfigurację elektronową dla atomów tych pierwiastków.

Czy zauważasz jakieś podobieństwa w konfiguracji elektronowej pierwiastków z tej samej grupy układu okresowego?

Pozostaje jedynie odpowiedzieć na pytanie: po co nam konfiguracja elektronowa?

Rozkład elektronów w chmurze elektronowej atomu danego pierwiastka informuje o tym, w jaki sposób dany atom będzie się zachowywał w kontakcie z innymi atomami. Konfiguracja elektronowa atomów pierwiastków z tej samej grupy układu okresowego wykazuje pewne podobieństwa, które można również zaobserwować we właściwościach chemicznych pierwiastków tej samej grupy układu okresowego.

ĆWICZENIE 13.

Zastanów się, jaki wpływ na wielkość atomu ma liczba elektronów tworzących chmurę elektronową.

Wpływ na wielkość atomu ma ładunek elektryczny jądra i wielkość chmury elektronowej oraz oddziaływanie pomiędzy elektronami i ładunkiem jądra. W obrębie okresów wraz ze wzrostem liczby atomowej (tj. ze wzrostem liczby protonów i elektronów) maleje

Dobrym przykładem synektycznym są dwuosobowe stoliki w kawiarni. Jeżeli przychodzimy do kawiarni sami, nie siadamy przy stoliku, który jest zajęty przez obcą osobę, tylko zajmujemy wolny stolik.

W obrębie grupy zapełnianie orbitali kończy się w taki sam sposób – czterema elektronami na orbitalu typu p.

...czyli pozwala przewidzieć wartościowość pierwiastka, typ wiązania, a także hybrydyzację, tj. kształt cząsteczki. Jeżeli tego nie potrafimy, chemia staje się nauką pamięciową.

Umiejętność przewidywania właściwości pierwiastków w grupie (lub właściwości związków takich pierwiastków) jest jednym z ważniejszych zastosowań układu okresowego. Uczeń powinien mieć tego świadomość i stosować tę umiejętność w praktyce.

Liczba elektronów tworzących chmurę elektronową ma podobny wpływ na wielkość atomu, jak liczba warstw odzieży, którą ma na sobie człowiek. Im więcej warstw, tym więcej miejsca zajmuje.

Podrozdział wprowadza wiele nowych pojęć, które wymagają powtórzenia, dlatego lepiej jest zrezygnować z pytania na ocenę na początku lekcji (pytania w części wprowadzającej zadawać zaś całej klasie i wybierać uczniów, którzy się zgłaszają). W razie braku czasu rekapitulację także można skrócić do minimum (jeżeli zrealizuje się wszystkie etapy lekcji, to pojęcia zostaną właściwie utrwalone i wyćwiczone już w trakcie zajęć).

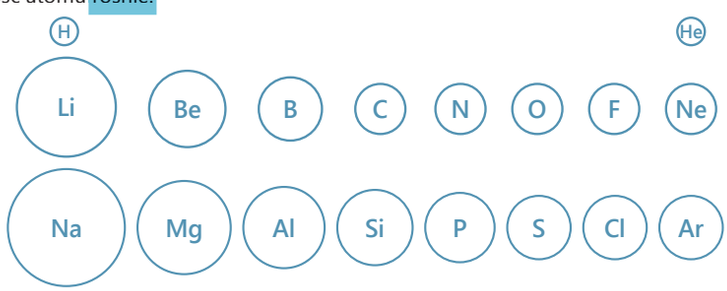
Umiejętność rozrysowania konfiguracji elektronowej ułatwia uczniom zrozumienie wartościowości poszczególnych pierwiastków i korelację położenia w układzie okresowym z budową wewnętrzną atomu. Należy jednak poinformować uczniów, że umiejętność samodzielnego rozrysowywania konfiguracji jest wymagana dopiero na ocenę celującą. Natomiast nawet uczeń dostateczny powinien umieć rozrysować konfigurację z pomocą nauczyciela, który krok po kroku podpowie, jakie czynności należy dalej wykonać.

Należy jak najczęściej ćwiczyć z uczniami korzystanie z układu okresowego. Nauczą się wtedy nazw i symboli najczęściej używanych pierwiastków oraz zapamiętają, w której części układu okresowego należy szukać pierwiastków rzadziej wymienianych.

średnica (rozmiar) atomu. Jest to spowodowane tym, że wraz ze wzrostem liczby protonów rośnie ładunek jądra. Konsekwencją tego jest silniejsze przyciąganie ładunków ujemnych, tj. elektronów, na wszystkich poziomach w chmurze elektronowej.

Ponieważ liczba poziomów energetycznych w obrębie okresu nie zmienia się, wielkość atomu maleje. W obrębie grupy wraz ze wzrostem numeru okresu średnica (rozmiar) atomu rośnie. Każdy następny poziom energii w chmurze elektronowej jest bardziej oddalony od jądra, dlatego zapełnienie elektronami kolejnego poziomu energii powoduje wzrost wielkości atomu, a co za tym idzie, w obrębie tej samej grupy, wraz ze wzrostem numeru okresu wielkość atomu rośnie.

Wszyscy uczniowie powtarzają regułę, popierając czynność gestem: w grupie promień rośnie (unoszą ręce) – w okresie maleje (opuszczają je).

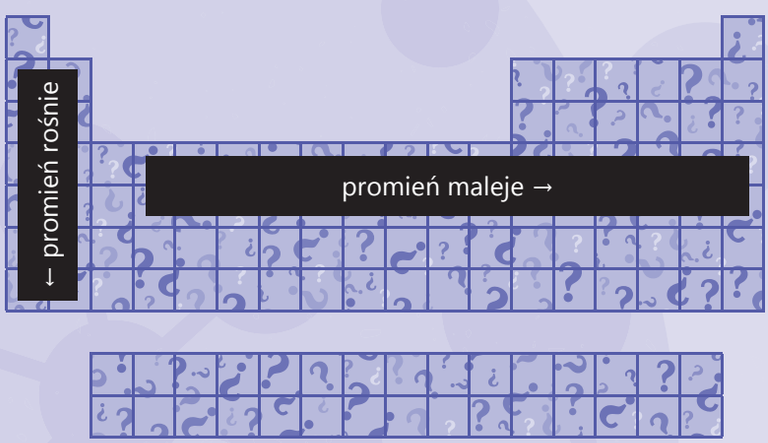


RYSUNEK 1.2. Zmiana promieni atomowych dla pierwiastków okresu 1.–3.

Na podstawie układu okresowego uczniowie porównują wielkość dowolnych atomów w grupach i okresach.

ĆWICZENIE 14.

Przerysuj przedstawiony schemat układu okresowego. Na podstawie powyższego tekstu zaznacz za pomocą strzałek, jak zmienia się wielkość chmury elektronowej poszczególnych pierwiastków wraz ze zmianą grup i okresów. Skorzystaj też z zamieszczonego pod tekstem rysunku (rys. 1.2.).



KAŻDE WESTCHNIENIE TO JAKBY CZĄSTECZKA ŻYCIA,
KTÓRA SIĘ OD CZŁOWIEKA ODRYWA.

JUAN RULFO [huan rulfo]

1.4. JAK POWSTAJĄ CZĄSTECZKI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

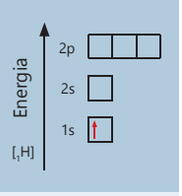
- **definicje pojęć: atom, chmura elektronowa, okres, grupa, układ okresowy, pierwiastek, symbol pierwiastka;**
- **sposób odczytywania danych z układu okresowego oraz graficzny zapis konfiguracji elektronowej atomów.**

W układzie okresowym pierwiastków znajdują się symbole ponad 100 pierwiastków chemicznych, natomiast liczbę substancji chemicznych w otaczającym nas świecie można podawać w milionach. Wokół nas znajdują się głównie substancje złożone. Są to połączenia atomów różnych pierwiastków oraz mieszaniny różnych substancji.

Zastanówmy się, skąd biorą się substancje chemiczne i dlaczego atomy łączą się ze sobą. Każdy atom ma pewną energię. Ponieważ jądro atomu ma dodatni ładunek elektryczny, to atomy są zdolne do przyciągania elektronów. Atom elektrycznie obojętny ma tyle samo elektronów w chmurze elektronowej, ile protonów w jądrze. Czasem jednak ze względów energetycznych korzystniejsza jest sytuacja, w której liczba elektronów wokół atomu jest inna niż wynikająca z następującej zależności: liczba protonów równa się liczbie elektronów. Wtedy atomy dążą do obniżenia swojej energii. Mogą to osiągnąć np. poprzez oddziaływanie z innymi atomami tego samego pierwiastka lub atomami różnych pierwiastków. Aby mogło nastąpić jakiekolwiek oddziaływanie pomiędzy atomami, muszą się one do siebie zbliżyć na taką odległość, aby ich chmury elektronowe mogły się wzajemnie przenikać (nałożyć na siebie).

Rozważmy więc taką sytuację: zbliżają się do siebie 2 atomy wodoru. W pewnej niewielkiej odległości (około 0,07 nm) ich chmury elektronowe nakładają się. Powoduje to powstanie oddziaływania, które doprowadza do obniżenia energii układu. W ten sposób powstaje wiązanie chemiczne, które nazywa się **wiązaniem kowalencyjnym (atomowym)**.

KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU WODORU



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

RYSUNEK 1.3. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru.

Przykładowo pod postacią krótkiej kartkówki:

Uzupełnij tabelę.

nazwa pier-wiastka	symbol pier-wiastka	liczba porząd-kowa	liczba proto-nów	liczba elektro-nów	numer okresu	numer grupy

Uczniowie głośno powtarzają definicje.
Uwaga: w różnych częściach Polski używa się pojęcia wiązanie atomowe lub pojęcia wiązanie kowalencyjne. Nauczyciel powinien zatem zawsze używać obu pojęć. Uczeń z kolei powinien rozumieć oba z nich, natomiast używać może dowolnego.

Uczniowie głośno powtarzają definicje.
Wydając uczniom polecenia, zawsze mówimy: „narysuj wzór strukturalny" i „napisz wzór sumaryczny" – oddaje to poprawnie czynności wykonywane przez uczniów i jednocześnie pozwala im na rozróżnienie obu typów wzorów. Właściwa kolejność w przypadku wzoru nowego związku jest taka, że najpierw rysujemy jego wzór strukturalny, a potem na tej podstawie piszemy wzór sumaryczny. Nie należy wymagać od uczniów uczenia się wzorów sumarycznych na pamięć. Jeżeli będziemy ich wystarczająco często używać na lekcjach, uczniowie zapamiętają je bez udziału woli.

31

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

! ZAPAMIĘTAJ

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

CZĄSTECZKA – atomy połączone ze sobą za pomocą wiązania chemicznego.

Zastanówmy się, w jaki sposób, korzystając z symboli pierwiastków, zapisać powstałą cząsteczkę. **Wzór sumaryczny** informuje nas o tym, jakie atomy (jakich pierwiastków) są ze sobą połączone, a także ile ich wchodzi w skład cząsteczki. Natomiast wzór strukturalny mówi o tym, w jaki sposób atomy są połączone.

We wzorze sumarycznym liczba atomów poszczególnych pierwiastków musi być taka sama jak we wzorze strukturalnym.

! ZAPAMIĘTAJ

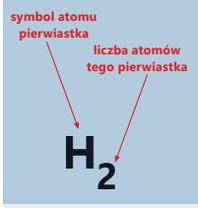
WZÓR SUMARYCZNY – zapis za pomocą symboliki chemicznej, który informuje, z jakiej liczby atomów i jakich pierwiastków składa się cząsteczka.

WZÓR STRUKTURALNY – zapis za pomocą symboliki chemicznej, który obrazuje, z jakiej liczby atomów i jakich pierwiastków składa się substancja, a także w jaki sposób atomy te są ze sobą połączone. We wzorze strukturalnym zapisujemy osobno symbol każdego z łączących się atomów, a pomiędzy symbolami w odpowiedni sposób zaznaczamy wiązanie chemiczne.

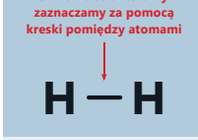
Chmura elektronowa atomu wodoru składa się z jednego elektronu. Co się stanie, jeżeli zbliżą się do siebie atomy pierwiastka, który ma więcej elektronów w swojej chmurze? Które elektrony wezmą udział w tworzeniu wiązania?

Rozważmy to na przykładzie atomu tlenu, którego chmura elektronowa składa się z 8 elektronów rozmieszczonych na orbitalach na dwóch poziomach energetycznych. 1 orbital jest umieszczony na 1. poziomie energetycznym (orbital **1s**), a pozostałe 4 orbitale są na 2. poziomie energetycznym (orbital **2s** oraz 3 orbitale **2p**).

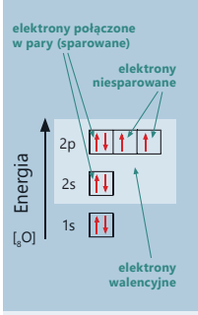
WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI WODORU



WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI WODORU



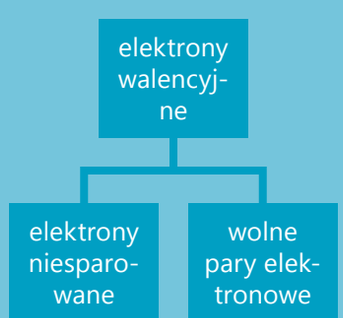
KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU TLENU



Przenikanie i nakładanie się chmur elektronowych można porównać do łączenia się obłoków na niebie (w efekcie połączenia się dwóch małych chmurek powstaje jedna większa) albo do dawnych pałatek harcerskich, czyli długich wojskowych płaszczy które spięte razem tworzą namiot dla dwójki harcerzy. Dwa płaszcze osobno (chronią dwie osoby) to jakby dwa orbitale atomowe, które po złączeniu tworzą jeden namiot (chroni dwóch harcerzy jednocześnie) to jakby orbital cząsteczkowy z dwoma elektronami.

Bez zwrócenia uwagi uczniów na wolne pary elektronowe, nie jesteśmy w stanie im wytłumaczyć budowy podstawowych cząsteczek (np. wody lub amoniaku).

Uczniowie powtarzają definicje. Na tablicy rysujemy graf, ukazujący zależności pomiędzy tymi pojęciami:



Ćwiczenie:
Podnieście tyle palców do góry, ile elektronów walencyjnych mają pierwiastki 2., 14., 15., 1., 13., 16. i 17. grupy.

Za tworzenie wiązań chemicznych są odpowiedzialne elektrony zlokalizowane (umieszczone) najdalej od jądra atomu – tj. te, które znajdują się na najwyższym poziomie energetycznym. W przypadku atomu tlenu są to elektrony na orbitalach **2s** i **2p**. Nazywamy je **elektronami walencyjnymi**.

Wśród elektronów walencyjnych wyróżniamy elektrony **niesparowane** (zlokalizowane na niecałkowicie zapełnionych orbitalach) oraz **sparowane** (zlokalizowane na całkowicie zapełnionych orbitalach).

Elektrony niesparowane biorą bezpośredni udział w tworzeniu wiązań chemicznych, a elektrony sparowane są nazywane wolnymi parami elektronowymi. W odpowiednich warunkach (np. po rozparowaniu), mogą one również tworzyć wiązania chemiczne. Obecność wolnych par elektronowych ma znaczny wpływ na kształt cząsteczki.

! ZAPAMIĘTAJ

ELEKTRONY WALENCYJNE – elektrony odpowiedzialne za tworzenie wiązań chemicznych, zlokalizowane na orbitalach najbardziej oddalonych od jądra atomu.

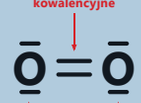
ELEKTRONY NIESPAROWANE – elektrony bezpośrednio odpowiedzialne za utworzenie wiązania chemicznego.

WOLNE PARY ELEKTRONOWE – mogą zostać zaangażowane w utworzenie wiązania, wpływają na kształt cząsteczki.

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI TLENU

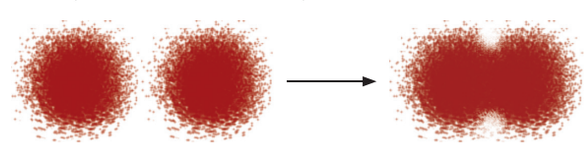
O_2

WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI TLENU



O tym, ile elektronów walencyjnych będzie miał atom danego pierwiastka, możemy dowiedzieć się z jego konfiguracji elektronowej lub położenia pierwiastka w układzie okresowym. Liczba elektronów walencyjnych dla pierwiastków grup 1., 2., 13.–18. będzie równa liczbie jedności w numerze grupy. Tak więc pierwiastek położony w grupie 13. będzie miał 3 elektrony walencyjne, a pierwiastek położony w grupie 16. – 6 elektronów walencyjnych.

Zebraliśmy już wszystkie potrzebne informacje, aby rozważyć, co się stanie, jeśli atomy tlenu zbliżą się na odległość pozwalającą na nałożenie się ich chmur elektronowych. Z uwagi na fakt, że atom tlenu ma 2 niesparowane elektrony wśród elektronów walencyjnych, to właśnie one wezmą udział w utworzeniu cząsteczki tlenu.



RYSUNEK 1.4. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów tlenu.

Ponieważ każdy z atomów tlenu udostępnił do obszaru wspólnego z elektronami po 2 niesparowane elektrony, wytworzyło się wiązanie podwójne, co we wzorze strukturalnym zaznaczamy za pomocą podwójnej kreski. W podobny sposób łączą się ze sobą atomy innych pierwiastków.

W przyrodzie postać cząsteczek przyjmują następujące pierwiastki:

- **wodór, tlen, azot, fluor, chlor, brom, jod, astat** – tworzą **cząsteczki** zbudowane **z 2 atomów**,
- **fosfor** – tworzą **cząsteczki** zbudowane **z 4 atomów**,
- **siarka** – tworzą **cząsteczki** zbudowane **z 8 atomów**.

Uczniowie powinni umieć posługiwać się pojęciami indeks dolny i indeks górny. Nie muszą natomiast znać ich definicji.

ĆWICZENIE 15.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij konfigurację elektronową atomów. Zaznacz elektrony walencyjne oraz zapisz wzory sumaryczne i strukturalne cząsteczek.

NAZWA PIERWIASTKA	KONFIGURACJA ELEKTRONOWA	WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI	WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI
fluor	Energia; 2p ↑↓ ↑↓ ↑; 2s ↑↓; 1s ↑↓; [$_9$F]	I $\underline{\overline{F}}$ – $\underline{\overline{F}}$ I	F_2
chlor	Energia; 3p ↑↓ ↑↓ ↑; 3s ↑↓; 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓; 2s ↑↓; 1s ↑↓; [$_{17}$Cl]	I $\underline{\overline{Cl}}$ – $\underline{\overline{Cl}}$ I	Cl_2
azot	Energia; 2p ↑ ↑ ↑; 2s ↑↓; 1s ↑↓; [$_7$N]	I N ≡ N I	N_2
fosfor	Energia; 3p ↑↓ ↑ ↑; 3s ↑↓; 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓; 2s ↑↓; 1s ↑↓; [$_{15}$P]	$\overline{P}$, $\overline{P}$, $\overline{P}$, $\underline{P}$	P_4
siarka	Energia; 3p ↑ ↑ ↑; 3s ↑↓; 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓; 2s ↑↓; 1s ↑↓; [$_{16}$S]	$\underline{\overline{S}}$ — $\underline{\overline{S}}$ — $\underline{\overline{S}}$ — $\underline{\overline{S}}$ — $\underline{\overline{S}}$ — $\underline{\overline{S}}$ — $\underline{\overline{S}}$ — $\underline{\overline{S}}$	S_8

Uczniowie powinni umieć wymienić wzory: H_2, O_2, N_2, Cl_2. Wzory cząsteczek pozostałych pierwiastków (F_2, Br_2, I_2, At_2, S_8, P_4, O_3) powinni potrafić napisać z pomocą nauczyciela.

34

Nastąpił wybuch i słychać było charakterystyczne szczęknięcie, a na ściankach probówki pojawiły się kropelki cieczy.

Mieszanina wodoru z tlenem ma właściwości wybuchowe. Miał miejsce gwałtowny proces, w wyniku którego powstała woda.

Uczniowie powinni umieć (z pomocą nauczyciela) napisać wzory sumaryczne prostych (binarnych) związków wodoru z pierwiastkami 16. grupy, korzystając z analogii do wzoru cząsteczki wody. Celem tej umiejętności jest eliminowanie nauki wzorów chemicznych na pamięć, oswajanie uczniów z różnorodnością wzorów oraz uczenie ich chemicznego sposobu myślenia. Należy jednak przekazać uczniom, że na tym etapie nauczania (początek pierwszej klasy) są to zadania na ocenę bardzo dobrą i celującą – po to, by słabsi uczniowie nie przestraszyli się ogromu informacji i wymaganych umiejętności.

Informacje o elektronach sparowanych i niesparowanych podajemy w celu wyjaśnienia uczniom budowy chmury elektronowej i wynikającej z niej wartościowości. Nie należy jednak wymagać tych informacji od uczniów.

Z czego są zbudowane otaczające nas substancje?

Do tej pory łączyliśmy ze sobą atomy tych samych pierwiastków. Co się stanie, jeżeli połączymy ze sobą atomy różnych pierwiastków? W tym celu przeprowadźmy doświadczenie.

DOŚWIADCZENIE 6.

WYKONANIE

Nauczyciel umieszcza w probówce mieszaninę wodoru i tlenu, a następnie ostrożnie zbliża ją do płomienia palnika.

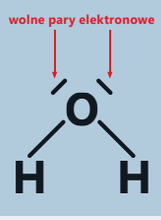
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

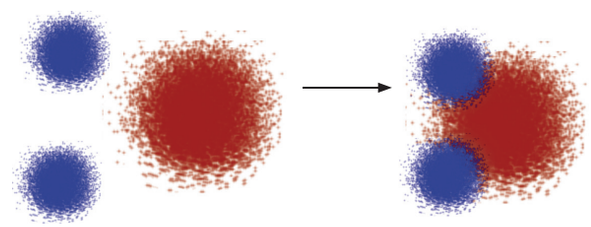
Efekty doświadczenia pokazują, że w probówce zaszedł proces spalania wodoru w tlenie. Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, z których 2 są niesparowane. Wynika z tego, że atom tlenu może zaangażować 2 elektrony do tworzenia wiązania, natomiast atom wodoru 1 elektron. Z tego powodu z 1 atomem tlenu połączą się 2 atomy wodoru.

WZÓR SUMARYCZNY

H_2O

WZÓR STRUKTURALNY





RYSUNEK 1.5. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru i atomu tlenu.

Połączone ze sobą 2 atomy wodoru i 1 atom tlenu utworzyły cząsteczkę nowej substancji chemicznej – **wody**.

Wiązania chemiczne powstałe pomiędzy atomami tlenu i wodoru są bardzo podobne do tych, które powstają pomiędzy atomami w cząsteczkach pierwiastków. Nałożenie się obszarów z elektronami i ich uwspólnienie tworzy wiązanie. Różnica polega na tym, że atom tlenu silniej przyciąga do siebie elektrony. Utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu tlenu. Ten rodzaj wiązania kowalencyjnego nazywamy wiązaniem **kowalencyjnym spolaryzowanym**.

! ZAPAMIĘTAJ

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

O tym, który z połączonych atomów będzie przyciągał chmurę elektronową na swoją stronę, mówi nam wielkość nazywana **elektroujemnością**.

Elektroujemność jest charakterystyczna dla atomów poszczególnych pierwiastków. Można ją znaleźć w układzie okresowym i przedstawić w sposób graficzny (np. za pomocą różnych kolorów) lub liczbowy. Najczęściej stosuje się skalę elektroujemności opracowaną przez L. Paulinga. Według niej najniższą wartość elektroujemności (0,7) ma pierwiastek frans – Fr (położony w 1. grupie i 7. okresie układu), zaś największą (4,0) fluor – F (położony w 17. grupie i 2. okresie układu). Elektroujemność pierwiastków rośnie w obrębie okresu, natomiast maleje w obrębie grupy.

LINUS CARL PAULING
[lajnus karl polin]
(1901–1994)

Fizyk i chemik. Opracował teorię wiązań kowalencyjnych, a także skalę elektroujemności pierwiastków. Został laureatem Nagrody Nobla w dziedzinie chemii w 1954 roku oraz Pokojowej Nagrody Nobla w 1962 roku.

! ZAPAMIĘTAJ

ELEKTROUJEMNOŚĆ – zdolność atomu w cząsteczce do przyciągania obszaru z elektronami na swoją stronę.

Jeżeli różnica **elektroujemności** pomiędzy atomami jest **mniejsza lub równa 0,4**, to powstaje **wiązanie kowalencyjne (atomowe)**.

Jeżeli **różnica elektroujemności** pomiędzy atomami jest **większa niż 0,4**, a **mniejsza niż 1,7**, to powstaje **wiązanie kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane)**.

Aby przewidzieć, jaki będzie typ wiązania pomiędzy atomami, wystarczy obliczyć różnicę elektroujemności. Od wartości elektroujemności atomu bardziej elektroujemnego odejmujemy wartość elektroujemności atomu mniej elektroujemnego. Przykładowo, dla wiązania utworzonego przez atom tlenu i atom wodoru odczytujemy z układu okresowego, że elektroujemność tlenu wynosi 3,5, natomiast wodoru 2,1. Różnica elektroujemności wynosi więc: 3,5 – 2,1 = 1,4. Wartość elektroujemności atomu tlenku jest większa niż wodoru, więc chmura elektronowa z uwspólnionego obszaru obszaru będzie przesunięta w kierunku atomu tlenu. Natomiast duża różnica elektroujemności wynosząca 1,4 wskazuje na wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.

Uczniowie porównują różnice w definicjach wiązania atomowego (kowalencyjnego) i atomowego (kowalencyjnego) spolaryzowanego.

Ćwiczenie.
Zaznacz na układzie okresowym, jak zmienia się elektroujemność pierwiastków.

Kilkakrotnie ćwiczymy z uczniami powstający typ wiązania, podając różnicę elektroujemności.

Należy zwrócić szczególną uwagę na pojęcie elektronów walencyjnych. Termin ten często błędnie definiuje się jako elektrony znajdujące się na ostatniej, najbardziej zewnętrznej powłoce atomów. Należy jednak wziąć pod uwagę, że wiązania chemiczne mogą być w niektórych przypadkach tworzone z udziałem elektronów z niższych powłok, co dotyczy zwłaszcza atomów pierwiastków z bloków d i f układu okresowego.

Dane dotyczące siarki i magnezu uczniowie odczytują samodzielnie z układu okresowego.

Te dane uczniowie odczytują z zamieszczonych w książce rysunków. (Nie należy wymagać od uczniów, by samodzielnie narysowali konfigurację).

SĄ RZECZY NA NIEBIE I NA ZIEMI, O KTÓRYCH SIĘ FILOZOFOM NIE ŚNIŁO.

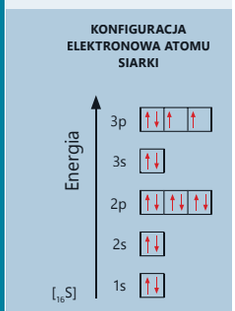
WILLIAM SZEKSPIR [ɨiliam szekspir], *HAMLET*

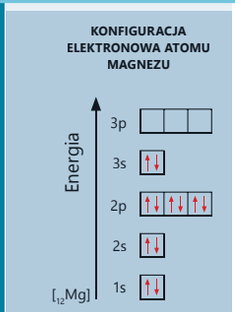
1.5. JAK POWSTAJĄ JONY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: atom, elektron, proton, liczba atomowa, układ okresowy pierwiastków;**
- **w jaki sposób odczytuje się dane z układu okresowego; jak zapisuje się konfigurację elektronową atomów.**





Układ okresowy pierwiastków stanowi zbiór podstawowych informacji o wszystkich znanych pierwiastkach. Przykładowo w 3. okresie i 16. grupie układu okresowego znajduje się pierwiastek siarka o symbolu chemicznym **S**. Można więc łatwo odczytać, że atom siarki ma w jądrze 16 protonów o ładunku dodatnim. Z uwagi na to, że jest on elektrycznie obojętny, jego chmurę elektronową tworzy 16 elektronów o ładunku ujemnym. Z kolei w 3. okresie 2. grupy układu jest umiejscowiony pierwiastek magnez o symbolu chemicznym **Mg**. Jądro atomu magnezu zawiera 12 dodatnio naładowanych protonów, a co za tym idzie, jest ono otoczone chmurą elektronową złożoną z 12 ujemnie naładowanych elektronów. Chmury elektronowe atomów magnezu i siarki można przedstawić za pomocą konfiguracji elektronowej. Z konfiguracji elektronowej atomu magnezu wynika, że ma on 2 elektrony walencyjne na orbitalu **3s**. Natomiast z konfiguracji elektronowej atomu siarki odczytujemy, że atom siarki ma 6 elektronów walencyjnych na orbitalach **3s** oraz **3p**.

DOŚWIADCZENIE 7.

WYKONANIE

ŚRODKI OSTROŻNOŚCI!

Podczas wykonywania doświadczenia wydziela się znaczna ilość energii. Doświadczenie należy bezwzględnie przeprowadzić pod nadzorem nauczyciela, pod dygestorium, stosując niewielkie ilości odczynników (całkowita objętość mieszaniny nie powinna przekroczyć 2 cm^3).

Do moździerza nasyp niewielką ilość magnezu i dokładnie rozetrzyj na drobny proszek. Następnie przenieś zawartość moździerza na porcelanową płytkę. Na tę samą płytkę nasyp taką samą ilość sproszkowanej siarki. Po dokładnym wymieszaniu uformuj z mieszaniny kopiec, po czym zanurz rozżarzony pręt żelazny w środek kopca lub zapal mieszaninę płomieniem palnika.

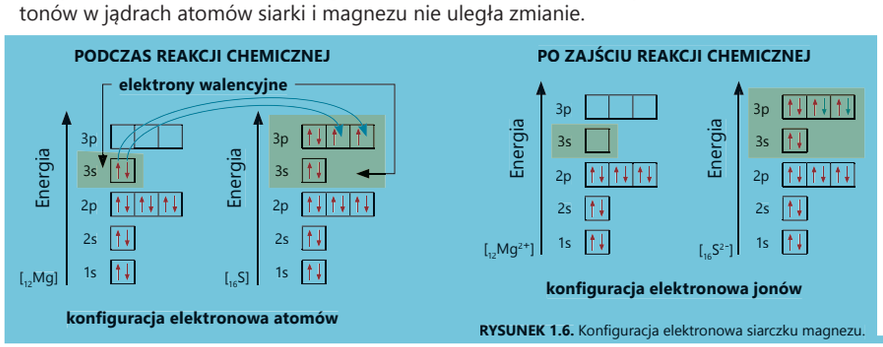
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Mieszanina uległa zapaleniu, pojawił się oślepiający blask i wydzieliło się dużo ciepła. Po zaniku płomienia na płytce pozostał biały proszek.

Z mieszaniny magnezu i siarki powstała nowa substancja chemiczna – siarczek magnezu. Zastanówmy się, w jaki sposób jest ona zbudowana.

Nastąpiła gwałtowna przemiana mieszaniny magnezu i siarki. W jej wyniku powstała nowa substancja.

Przyglądając się konfiguracji elektronowej atomu siarki, można zauważyć, że spośród 6 elektronów walencyjnych 2 są niesparowane, a pozostałe 4 tworzą 2 pary elektronowe. Atomowi siarki brakuje zatem 2 elektronów, aby uzyskać bardziej korzystną konfigurację elektronową, w której wszystkie elektrony będą sparowane. Można również zauważyć, że jeżeli atom magnezu utraci swoje 2 elektrony walencyjne, uzyska trwalszą, bardziej korzystną konfigurację elektronową (gdyż będzie mieć zapełniony poziom energetyczny). Gdy w odpowiednich warunkach atom siarki spotkał się z atomem magnezu, odebrał mu 2 elektrony. W wyniku tego procesu atom magnezu stracił 2 elektrony, które zyskała siarka. Liczba protonów w jądrach atomów siarki i magnezu nie uległa zmianie.



RYSUNEK 1.6. Konfiguracja elektronowa siarczku magnezu.

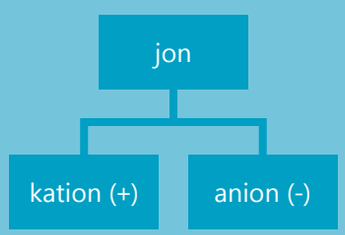
Omawiając budowę atomu, nie należy korzystać z przestarzałej koncepcji Bohra, dlatego też nie można w tym miejscu mówić o oktecie elektronów. Teoria Bohra blokuje przyswajanie nowoczesnej wiedzy o budowie atomu – nigdy zresztą nie była prawdziwa (dotyczy bowiem tylko atomu wodoru). Z kolei reguła oktetu ma więcej wyjątków niż regularnych przypadków.

	W STANIE WOLNYM		W SIARCZKU MAGNEZU	
	atom magnezu	atom siarki	jon magnezu	jon siarki
Liczba protonów w jądrze	12	16	12	16
Liczba elektronów	12	16	10	18
Ładunek jądra	+12	+16	+12	+16
Ładunek chmury elektronowej	-12	-16	-10	-18
Sumaryczny ładunek	0	0	+2	-2
			powstał jon	powstał jon

Tabela 1.2. Tworzenie siarczku magnezu – różnice w budowie atomów i jonów magnezu i siarki.

Należy bardzo uważnie omówić różnice i podobieństwa pomiędzy atomem a powstającym z niego jonem.

Uczniowie powtarzają definicje. Na tablicy rysujemy graf, ukazujący zależności pomiędzy tymi pojęciami:



Uzmysłowienie uczniom, że w reakcjach chemicznych biorą udział niewyobrażalnie wielkie ilości atomów, jonów i cząsteczek (czyli indywiduów chemicznych), jest ważnym zadaniem nauczyciela. W równaniach reakcji chemicznych mamy podane najmniejsze ilości reagujących substancji, co wykształca błędne przekonanie uczniów co do skali reakcji.

KATION MAGNEZU

wielkość ładunku — znak ładunku

Mg^{2+}

symbol pierwiastka

ANION SIARCZKOWY

wielkość ładunku — znak ładunku

S^{2-}

symbol pierwiastka

Konsekwencją odłączenia 2 elektronów od atomu magnezu jest niedobór elektronów w odniesieniu do liczby protonów oraz dodatniego ładunku wypadkowego. W ten sposób powstał dodatni jon magnezu. Z drugiej strony, skutkiem przyjęcia przez atom siarki 2 elektronów jest nadmiar ładunku ujemnego w stosunku do ładunku protonów w jądrze i powstanie wypadkowego ładunku ujemnego. W ten sposób utworzył się ujemny jon siarki.

! ZAPAMIĘTAJ

JON – atom lub grupa atomów mająca dodatni bądź ujemny ładunek elektryczny.

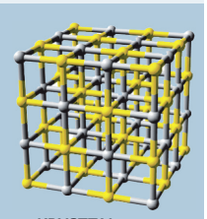
Jon o ładunku dodatnim nosi nazwę: **KATION**.

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

Zapisując wzór sumaryczny jonu za pomocą symboliki chemicznej, uzupełniamy symbol pierwiastka lub wzór sumaryczny grupy atomów tworzących jon o wartość ładunku jonu, a następnie podajmy jego znak. Informacje te umieszcza się w prawym górnym rogu symbolu, np. kation magnezu zapisujemy: Mg^{2+}.

Gdy atom oddaje elektrony, tworzy się **kation**, którego chmura elektronowa jest mniejsza niż chmura elektronowa atomu, z którego powstał. **Anion** tworzy się w wyniku przyjęcia elektronów – dlatego chmura elektronowa anionu jest większa niż chmura elektronowa atomu, z którego powstał.

W wyniku zderzenia się atomu siarki z atomem magnezu powstały 2 jony: dwudodatni kation magnezu (Mg^{2+}) i dwuujemny anion siarki (S^{2-}). Jony o przeciwnych znakach („+" i „–") przyciągają się siłami elektrostatycznymi. W ten sposób tworzy się wiązanie jonowe. Powstała więc substancja chemiczna o wzorze sumarycznym **MgS** i wzorze strukturalnym $\mathbf{Mg^{2+}S^{2-}}$.



KRYSZTAŁ SIARCZKU MAGNEZU

W omawianym doświadczeniu nie tylko 1 atom magnezu zderzył się z 1 atomem siarki, lecz znaczna ilość atomów siarki zderzyła się z wieloma atomami magnezu. W wyniku zbliżenia się do siebie atomów siarki i magnezu powstało wiele jonów magnezu i siarki. Jony te, przyciągając się siłami elektrostatycznymi, układają się w przestrzenne struktury zwane **kryształami**. W strukturach tych jony dodatnie są otoczone jonami ujemnymi, a jony ujemne – dodatnimi. Jony ujemne **nie** stykają się bezpośrednio z innymi jonami ujemnymi, a jony dodatnie z dodatnimi. Liczba jonów dodatnich i liczba jonów ujemnych jest dobrana tak, że ładunki dodatnie równoważą ładunki ujemne, w związku z czym wypadkowy ładunek kryształu jest równy zero. Najmniejsze liczby jonów dodatnich i ujemnych, z których może powstać kryształ, oraz ich wzajemny stosunek są określone przez wzór sumaryczny.

Wyjaśniamy uczniom, że dawniej symbol kationu magnezu zapisywano tak: Mg^{++}. Pozwala to zrozumieć, skąd wzięła się cyfra 2 przed znakiem plusa.

Przypominamy przykład synektyczny z lekcji, na której porównywaliśmy chmurę elektronową do warstw ubrań – tak jak zdjęcie z siebie jednej warstwy zmniejsza zajmowaną przez nas przestrzeń, tak założenie kolejnej warstwy tę przestrzeń powiększa.

Siły elektrostatyczne to siły pomiędzy statycznymi ładunkami elektrycznymi.

Nie można posługiwać się modelami, w których jony stykają się ze sobą.

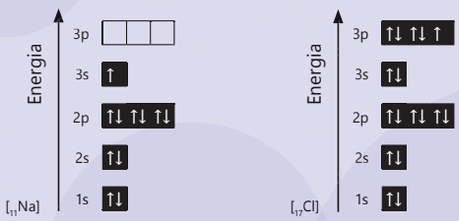
Zrozumienie budowy kryształów jonowych ułatwi uczniom naukę informacji o tlenkach metali, wodorotlenkach i solach.

Jest to bardzo praktyczna zasada. Uczeń powinien wiedzieć, że w przypadku związków metali z 1. lub 2. grupy z niemetalami z 16. lub 17. grupy powstają związki o wiązaniach jonowych.

Nasuwa się więc pytanie, kiedy powstaje wiązanie jonowe. By udzielić na nie odpowiedzi, należy wykorzystać wiedzę o opisanym w poprzednim rozdziale pojęciu elektroujemności. **Wiązanie jonowe** formuje się, gdy **różnica elektroujemności** pomiędzy atomami tworzącymi wiązanie jest większa lub równa **1,7**. Im większa jest wartość różnicy elektroujemności, tym łatwiej tworzą się jony, a co za tym idzie – powstałe wiązania jonowe są silniejsze. Najsilniejsze z nich powstaną więc w wyniku zderzeń pierwiastków zawartych w 1. i 2. grupie układu okresowego z pierwiastkami grup 16. i 17.

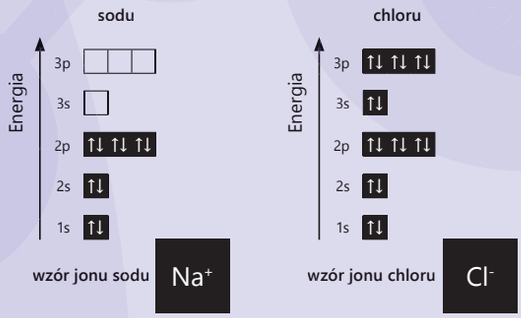
ĆWICZENIE 16.

Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki: sód oraz chlor. Zapisz w zeszycie konfigurację elektronową ich atomów, korzystając z poniższych diagramów. Zaznacz elektrony walencyjne.



Przeprowadź analogiczne rozumowanie jak w przypadku reakcji siarki z magnezem. Zapisz konfigurację elektronową oraz wzory sumaryczne powstałych jonów.

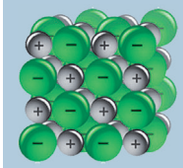
KONFIGURACJA ELEKTRONOWA JONÓW



Zapisz w zeszycie wzór strukturalny oraz sumaryczny powstałego związku chemicznego.

KRYSZTAŁ CHLORKU SODU

WIDOK MAKRO.



WIDOK MIKRO.

Chlorek sodu to chemiczna nazwa soli kuchennej oraz główny składnik soli warzonej i drogowej. W przyrodzie występuje pod postacią minerału o nazwie halit. Chlorek sodu tworzy pokłady soli kamiennej.

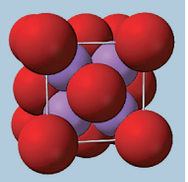
Wzór sumaryczny: NaCl
Wzór strukturalny: Na^+ Cl^-

Znajomość procesu powstawania wiązania jonowego jest niezbędna na dalszym etapie edukacji, ponieważ wiele grup związków chemicznych ma wiązania jonowe (np. tlenki metali, wodorotlenki, sole). Znajomość typu wiązania występującego w związku chemicznym pozwala ponadto na określenie właściwości związku (stan skupienia, temperatura topnienia).

Nie używa się obecnie terminu wiązanie jonowe, mówi się jedynie o strukturach jonowych. Umiejętność poprawnego pisania wzorów strukturalnych substancji o wiązaniach jonowych ułatwi uczniom właściwe pisanie równań procesu dysocjacji.

Wzór sumaryczny: Li_2O
Wzór strukturalny: Li^+ O^{2-} Li^+

KRYSZTAŁ TLENKU LITU

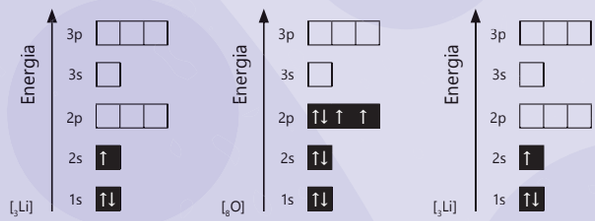


Tlenek litu został odkryty przez szwedzkiego chemika Johana Arfvedsona [johana arfedsona] w 1817 roku. Tlenek litu jest substancją bardzo żrącą: może powodować uszkodzenia skóry, oczu i dróg oddechowych, a także obrzęk lub chemiczne zapalenie płuc. Wykorzystuje się go do absorpcji tlenku węgla(IV).

ĆWICZENIE 17.

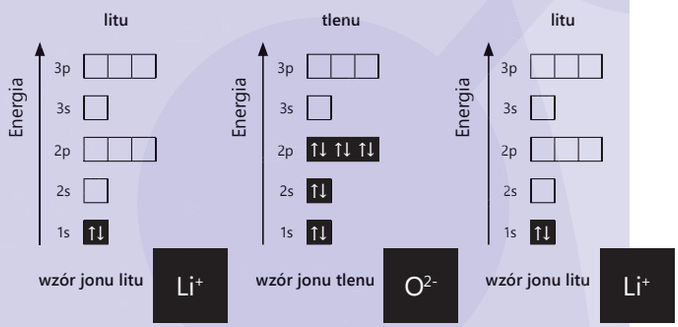
Przerysuj diagramy do zeszytu.

Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki: lit oraz tlen. Korzystając z przedstawionych diagramów, określ i zapisz w zeszycie konfigurację elektronową ich atomów. Zaznacz elektrony walencyjne.



Przeprowadź analogiczne rozumowanie do przypadku reakcji siarki z magnezem. Zapisz konfigurację elektronową oraz wzory sumaryczne powstałych jonów. Ile atomów litu trzeba wykorzystać, aby sparować wszystkie elektrony w atomie tlenu?

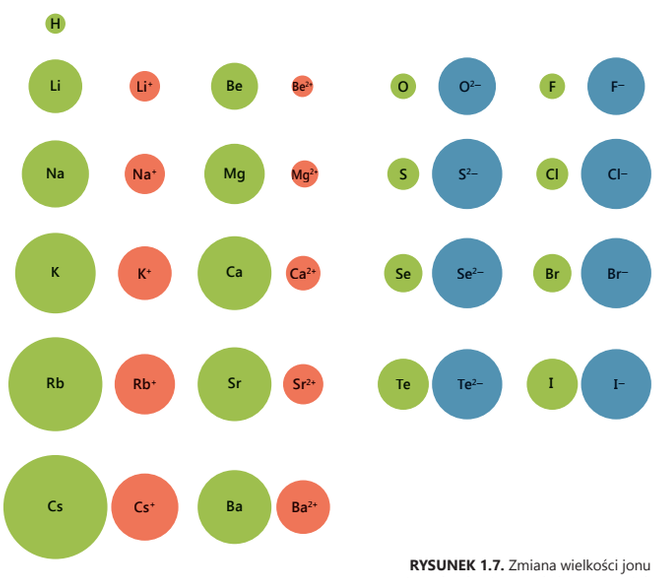
KONFIGURACJA ELEKTRONOWA JONÓW



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

Zapisz w zeszycie wzór strukturalny oraz sumaryczny powstałego związku chemicznego.

Przyjrzyjmy się względnym rozmiarom atomów i jonów niektórych pierwiastków. Z przedstawionego niżej rysunku można wywnioskować, że gdy atom oddaje elektron i staje się kationem, jego chmura elektronowa maleje. Im więcej elektronów odda dany atom, tym mniejszy jest rozmiar chmury elektronowej powstałego jonu. Z drugiej jednak strony, gdy atomy przyjmują elektrony i stają się anionami, rozmiar ich chmury elektronowej rośnie.



RYSUNEK 1.7. Zmiana wielkości jonu w stosunku do atomu, z którego powstał.

Nauczyciel, pisząc wzory strukturalne substancji o wiązaniach jonowych, zawsze zapisuje je w postaci jonowej i zwraca uwagę uczniów na ten fakt. Jednak podczas odpowiedzi ucznia, na kartkówce lub sprawdzianie dopuszczalne jest narysowanie przez ucznia wzorów za pomocą kresek. Uczniowie powinni natomiast umieć napisać wzory strukturalne związków binarnych na podstawie znajomości wzorów sumarycznych.

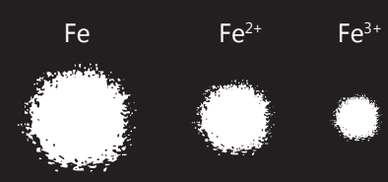
Na następną lekcję należy zadać uczniom przygotowanie prezentacji lub plakatów o poszczególnych mikro- i makroelementach.

ĆWICZENIE 18.

Żelazo może występować zarówno jako obojętny atom, jak i kation dwu- lub trzydodatni.

Zapisz w zeszycie powyższą informację za pomocą symboli chemicznych. Narysuj schematycznie atom żelaza i jego jony (zwróć uwagę na wielkości poszczególnych indywiduów.).

ŻELAZNY METEORYT



Podrozdział ma charakter powtórzeniowy, mocno nawiązując także do informacji znanych uczniom z biologii i życia codziennego. Doświadczenia 8, 9 i 12 uczniowie mogą wykonać w domu. Ponadto część ćwiczeń może być wykonana częściowo na lekcji (aby wskazać, jak mają być poprawnie policzone), a częściowo w domu.

Po pewnym czasie pod wpływem ogrzewania zawartość probówki stała się czarna.

Badane substancje zawierały węgiel.

JEMY, ABY ŻYĆ, NIE ŻYJEMY, ABY JEŚĆ.

SOKRATES

1.6. Z CZEGO SĄ ZBUDOWANE ORGANIZMY ŻYWE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: atom, jon, cząsteczka;**
- **jak tworzy się różnego rodzaju wykresy i jak się odczytuje z nich dane.**

WĘGIEL DRZEWNY – to jeden z najstarszych materiałów rysunkowych. Powstaje w wyniku ogrzewania substancji organicznych (drewna) bez dostępu powietrza.

Organizmy żywe są zbudowane ze związków chemicznych. Niektóre z tych związków są bardzo skomplikowane, a inne prostsze. W ciągu 3 lat nauki chemii będziemy je kolejno poznawać. W żywych organizmach nie spotykamy swobodnych atomów, gdyż atomy pierwiastków występują związane w cząsteczkach lub w postaci jonów.

DOŚWIADCZENIE 8.

WYKONANIE

Do kilku probówek wrzuć kawałek marchewki, cebuli i włosa, nasyp łyżeczkę cukru (możesz spróbować użyć też innych produktów naturalnych). Ogrzewaj probówki w płomieniu palnika.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

SUSZENIE WARZYW I OWOCÓW NA SUSZARCE

Powyższe doświadczenie wykazało, że organizmy żywe zawierają węgiel, a pod wpływem ogrzewania ulegają zwęgleniu.

Kolejne doświadczenie ukazuje, że organizmy żywe zawierają też wodór i tlen – związane między innymi w cząsteczkach wody.

DOŚWIADCZENIE 9.

WYKONANIE

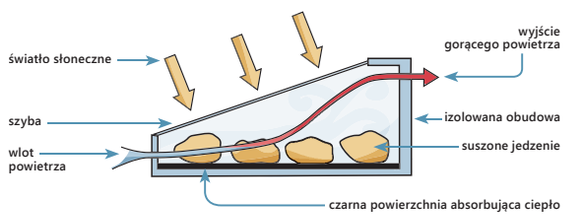
Weź kilka produktów spożywczych, np. warzywa lub owoce. Potnij je na plasterki i zważ. Następnie umieść je w suszarce do warzyw i owoców, wysusz i ponownie zważ. Oblicz różnicę masy tych produktów przed i po wysuszeniu oraz procent wody, jaki w sobie zawierają.

SUSZONE GRZYBY

Użyj gotowej suszarki do warzyw i owoców dostępnej w twoim domu lub wykonaj takie urządzenie samodzielnie według zamieszczonego poniżej projektu. Pamiętaj, że produkty spożywcze można też suszyć w piekarniku, na patelni, na słońcu lub w przewiewnym miejscu.

Przeprowadź obserwacje, dokonaj pomiaru masy i wyniki zapisz w zeszycie. Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Suszenie żywności jest najstarszą metodą jej konserwowania. W czasach pierwotnych suszono mięso i ryby, wykorzystując promienie słoneczne i wiatr. Obecnie używa się suszarni elektrycznych. Najpopularniejsze suszone produkty to: grzyby, warzywa i owoce (np. suszone rodzynki, tj. winogrona). W podobny sposób powstaje również mleko w proszku, kawa rozpuszczalna i tzw. kostki do zup.



RYSUNEK 1.8. Suszenie żywności jako sposób jej konserwacji.

Szczególną metodą suszenia jest liofilizacja (tj. suszenie zamrożonych produktów pod zmniejszonym ciśnieniem, wykorzystujące zjawisko sublimacji).

Pytanie do uczniów: co to jest sublimacja?

ĆWICZENIE 19.

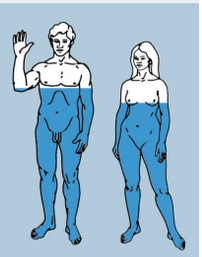
Zawartość procentowa wody w produktach spożywczych jest bardzo różna. Na podstawie poniższej tabeli oblicz, jaką masę będzie mieć 100 g danego produktu po jego całkowitym wysuszeniu. Przepisz poniższą tabelę do zeszytu i uzupełnij ją.

Produkt spożywczy	% zawartość wody	Masa 100 g produktu po wysuszeniu	Produkt spożywczy	% zawartość wody	Masa 100 g produktu po wysuszeniu
czekolada	3	97 g	wołowina	71	29 g
orzechy	5	95 g	banany	75	25 g
słonina	9	91 g	ryby	80	20 g
masło	16	84 g	jabłka	84	16 g
miód	20	80 g	marchew	89	11 g
ser żółty	36	64 g	truskawki	90	10 g
chleb	42	58 g	grzyby	93	7 g
frytki	57	43 g	pomidory	94	6 g
ketchup	65	35 g	ogórki	96	4 g

Uczniowie obliczają w parach masę 100 g produktu po wysuszeniu, a następnie wspólnie uzupełniają dane w tabeli. Który produkt jest najlżejszy po wysuszeniu? Czy można to było przewidzieć przed wykonaniem obliczeń?

Wraz z wiekiem zawartość wody w organizmie człowieka maleje.
Zakładając masę ciała 50 kg i wiek 13 lat: 0,6 • 50 kg = 30 kg. Organizm takiej osoby zawiera 30 kg wody. To dlatego uzupełnianie ubytków wody jest bardzo istotne.

PROCES SUSZENIA MIĘSA



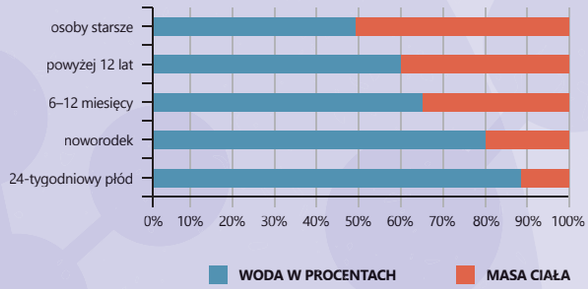
PROCENTOWA ZAWARTOŚĆ WODY W ORGANIZMIE MĘŻCZYZNY I KOBIETY

ĆWICZENIE 20.

Woda stanowi około 70% masy człowieka. Jednak zawartość ta zmienia się wraz z wiekiem.

Odczytaj na poniższym wykresie, jak zmienia się zawartość procentowa wody w organizmie człowieka w ciągu jego życia.

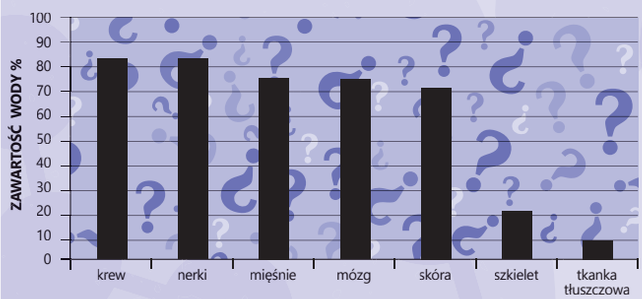
Oblicz, ile gramów wody znajduje się w twoim ciele.



Dokonaj obliczeń, wnioski zapisz w zeszycie.

ĆWICZENIE 21.

Nie wszystkie narządy człowieka są tak samo uwodnione. Krew zawiera aż 83% wody, nerki – 83%, mięśnie – 76%, mózg – 75%, skóra – 72%, szkielet (kości) – 22%, a tkanka tłuszczowa – tylko 10%. Na podstawie tych danych narysuj w zeszycie wykres słupkowy procentowej zawartości wody w poszczególnych organach człowieka.



Tlen, węgiel i wodór średnio stanowią odpowiednio 65%, 18% i 10% składu organizmów żywych. Kolejnymi ważnymi pierwiastkami są: azot, wapń, fosfor, potas, siarka, chlor, sód i magnez. 6 z nich (O, C, H, N, P, S) to tzw. **pierwiastki biogenne**, tj. pierwiastki niezbędne do budowy wszystkich organizmów żywych.

11 pierwiastków to **makroelementy**, tj. pierwiastki, których zawartość procentowa wynosi powyżej 0,01% (łącznie stanowią one około 99% masy organizmu). Zaliczamy do nich: pierwiastki biogenne (O, C, H, N, P, S) oraz Cl, Ca, Mg, K i Na. W przypadku człowieka makroelementami nazywa się te pierwiastki, których zapotrzebowanie w codziennej diecie przekracza 100 mg.

Pierwiastki występujące w organizmach żywych w bardzo małych ilościach to **mikroelementy**. U ludzi zapotrzebowanie na te pierwiastki wynosi poniżej 100 mg na dobę. Do mikroelementów w diecie człowieka zalicza się: I, Fe, F, B, Co, Cu, Cr, Zn, Mn, Mo, Se.

symbol atomu pierwiastka

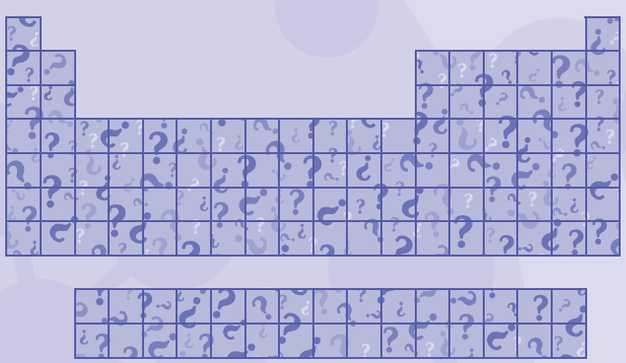
liczba atomów tego pierwiastka

H_2

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI WODORU

ĆWICZENIE 22.

Przerysuj schemat układu okresowego pierwiastków do zeszytu. Zaznacz na nim dwoma kolorami miejsca makroelementów i mikroelementów.



Skład procentowy organizmów żywych nie jest dokładnym odzwierciedleniem składu procentowego substancji występujących w środowisku. Świadczy to o tym, iż organizmy żywe mają zdolność do gromadzenia pierwiastków.

Umiesz już stwierdzić obecność węgla w substancji (przez jej prażenie i w efekcie zwęglenie) oraz wodoru i tlenu w cząsteczkach wody (przez suszenie). Czy można wykryć pozostałe pierwiastki?

Pojawia się ciemnogranatowy osad.

W roztworze były obecne jony żelaza(II).

Z czego są zbudowane otaczające nas substancje?

ANALIZA KRWI

Działem chemii, zajmującym się wykrywaniem poszczególnych związków chemicznych lub jonów, jest chemia analityczna. W codziennym życiu z pracą analityka można się spotkać np. podczas badań analitycznych krwi. Jej wyniki wskazują między innymi poziom hemoglobiny – czerwonego barwnika krwi. W skład cząsteczki hemoglobiny wchodzą 4 kationy żelaza – Fe^{2+}. W laboratorium chemicznym jony żelaza dwuwartościowego można wykryć np. w reakcji związku o nazwie i wzorze chemicznym: heksacyjanożelazian(III) potasu, $K_3[Fe(CN)_6]$. Z jonami żelaza dwuwartościowego Fe^{2+} daje on granatowy osad, zwany błękitem Turnbulla.

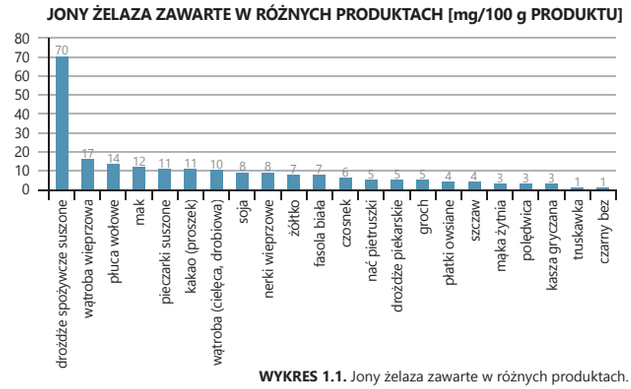
DOŚWIADCZENIE 10.

WYKONANIE

Do probówki wlej około 1 cm^3 dowolnej soli żelaza(II). Następnie dodaj do niej kilka kropli roztworu heksacyjanożelazianu(III) potasu.

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

Jony żelaza występują w wielu produktach spożywczych. Sprawdź, jak często jesz takie produkty.



WYKRES 1.1. Jony żelaza zawarte w różnych produktach.

Zapotrzebowanie na żelazo zależy od wieku, płci i stanu organizmu. U osób dorosłych wynosi ono powyżej 10 mg na dobę, u mężczyzn nie więcej jak 20 mg, u kobiet w okresie ciąży i karmienia ok. 30 mg. Osoby po zabiegach operacyjnych z dużą utratą krwi, kobiety ciężarne, kobiety karmiące oraz kobiety, które mają obfite menstruacje, powinny dodatkowo stosować pastylki zawierające żelazo. Oczywiście przed zażyciem leków należy skonsultować się z lekarzem.

W wielu produktach spożywczych dodatek heksacyjanożelazianu(II) potasu spowodował pojawienie się niebieskiego bądź ciemnoniebieskiego zabarwienia.

W produktach, w których pojawił się granatowy osad, zawarte były jony żelaza(III).

DOŚWIADCZENIE 11.

Wykrywanie jonów żelaza(III) w produktach spożywczych i multiwitaminach.

WYKONANIE

Przygotuj różne produkty spożywcze, a następnie ich niewielką ilość umieść kolejno w probówkach (w razie konieczności rozetrzyj produkt w moździerzu). Następnie dodaj do badanych próbek niewielką ilość kwasu solnego. Zawartość probówek ogrzej w płomieniu palnika. Do tak przygotowanych próbek dodaj kilka kropel heksacyjanożelazianu(II) potasu o wzorze $K_4[Fe(CN)_6]$.

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

Dawniej, na wsiach, dziecku, które miało anemię, dawano do zjedzenia specjalnie przygotowane jabłko. W jabłko wbijano żelazne gwoździe, które po kilku dniach wyjmowano. Zabieg ten powtarzano wielokrotnie. Wbij w jabłko żelazne gwoździe. Po kilku dniach spróbuj wykryć w nim żelazo.

W naszym organizmie istotną rolę odgrywają również inne pierwiastki. Należy dbać o to, aby przyjmować je z pożywieniem, gdyż ich niedobór może prowadzić do różnych schorzeń.

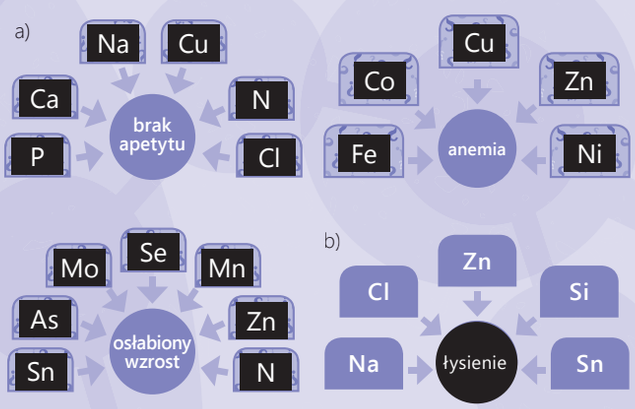
ĆWICZENIE 23.

Przerysuj do zeszytu poniższe schematy. Uzupełnij wolne miejsca, wpisując:

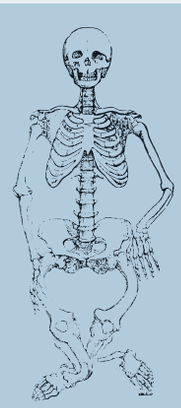
a) nazwy pierwiastków, których niedobór w organizmie skutkuje podanymi objawami,

b) skutki niedoboru wskazanych pierwiastków.

Skorzystaj z tabeli zamieszczonej na następnej stronie podręcznika.

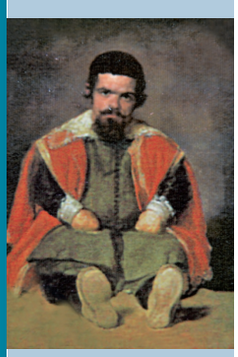


W edukacji należy rozróżnić mapy pojęć od map mentalnych (map umysłu). Mapy pojęć zawierają terminy (pojęcia) naukowe, wraz z łączącymi je relacjami. Są uporządkowane i nie mogą być konstruowane w dowolny sposób. Mapy mentalne (mapy umysłu) stanowią natomiast zbiór naszych własnych, prywatnych skojarzeń. Nie mogą one tym samym podlegać ocenie. Gdy zapoznajemy się z danym pojęciem na etapie gimnazjum, mamy już w naszym umyśle mniej lub bardziej precyzyjną mapę mentalną dotyczącą danego zjawiska. W miarę nauki powinna ona przekształcić się w mapę pojęcia. Błędne informacje powinny zostać usunięte, w zamian zaś powinny pojawić się precyzyjne opisy, łączące poszczególne elementy na mapie. Prezentowane tu mapy są bardzo ubogie – zawierają tylko centrum i pierwszy krąg. Można je rozbudować, polecając uczniom dopisać lub dorysować, w jakich produktach spożywczych występują dane pierwiastki.



KRZYWICA

WOLE



KARŁOWATOŚĆ – obraz Diego Velázqueza [diego welaskeza]

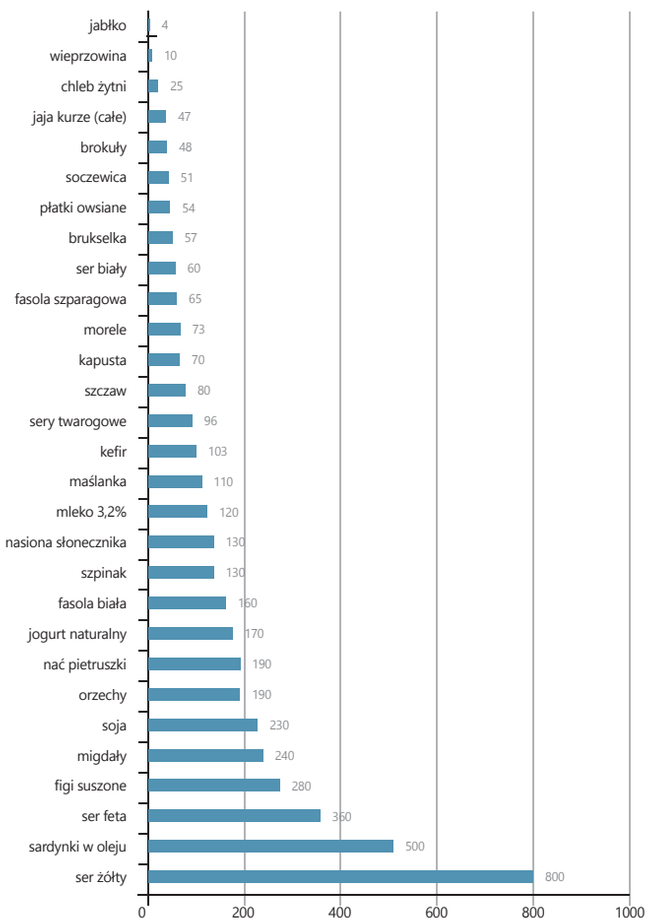
PIERWIASTEK	SKUTKI JEGO NIEDOBORU W ORGANIZMIE
tlen	śmierć organizmu
węgiel	śmierć organizmu
wodór	śmierć organizmu
azot	wychudzenie, osłabiony wzrost, osłabienie, brak apetytu, obrzęki, choroby wątroby
fosfor	łamliwość i zniekształcenia kości, zgrubienia stawów, brak apetytu, nerwowość, próchnica zębów
siarka	osłabiony wzrost
wapń	łamliwość i zniekształcenia kości (krzywica, osteoporoza), choroby zębów, zgrubienia stawów, zaburzania metabolizmu (np. biegunka), zaburzenia krzepnięcia krwi, bolesne skurcze mięśni, nerwowość, utrata apetytu
potas	dokuczliwe skurcze mięśni, ogólne osłabienie, choroby serca, nerek, apatia, uczucie splątania, suchość skóry, spowolnienie reakcji na bodźce
sód	utrata pobudliwości komórek, brak apetytu, matowość oczu, zanik połysku włosów (sierści), odwodnienie, niskie ciśnienie krwi, bolesne skurcze mięśni
chlor	zaburzenia trawienia i dolegliwości (jak przy niedoborze sodu)
magnez	zaburzenia układu nerwowego (rozdrażnienie, apatia), bolesne skurcze i drżenia mięśni, nieprawidłowa praca serca (np. arytmia), migreny
żelazo	niedokrwistość (anemia), osłabiony wzrost, ospałość, osłabiona odporność na choroby, bóle głowy (migreny), arytmia, upośledzenie funkcji poznawczych, zaburzone wchłanianie witamin z grupy B
fluor	próchnica zębów
cynk	anemia, powolne gojenie się ran, choroby skóry i włosów (łamliwość, łysienie), łamliwość paznokci, nowotwory, zanik mięśni, osłabiony wzrost, opóźnienie rozwoju (w tym dojrzałości płciowej), niepłodność u samców, upośledzenie funkcji poznawczych
krzem	choroby skóry (trądzik), wypadanie włosów, deformacje kości
jod	choroby tarczycy (np. wole), karłowatość, kretynizm, obrzęki
miedź	anemia, brak apetytu, ospałość, biegunka, niedowład kończyn
mangan	osłabienie wzrostu, osłabienie płodności, wychudzenie, deformacja kończyn
chrom	wzrost stężenia cholesterolu, niewłaściwe przyswajanie laktozy
selen	osłabienie wzrostu, osłabienie płodności, degeneracja mięśni i wątroby
bor	osłabienie zdolności uczenia się
molibden	osłabiony wzrost
nikiel	spowolniony metabolizm azotu oraz żelaza (skutkuje anemią)
wanad	osłabiony wzrost
cyna	zaburzenia wzrostu, zaburzenie płodności, łysienie
arsen	zaburzenia wzrostu, zaburzenie płodności
kobalt	anemia, zaburzenia krzepnięcia krwi i metabolizmu
stront	osłabienie układu kostnego

TABELA 1.3. Skutki niedoboru pierwiastków w organizmie.

Ciało ludzkie zawiera około 1,2 kg wapnia, który w 99% jest umiejscowiony w kościach i zębach. Kości nieprzerwanie czerpią świeży wapń dostarczany przez krew, jednocześnie wydalając do niej wapń „zużyty". Ten obieg trwa cały czas, dlatego kości nigdy nie są jednakowo mocne – ich właściwości fizyczne zmieniają się z godziny na godzinę. Ważne jest zatem, aby codziennie spożywać produkty bogate w wapń.

Biorąc pod uwagę, że przyswajalność wapnia z diety wynosi 10–40%, osoby dorosłe powinny spożywać na dobę minimum 1000 mg jonów wapnia, a młodzież – około 1500 mg.

Zaplanuj swój jadłospis na jeden dzień. Pamiętaj, że źródło wapnia mogą stanowić również wody mineralne.



WYKRES 1.2. Zawartość wapnia (mg) w przeliczeniu na 100 g lub 100 cm^3 produktu.

PRODUKTY SPOŻYWCZE ZAWIERAJĄCE JONY WAPNIA

Z czego są zbudowane otaczające nas substancje?

ZĄB ZAATAKOWANY PRÓCHNICĄ

Brak fosforu w pożywieniu prowadzi do próchnicy.

Organizm dorosłego człowieka zawiera około 0,7 kg fosforu, z czego 85% znajduje się w kościach (reszta wchodzi w skład mięśni, mózgu i płynów ustrojowych). Dzienne zapotrzebowanie na fosfor dla osób dorosłych wynosi 1–1,5 g. Do produktów zawierających dużą ilość związków fosforu (w 100 g produktu) należą: otręby i zarodki pszenne (1000–1100 mg), ser topiony (950 mg), sery żółte (460–780 mg), żółtko jaja kurzego (490 mg), orzechy (410–500 mg), sardynki w oleju (420 mg), warzywa strąkowe (400–420 mg), pstrąg, tuńczyk (380 mg), wątróbka i móżdżek (350 mg), ziarno pełne (250–350 mg), czekolada z pełnego mleka (240 mg), makaron (220 mg), wędlina (190–240 mg), cielęcina (190 mg), wołowina (160 mg), wieprzowina (150 mg).

Przykładowo: około 100 g żółtego sera plus około 200 g wędliny plus 50 g czekolady.

ĆWICZENIE 24.

Zastanów się, ile i jakich produktów spożywczych powinieneś zjeść, aby spożyć 1 gram fosforu.

SREBRNA ŁYŻECZKA POCZERNIAŁA PO KONTAKCIE ZE ZWIĄZKAMI SIARKI

Srebrne lub posrebrzane (tzw. platery) łyżeczki są przykładem przedmiotów, które czernieją pod wpływem zanieczyszczeń związkami siarki znajdującymi się w powietrzu.

Ze względu na dużą zawartość związków siarki w żółtku jajka nie powinno gotować się dłużej niż 10 minut. W przeciwnym razie możemy doprowadzić do wytworzenia się związków odpornych na działanie enzymów trawiennych przewodu pokarmowego. W takich jajach na obwodzie żółtka powstaje zielonoszara obwódka. Jest to siarczek żelaza(II) FeS, który powstał wskutek reakcji zachodzącej między siarką pochodzącą z białka a żelazem zawartym w żółtku. Związek ten nadaje jaju nieprzyjemny zapach.

W organizmie człowieka siarka stanowi 0,25%. Jej niedobór prowadzi do zaburzeń przemiany materii. Najwięcej związków siarki (w 100 g) zawierają: kuropatwa (400 mg), orzeszki ziemne (380 mg), kraby (300 mg), zielony groszek (250 mg), żółte sery (około 230 mg), tuńczyk (230 mg), mięso rekina (220 mg), polędwica (200 mg), rzeżucha (200 mg), brokuły (140 mg). Dużo związków siarki znajduje się też w żółtku jaj i w wytwarzanych z niego produktach (np. w majonezie).

Srebrna łyżeczka pokryła się czarnym nalotem.

DOŚWIADCZENIE 12.

WYKONANIE

Do surowego/ugotowanego na miękko żółtka lub majonezu włóż srebrną/posrebrzaną łyżeczkę. Po paru godzinach wyjmij ją i sprawdź efekt.

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

Srebro reaguje z siarką, ulegając widocznym zmianom, dlatego przy pomocy srebra można wykryć obecność siarki w różnych substancjach.

Często używane srebrne lub posrebrzane łyżeczki (tzw. platery) są przykładem przedmiotów, które czernieją pod wpływem zanieczyszczeń związkami siarki znajdującymi się w powietrzu.

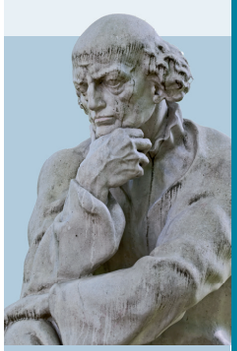
Kolejnym ważnym pierwiastkiem, którego nie może zabraknąć w pożywieniu, jest magnez. Występuje w postaci jonów Mg^{2+}. Jego niedobór może prowadzić do poważnych zaburzeń w organizmie, takich jak: nieprawidłowa praca serca, depresja, zaburzenia koncentracji, stany lękowe, nadciśnienie, bóle głowy i mięśni i wiele innych. Najwięcej tego pierwiastka zawierają kości i mięśnie, gromadząc 75% wszystkich jonów magnezu w organizmie. Pozostała część mieści się w innych partiach ciała. Jony magnezu uczestniczą w licznych procesach biochemicznych.

Aby zapewnić prawidłowe funkcjonowanie organizmu, należy przyjmować jony magnezu z pożywieniem w ilości 300–400 mg na dobę. Produkty spożywcze bogate w ten pierwiastek to: kakao, kasza gryczana, czekolada, fasola biała, groch, orzechy laskowe, płatki owsiane, makrela, dorsz. Jony magnezu zawarte w pożywieniu nie zawsze są dobrze przyswajalne, dlatego niekiedy stosuje się farmakologiczne suplementy diety będące źródłem tego pierwiastka.

ĆWICZENIE 25.

Korzystając z informacji, które zawarte są w podręczniku, na opakowaniach produktów spożywczych oraz w Internecie, zaprojektuj swój jadłospis na jeden dzień w taki sposób, aby uwzględniał wszystkie potrzebne makro- i mikroelementy.

Niektóre osoby, przesadnie dbające o swoje zdrowie, nie tylko prawidłowo się odżywiają, ale dodatkowo zażywają wiele różnorodnych preparatów multiwitaminowych. Takie zachowanie również jest niebezpieczne dla zdrowia! Trzeba bowiem pamiętać o zasadzie popularyzowanej już w XVI wieku przez Paracelsusa: „Wszystko jest trucizną i nic nie jest trucizną, bo tylko dawka czyni truciznę" (łac. *Omnia sunt venena, nihil est sine veneno. Sola dosis facit venenum*). Dlatego nadmierne zażywanie witamin czy mikroelementów może doprowadzić do choroby.



PARACELSUS

XV-wieczny alchemik i lekarz. Uważany za ojca współczesnej medycyny.

Umiejętność wyszukiwania wiarygodnych informacji i ich właściwego przedstawiania (odpowiednia zawartość merytoryczna, forma graficzna i czas prezentacji) jest jedną z kluczowych kompetencji, które powinien osiągnąć uczeń po zakończeniu gimnazjum.

Mówiąc o roli makro- i mikroelementów w zachowaniu dobrego zdrowia, warto wspomnieć o zagrożeniach płynących ze stosowania diety wegetariańskiej. Dieta bezmięsna, obok niewątpliwych zalet (ochronny wpływ na serce i układ krążenia, mniejsze ryzyko raka piersi, jelita grubego i prostaty, pozytywny wpływ na funkcjonowanie układu odpornościowego i nerwowego), ma także bardzo istotne wady. Osoby, które całkowicie rezygnują z pokarmów mięsnych, są zagrożone niedoborem jonów żelaza (objawiającym się w skrajnych przypadkach anemią) oraz niedoborem witaminy B_{12} (niezbędnej do prawidłowego wchłaniania jonów żelaza i właściwego funkcjonowania układu nerwowego).

ĆWICZENIE 26.

Korzystając z informacji zawartych poniżej, zaobserwuj, na które części organizmu człowieka działa negatywnie nadmiar mikro- i makroelementów.

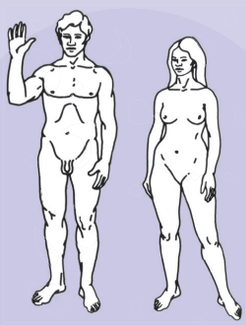
Sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

JOD
zaburzenia pracy układu oddechowego, deformacja krtani, tarczycy

WAPŃ
nadmierna pobudliwość, zawał serca, kamica nerkowa, miażdżyca, łamliwość żył

FLUOR
deformacja kości zatok zębowych i nosowych

FOSFOR
zbytnia elastyczność żył, zatory i zawały serca, niedotlenienie mózgu, spadek ciśnienia krwi



CHROM
nadpobudliwość nerwowa i mięśniowa, padaczka, stany padaczkowe

ŻELAZO
nadmierna produkcja czerwonych krwinek: marskość wątroby, zawał serca, zatory w mózgu

SELEN
nadpobudliwość mięśniowa, nadprodukcja białych krwinek – organizm nie rozpoznaje własnych komórek i je niszczy

CYNK
gigantyzm (zwłaszcza płodu), rozstrojenie układu pokarmowego

MIEDŹ
szok alergiczny: napady duszności, rozedma, niedokrwienie mózgu – śmierć

MOLIBDEN
nadmierne przesyłanie impulsów nerwowych (tiki, skurcze), wypadanie włosów, martwica macierzy paznokci

MANGAN
zwapnienie kości i stawów

Sprawdź na opakowaniach produktów spożywczych, które jesz, oraz na ulotkach suplementów diety, czy nie przekraczasz znacznie zalecanych dawek poszczególnych mikro- i makroelementów. Weź pod uwagę fakt, że nieznaczne przekroczenie nie jest groźne, ponieważ człowiek nie przyswaja całej podanej dawki.

1.7. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Opisz właściwości substancji będących głównymi składnikami stosowanych na co dzień produktów (np. soli kamiennej, cukru, mąki, wody, miedzi, żelaza).
2. Wykonaj doświadczenia, w których zbadasz właściwości wybranych substancji.
3. Odczytaj z układu okresowego podstawowe informacje o pierwiastkach (symbol, nazwę, liczbę atomową, masę atomową). Przećwicz tę umiejętność dla następujących pierwiastków: wodór, lit, beryl, sód, magnez.
4. Podaj definicję pierwiastka.
5. Opisz, jak jest zbudowany atom.
6. Podaj definicje pojęć dotyczących budowy atomu.
7. Ustal liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie danego pierwiastka, gdy znasz liczbę atomową i masową.
8. Wyjaśnij związek pomiędzy podobieństwem właściwości pierwiastków zapisanych w tej samej grupie układu okresowego a budową atomów i liczbą elektronów walencyjnych.
9. Wyjaśnij, czym różni się atom od cząsteczki.
10. Zinterpretuj zapisy: H_2, 2H, $2H_2$.
11. Opisz rolę elektronów walencyjnych w łączeniu się atomów.
12. Na przykładzie cząsteczek H_2, Cl_2, O_2, N_2, CO_2, H_2O, HCl, NH_3 opisz powstawanie wiązań atomowych (kowalencyjnych).
13. Zapisz w zeszycie wzory sumaryczne i strukturalne następujących cząsteczek: wodoru, chloru, azotu, tlenku węgla(IV), wody, chlorowodoru, amoniaku.
14. Podaj definicję jonu i opisz, jak powstają jony.
15. Zapisz elektronowo mechanizm powstawania jonów (na przykładzie atomów: Na, Mg, Al, Cl, S).
16. Porównaj właściwości związków kowalencyjnych i jonowych (stan skupienia, rozpuszczalność w wodzie, temperatury topnienia i wrzenia).
17. Podaj definicję wartościowości.
18. Odczytaj z układu okresowego maksymalną wartościowość dla pierwiastków grup: 1., 2., 13., 14., 15., 16. i 17.
19. Napisz w zeszycie wzory sumaryczne związków wodoru i tlenu z pierwiastkami 2. okresu (najpierw odczytaj wartościowość tych pierwiastków względem tlenu i wodoru).
20. Narysuj w zeszycie wzór strukturalny cząsteczki związku dwupierwiastkowego (o wiązaniach kowalencyjnych) o znanych wartościowościach pierwiastków.

ODPOWIEDZI

1. Właściwości substancji możemy podzielić na fizyczne (stan skupienia, barwa, zapach, temperatura topnienia, temperatura wrzenia, gęstość, ciągliwość, kowalność, kruchość, przewodzenie prądu elektrycznego i ciepła, rozpuszczalność) i chemiczne (jak dana substancja zachowuje się wobec innych substancji).

   Sól kamienna – jest ciałem stałym, krystalicznym o białej barwie, bez zapachu, krucha, rozpuszczalna w wodzie; identyczne właściwości ma cukier spożywczy.

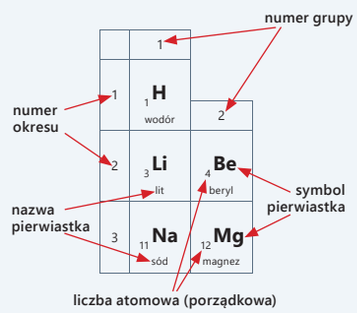
   Mąka – jest ciałem stałym, o białej barwie, bez zapachu, słabo rozpuszczalna w wodzie – tworzy zawiesinę.

   Woda – jest cieczą, temperatura topnienia to 0°C, a wrzenia 100°C.

   Miedź – jest ciałem stałym o charakterystycznym miedzianym połysku, jest kowalna, ciągliwa, przewodzi ciepło i prąd elektryczny, nie rozpuszcza się w wodzie. Identyczne właściwości ma żelazo (jedyną różnicą jest barwa – srebrzysta).

2. Aby sprawdzić stan skupienia, barwę, zapach, należy wykorzystać tylko nasze zmysły (wzrok i węch). Aby sprawdzić ciągliwość, kowalność lub kruchość, wystarczy ułożyć badaną substancję na kowadle i uderzać w nią młotkiem. Rozpuszczalność można zbadać, wrzucając niewielką ilość badanej substancji do większej ilości rozpuszczalnika. Przewodzenie prądu można zbadać, budując prosty obwód elektryczny, w skład którego wchodzi żarówka, bateria oraz dwie elektrody grafitowe. Przewodzenie ciepła można badać na różne sposoby. Najprościej ogrzewać jeden koniec substancji, a na drugim sprawdzić wzrost temperatury.

3. Z układu okresowego można odczytać wiele informacji o pierwiastkach. Do podstawowych informacji należą: symbol, nazwa, liczba atomowa, masa atomowa. Dla wymienionych pierwiastków dane te prezentują się następująco:



RYSUNEK 1.9. Wodór, lit, beryl, sód i magnez w układzie okresowym pierwiastków chemicznych.

SYMBOL	NAZWA	LICZBA ATOMOWA	MASA ATOMOWA
H	wodór	1	1,01u
Li	lit	3	6,94u
Be	beryl	4	9,01u
Na	sód	11	22,99u
Mg	magnez	12	24,30u

TABELA 1.4. Symbol, liczba atomowa i masa atomowa wodoru, litu, berylu, sodu oraz magnezu.

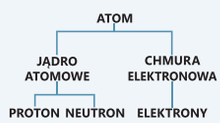
4. **ZAPAMIĘTAJ**

PIERWIASTEK CHEMICZNY – zbiór atomów mających **taką samą liczbę protonów** w jądrze atomowym.

5. Dla chemika atom jest najmniejszą częścią substancji zachowującą jej chemiczne właściwości.

Atom jest zbudowany z mniejszych elementów:
- w środku atomu znajduje się jądro atomowe,
- jądro to otoczone jest chmurą elektronową.

Te elementy nie są też kresem podziału materii, gdyż:
- w jądrze znajdują się protony i neutrony,
- chmurę tę może tworzyć 1 elektron, 2, 3 elektrony, a nawet ponad 100 elektronów.



RYSUNEK 1.10. Schemat budowy atomu.

6. Definicje pojęć dotyczące budowy atomu.

ZAPAMIĘTAJ

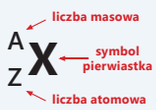
PROTON – cząstka elementarna (z grupy barionów) obdarzona **dodatnim ładunkiem elektrycznym**, który oznacza się jako „+1".

NEUTRON – cząstka elementarna (z grupy barionów) **niemająca ładunku elektrycznego** (elektrycznie obojętna).

ELEKTRON – cząstka elementarna (z grupy leptonów) obdarzona **ujemnym ładunkiem elektrycznym**, który oznacza się jako „–1".

ELEKTRONY WALENCYJNE – elektrony odpowiedzialne za tworzenie wiązań chemicznych, zlokalizowane na orbitalach najbardziej oddalonych od jądra atomu.

7. Liczba protonów w jądrze atomu jest równa liczbie elektronów tworzących chmurę elektronową i liczbie atomowej (porządkowej). Natomiast liczba neutronów w atomie danego pierwiastka jest równa różnicy między liczbą masową a liczbą protonów. (Uwaga! Liczba masowa to nie masa pierwiastka). Dla pierwiastka $^{16}_{8}C$ o liczbie atomowej równej 6, a liczbie masowej równej 14 – liczba protonów równa się liczbie elektronów i wynosi 6, a liczba neutronów równa się 14 – 6 = 8.



RYSUNEK 1.11. Liczba masowa i liczba atomowa pierwiastka.

8. Ponieważ konfiguracja elektronowa atomów pierwiastków z tej samej grupy układu okresowego wykazuje pewne podobieństwa, będzie to widoczne w podobnych właściwościach chemicznych pierwiastków tej samej grupy układu okresowego.

9. **ZAPAMIĘTAJ**

CZĄSTECZKA – atomy połączone ze sobą za pomocą wiązania chemicznego.

10. H_2 to jedna dwuatomowa cząsteczka wodoru; 2H to dwa atomy wodoru (niepołączone), $2H_2$ to dwie (dwuatomowe) cząsteczki wodoru. Analogicznie O_2 to jedna dwuatomowa cząsteczka tlenu, O_3 to jedna trzyatomowa cząsteczka tlenu – tj. ozon, $3O_2$ to trzy dwuatomowe cząsteczki tlenu, a $2O_3$ to dwie trzyatomowe cząsteczki tlenu, 5O to pięć atomów tlenu (niepowiązane żadnymi wiązaniami).

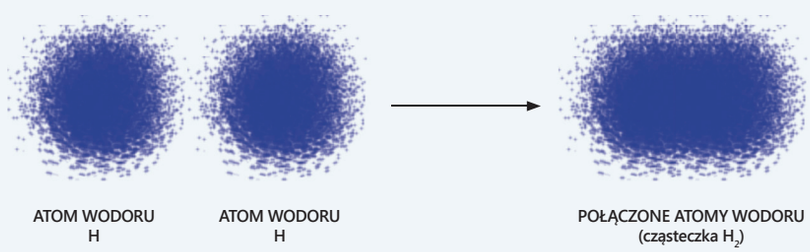
11. Rola elektronów walencyjnych w łączeniu się atomów:

Za tworzenie wiązań chemicznych odpowiedzialne są te elektrony, które są zlokalizowane (umieszczone) najdalej od jądra atomu – tj. te, które znajdują się na najbardziej wysuniętym poziomie energetycznym. W przypadku atomu tlenu znajdujące się na orbitalach 2s i 2p. Takie elektrony nazywamy **elektronami walencyjnymi**.

Wśród elektronów walencyjnych wyróżniamy elektrony niesparowane (zlokalizowane na niecałkowicie zapełnionych orbitalach) oraz te, które są sparowane (zlokalizowane na całkowicie zapełnionych orbitalach). Elektrony, które nie są sparowane, biorą bezpośrednio udział w tworzeniu wiązań chemicznych, natomiast elektrony sparowane nazywane są wolnymi parami elektronowymi. Wolne pary elektronowe mogą w odpowiednich warunkach ulegać rozparowaniu i również tworzyć wiązania chemiczne. Obecność wolnych par elektronowych ma znaczny wpływ na kształt cząsteczki.

12. Na przykładzie cząsteczek H_2, Cl_2, O_2, N_2, CO_2, H_2O, HCl, NH_3 opisz powstawanie wiązań atomowych (kowalencyjnych).

Wiązanie w cząsteczce wodoru powstaje, kiedy zbliżają się do siebie dwa atomy wodoru. W pewnej niewielkiej odległości (około 0,07 nm) ich chmury elektronowe nałożą się na siebie, co spowoduje powstanie oddziaływania, które doprowadzi do obniżenia energii układu. W ten sposób powstanie wiązanie chemiczne, które nazywa się wiązaniem kowalencyjnym (atomowym).



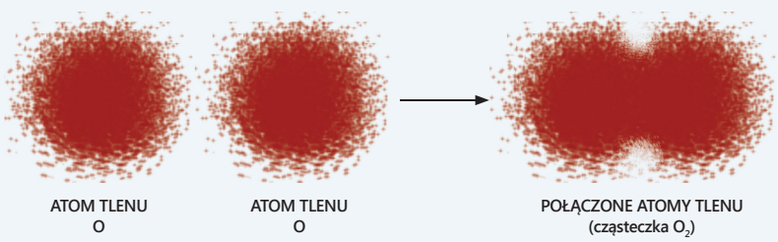
POWTÓRZONY RYSUNEK 1.3. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru.

Chmura elektronowa każdego z atomów wodoru była utworzona z jednego elektronu. W wyniku połączenia atomów nastąpiło współdzielenie obszarów z elektronami. Od tej chwili oba atomy połączone wiązaniem kowalencyjnym będą korzystać wspólnie z obu elektronów. W wyniku połączenia się atomów wodoru powstała cząsteczka wodoru H-H.

W podobny sposób powstaje wiązanie w przypadku cząsteczki Cl_2 (i wszystkich fluorowców: F_2, Br_2, I_2): atomy pierwiastków (np. chloru) zbliżają się na odległość pozwalającą na nałożenie się na siebie ich chmur elektronowych. Atom chloru (a także atomy wszystkich pierwiastków z 17. grupy) ma wśród elektronów walencyjnych 1 niesparowany elektron i to on właśnie weźmie udział w utworzeniu wiązania w cząsteczce chloru. Ponieważ każdy z atomów chloru udostępnił do wspólnego obszaru z elektronami po 1 niesparowanym elektronie, wytworzyło się wiązanie pojedyncze: Cl-Cl. W wyniku połączenia atomów nastąpiło współdzielenie obszarów z elektronami. Od tej pory oba połączone wiązaniem kowalencyjnym atomy będą korzystać wspólnie z obu elektronów.

Atomy tlenu zbliżają się na odległość pozwalającą na nałożenie się na siebie ich chmur elektronowych. Z uwagi na fakt, że atom tlenu ma wśród elektronów walencyjnych 2 niesparowane elektrony, to one wezmą udział w utworzeniu cząsteczki tlenu.

Podsumowanie



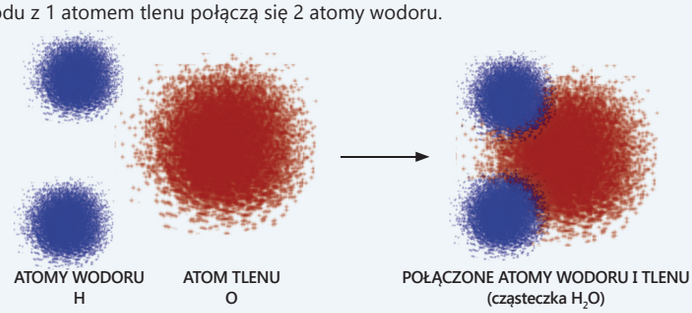
POWTÓRZONY RYSUNEK 1.4. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów tlenu.

Ponieważ każdy z atomów tlenu udostępnił do wspólnego obszaru z elektronami po 2 niesparowane elektrony, wytworzyło się wiązanie podwójne, co we wzorze strukturalnym zaznaczamy za pomocą podwójnej kreski: O=O.

Atomy azotu zbliżają się na odległość pozwalającą na nałożenie się na siebie ich chmur elektronowych. Atom azotu ma wśród elektronów walencyjnych 3 niesparowane elektrony, to właśnie one wezmą udział w utworzeniu cząsteczki tlenu. Ponieważ każdy z atomów azotu udostępnił do wspólnego obszaru z elektronami po 3 niesparowane elektrony, wytworzyło się wiązanie potrójne, co we wzorze strukturalnym zaznaczamy za pomocą potrójnej kreski: N≡N.

Jedną z metod otrzymania tlenku węgla(IV), tj. związku o wzorze sumarycznym CO_2, jest spalanie węgla w tlenie. Atom węgla ma 4 elektrony, natomiast atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, z których 2 są niesparowane. Wynika z tego, że atom tlenu może zaangażować 2 elektrony do tworzenia wiązania, natomiast atom węgla 4. Z tego powodu z 1 atomem węgla połączą się 2 atomy tlenu, co można zapisać za pomocą wzoru strukturalnego: O=C=O.

Aby powstała cząsteczka wody, musi nastąpić połączenie atomów wodoru i tlenu. Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, z których 2 są niesparowane. Wynika z tego, że atom tlenu może zaangażować 2 elektrony do tworzenia wiązania, natomiast atom wodoru 1. Z tego powodu z 1 atomem tlenu połączą się 2 atomy wodoru.



POWTÓRZONY RYSUNEK 1.5. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru i atomu tlenu.

Połączone ze sobą 2 atomy wodoru i 1 atom tlenu utworzyły cząsteczkę nowej substancji chemicznej – **wody**.

Wiązania chemiczne, które powstały pomiędzy atomami tlenu i wodoru, są bardzo podobne do tych, które powstały pomiędzy atomami w cząsteczkach pierwiastków.

Wiązanie powstało przez nałożenie się obszarów z elektronami i współdzielenie tych obszarów. Atom tlenu silniej jednak przyciąga do siebie elektrony, więc utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu tlenu. Takie wiązanie kowalencyjne, w którym chmura elektronowa przesunięta jest bliżej któregoś z połączonych atomów, nazywamy wiązaniem **kowalencyjnym (atomowym) spolaryzowanym**.

Aby powstała cząsteczka o wzorze HCl, musi dojść do połączenia chmur elektronowych chloru i wodoru. Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom chloru ma 7 elektronów walencyjnych, z których 1 jest niesparowany. Wynika z tego, że zarówno atom chloru, jak i wodoru mogą zaangażować 1 elektron do tworzenia wiązania. Z tego powodu z 1 atomem chloru połączy się 1 atom wodoru: H-Cl. Wiązanie powstało przez nałożenie się obszarów z elektronami i współdzielenie tych obszarów. Atom chloru silniej jednak przyciąga do siebie elektrony, więc utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu chloru. Powstało wiązanie kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane.

Aby powstała cząsteczka o wzorze NH_3, musi dojść do połączenia chmur elektronowych azotu i wodoru. Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom azotu ma 5 elektronów walencyjnych, z których 3 są niesparowane. Wynika z tego, że atom azotu może zaangażować do tworzenia wiązania 3 elektrony, a atom wodoru 1. Z tego powodu z jednym atomem azotu połączą się 3 atomy wodoru. Wiązanie powstało przez nałożenie się obszarów z elektronami i współdzielenie tych obszarów. Atom azotu silniej przyciąga do siebie elektrony, więc utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu azotu. Powstało wiązanie kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane.

13. Wzory sumaryczne i strukturalne wybranych cząsteczek.

WODÓR	CHLOR	AZOT	TLENEK WĘGLA(IV)	WODA	CHLOROWODÓR	AMONIAK
H_2	Cl_2	N_2	CO_2	H_2O	HCl	NH_3
H−H	Cl−Cl	N≡N	O=C=O		H−Cl	

TABELA 1.5. Wzory sumaryczne i strukturalne wybranych cząsteczek.

14. **! ZAPAMIĘTAJ**

JON – atom lub grupa atomów mająca dodatni bądź ujemny ładunek elektryczny.
Jon o ładunku dodatnim nosi nazwę: **KATION**.
Jon o ładunku ujemnym nosi nazwę: **ANION**.

Kationy powstają w wyniku oddania elektronów przez atom, natomiast aniony powstają w wyniku przyjęcia elektronu przez atom.

Gdy atom oddaje elektrony, tworzy się **kation**, jego chmura elektronowa jest mniejsza niż chmura elektronowa atomu, z którego powstał. **Anion** powstaje w wyniku przyjęcia elektronów – dlatego chmura elektronowa anionu jest większa niż chmura elektronowa atomu, z którego powstał.

15. Mechanizm powstawania jonów (na przykładzie atomów: Na, Mg, Al, Cl, S).

$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$,

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^{-}$,

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

$Cl + e^{-} \rightarrow Cl^{-}$,

$S + 2e^{-} \rightarrow S^{2-}$.

16. Porównanie właściwości związków kowalencyjnych i jonowych:

ZWIĄZKI O WIĄZANIACH KOWALENCYJNYCH (ATOMOWYCH)	ZWIĄZKI O WIĄZANIACH JONOWYCH
Występują w trzech stanach skupienia. Niektóre tworzą w stanie stałym dwa rodzaje kryształów: ■ cząsteczkowe, ■ kowalencyjne.	W stanie stałym tworzą jonową sieć krystaliczną. W takiej sieci nie ma cząstek, stanowi ona zbiór ułożonych na przemian jonów dodatnich i ujemnych.
Nie przewodzą prądu elektrycznego (z wyjątkiem grafitu).	Stopione związki i ich roztwory wodne przewodzą prąd elektryczny.
Substancje kowalencyjne z wiązaniem niespolaryzowanym lub słabo spolaryzowanym rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych.	Dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, np. w wodzie. Nie rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych, np. w eterze, benzynie.
Substancje kowalencyjne tworzące kryształy cząsteczkowe mają niskie temperatury topnienia i wrzenia. Kryształy kowalencyjne typu diament są bardzo trwałe – topią się w wysokiej temperaturze.	Mają wysoką temperaturę topnienia i wrzenia.
Reagują wolno (warunkiem zajścia reakcji jest rozerwanie wiązania).	Reakcje z udziałem związków jonowych zachodzą bardzo szybko.

TABELA 1.6. Porównanie właściwości związków kowalencyjnych i jonowych.

17. ! **ZAPAMIĘTAJ**

WARTOŚCIOWOŚĆ – liczba wiązań, które tworzy atom, łącząc się z atomami innych pierwiastków.

18. Odczytaj z układu okresowego maksymalną wartościowość dla pierwiastków grup: 1., 2., 13., 14., 15., 16. i 17.

Wartościowość jest liczbą wiązań utworzonych przez konkretny atom w danym związku chemicznym. Wartościowość pierwiastka można określić na podstawie wiedzy o elektronach walencyjnych. O tym, ile elektronów walencyjnych będzie miał atom danego pierwiastka, możemy dowiedzieć się z jego konfiguracji elektronowej lub położenia pierwiastka w układzie okresowym. Liczba elektronów walencyjnych dla pierwiastków grup 1., 2., 13.–18. będzie równa liczbie jedności w numerze grupy. Tak więc pierwiastek położony w grupie 13. układu okresowego będzie miał 3 elektrony walencyjne, a pierwiastek położony w grupie 16. – 6 elektronów walencyjnych.

Maksymalna wartościowość dla pierwiastków grup:

NR GRUPY	1.	2.	13.	14.	15.	16.	17.
MAKSYMALNA WARTOŚCIOWOŚĆ	I	II	III	IV	V	VI	VII

TABELA 1.7. Maksymalna wartościowość pierwiastków dla różnych grup.

19. Wzory sumaryczne związków wodoru i tlenu z pierwiastkami 2. okresu (najpierw odczytaj wartościowość tych pierwiastków względem tlenu i wodoru).

NR GRUPY	1.	2.	13.	14.	15.	16.	17.
SYMBOL PIERWIASTKA	Li	Be	Al	C	N	O	Cl
MAKSYMALNA WARTOŚCIOWOŚĆ	I	II	III	IV	V	VI	VII
WZÓR ZWIĄZKU Z WODOREM	LiH	BeH_2	AlH_3	CH_4	NH_3	H_2O	HCl
WZÓR ZWIĄZKU Z TLENEM	Li_2O	BeO	Al_2O_3	CO_2	N_2O_3		Cl_2O

TABELA 1.8. Wzory sumaryczne związków wodoru i tlenu z pierwiastkami 2. okresu.

20. Wzory strukturalne cząsteczek związku dwupierwiastkowego (o wiązaniach kowalencyjnych) o znanych wartościowościach pierwiastków.

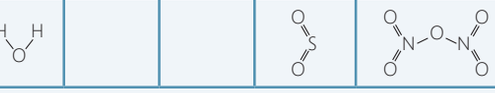
WARTOŚCIOWOŚĆ	1	2	3	4	5	6
1	H – Cl					
2						

TABELA 1.9. Wzory strukturalne cząsteczek związku dwupierwiastkowego o znanych wartościowościach pierwiastków.

2. JAKIE PRZEMIANY ZACHODZĄ W OTACZAJĄCYM NAS ŚWIECIE?

NIE STARCZY UST DO WYMÓWIENIA
PRZELOTNYCH IMION TWOICH, WODO.

WISŁAWA SZYMBORSKA, „WODA"

2.1. CO TO JEST CIĘŻKA WODA?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: proton, neutron, liczba masowa, atom, jon, cząsteczka;**
- **jak z układu okresowego odczytuje się masę atomów poszczególnych pierwiastków.**

Podczas II wojny światowej, w ramach programu budowy bomby atomowej, niemieccy uczeni wykorzystywali tzw. ciężką wodę. Co oznacza ten termin? Czy ciężka woda naprawdę jest cięższa od „zwykłej" wody?

Woda jako substancja jest zbudowana z cząsteczek wody o wzorze sumarycznym H_2O, co oznacza, że jej cząsteczki powstały z 2 atomów wodoru i 1 atomu tlenu, połączonych ze sobą wiązaniami. Możemy obliczyć masę tych cząsteczek. W tym celu musimy poznać masy atomów wodoru oraz tlenu.

Jak wiemy z poprzednich lekcji, atom jest zbudowany z jądra oraz chmury elektronowej. Jądro składa się z protonów i neutronów o masach wynoszących:

- masa protonu: m_p = 1,00727u,
- masa neutronu: m_n = 1,00866u.

O przynależności atomu do danego pierwiastka decyduje liczba protonów w jądrze atomowym, ale w definicji pierwiastka nie określa się liczby neutronów. Atomy danego pierwiastka mogą różnić się ich liczbą w jądrze. Atomy, które mają taką samą liczbę protonów w jądrze, ale różną liczbę neutronów, nazywamy **izotopami**. Nazwa ta pochodzi z języka greckiego (*izo* – taki sam, *topos* – miejsce). Atomy izotopów zajmują to samo miejsce w układzie okresowym.

Pytanie skorelowane z wiedzą historyczną, przeznaczone zatem dla ucznia zainteresowanego historią: do czego Niemcy wykorzystywali ciężką wodę w trakcie II wojny światowej.

Informacja ta jest przypomnieniem, jak powstaje cząsteczka wody.

Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że znają już przedrostek -izo, wykorzystany na przykład w słowach izotermy oraz izobary (linie łączące punkty o takim samym ciśnieniu lub temperaturze).

Uczniowie powtarzają definicję.

Deuter został odkryty w 1931 roku przez H. C. Ureya, chemika z Uniwersytetu Columbia. Za to odkrycie otrzymał on Nagrodę Nobla w dziedzinie chemii w 1934 roku. Deuter występuje naturalnie w przyrodzie, gdzie na 7000 części wodoru przypada jedna część deuteru.

IZOTOPY WODORU

prot

$^{1}_{1}H$

deuter

$^{2}_{1}H$ lub $^{2}_{1}D$

tryt

$^{3}_{1}H$ lub $^{3}_{1}T$

! ZAPAMIĘTAJ

IZOTOPY – atomy tego samego pierwiastka, które zawierają taką samą liczbę protonów w jądrze, lecz różną liczbę neutronów.

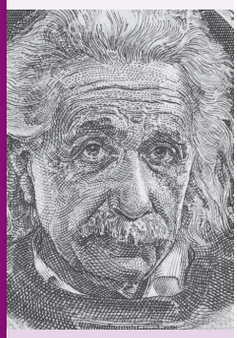
Aż 99,974% atomów wodoru ma w jądrze tylko 1 proton – ich liczba masowa wynosi 1. Ten izotop nosi nazwę **prot**. Natomiast 0,016% atomów wodoru ma w jądrze 1 proton i 1 neutron – ich liczba masowa wynosi 2. Atomy te nazywa się ciężkim wodorem lub **deuterem**. Mają one nawet swój symbol chemiczny **D**.

Śladowe ilości atomów wodoru mają w jądrze 1 proton i 2 neutrony – ich liczba masowa wynosi 3. Atomy te nazywa się **trytem**, a ich symbol chemiczny to **T**. Izotopy innych pierwiastków nie mają swoich odrębnych nazw i symboli.

ĆWICZENIE 25.

Z poniższej tabeli wybierz atomy, które są izotopami tego samego pierwiastka. Zapisz je w zeszycie. Podaj nazwy ukrytych pierwiastków.

węgiel	$^{12}_{6}$?	$^{14}_{7}$?	$^{14}_{6}$?	$^{16}_{8}$?	$^{13}_{6}$?
siarka	$^{32}_{15}$?	$^{33}_{16}$?	$^{34}_{16}$?	$^{35}_{17}$?	$^{36}_{16}$?
potas	$^{39}_{19}$?	$^{40}_{19}$?	$^{40}_{20}$?	$^{40}_{18}$?	$^{41}_{19}$?



ALBERT EINSTEIN
[albert ajnsztajn]
(1879–1955)
Laureat Nagrody Nobla w dziedzinie fizyki w 1921 roku.

Poszczególne izotopy mają różne liczby masowe, a co za tym idzie – różne masy. Wydawałoby się, że masy poszczególnych izotopów powinny być sumą mas protonów i neutronów wchodzących w skład tego izotopu. Jednakże z dokładnej analizy mas poszczególnych izotopów wynika, że masa izotopów jest mniejsza niż suma mas nukleonów (protonów i neutronów). Skąd więc „ubytek" (deficyt) masy? Wszyscy doskonale znają słynne równanie Alberta Einsteina $E = mc^2$, które mówi o równoważności masy i energii. Ubytek masy jest równoważny energii potrzebnej na utrzymanie protonów i neutronów w jądrze. Zjawisko to jest wykorzystywane w energetyce jądrowej. Masy poszczególnych izotopów są wyznaczane eksperymentalnie i można je odszukać w odpowiednich tabelach. Większość pierwiastków występuje w postaci kilku izotopów, więc posługiwanie się ich poszczególnymi masami w praktyce byłoby kłopotliwe. Dla-

tego wprowadzono pojęcie masy atomowej. Wartość tę oblicza się z uwzględnieniem mas poszczególnych izotopów i zawartości procentowej poszczególnych izotopów.

! ZAPAMIĘTAJ

MASA ATOMOWA (standardowa masa atomowa) – średnia ważona mas izotopów występujących naturalnie w przyrodzie.

Masę atomową pierwiastka występującego w postaci ***n*** izotopów obliczamy:

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

Przykład

Obliczmy masę atomową chromu. Pierwiastek ten występuje w przyrodzie w postaci 4 izotopów: ^{50}Cr, ^{52}Cr, ^{53}Cr, ^{54}Cr. Każda z tych odmian występuje w różnych ilościach. Zawartość procentową poszczególnych izotopów chromu przedstawiono w tabeli 2.1.

IZOTOP	^{50}Cr	^{52}Cr	^{53}Cr	^{54}Cr
MASA IZOTOPU	49,94604u	51,94050u	52,94064u	53,93888u
ZAWARTOŚĆ PROCENTOWA	4,345%	83,789%	9,501%	2,365%

TABELA 2.1. Masa atomowa i zawartość procentowa izotopów chromu występujących w przyrodzie.

$$m_{Cr} = \frac{m_{izotopu\ 1} \cdot \%_{izotopu\ 1} + m_{izotopu\ 2} \cdot \%_{izotopu\ 2} + m_{izotopu\ 3} \cdot \%_{izotopu\ 3} + m_{izotopu\ 4} \cdot \%_{izotopu\ 4}}{100\%}$$

$$m_{Cr} = \frac{49{,}94604u \cdot 4{,}345\% + 51{,}94050u \cdot 83{,}789\% + 52{,}94064u \cdot 9{,}501\% + 53{,}93888u \cdot 2{,}365\%}{100\%}$$

$$m_{Cr} = 51{,}9961u$$

Standardowe masy atomowe można odczytać z większości układów okresowych.

ĆWICZENIE 26.

Z układu okresowego odczytaj, a następnie zapisz w zeszycie standardowe masy atomowe dla helu, żelaza, miedzi, argonu, srebra, rtęci.

Masę elektronów tworzących chmurę elektronową pomijamy (masa $1e^-$ jest 1836 razy mniejsza od masy 1p).

Dobrym przykładem na obliczenia tego typu, wartym przytoczenia (zanim zaczniemy liczyć standardową masę atomową dla danego pierwiastka), jest policzenie takiej masy dla teoretycznej klasy. W klasie jest 12 dziewcząt o masie 50 kg każda i 18 chłopców o masie 60 kg każdy.

Masa klasy =

$$\frac{12 \cdot 50\ kg + 18 \cdot 60\ kg}{12 + 18} = 56\ kg.$$

Powyższe rozważania wyjaśniają niecałkowite wartości mas atomowych. Uczeń nie musi potrafić powtórzyć tego rozumowania – powinien natomiast wiedzieć, że ma ono związek ze znanym mu równaniem Einsteina.

hel m_{He} = 4,0026u
żelazo m_{Fe} = 55,845u
miedź m_{Cu} = 63,546u
argon m_{Ar} = 39,948u
srebro m_{Ag} = 107,868u
rtęć m_{Hg} = 200,59u

Uwaga, za standardową masę chloru przyjmuje się 35,5u.

Uczniowie powtarzają definicję pojęcia i sposób, w jaki oblicza się masę cząsteczkową.

Zadanie przeznaczone dla dwóch osób:
proszę przygotować krótkie prezentacje lub plakaty o Marii Skłodowskiej-Curie oraz Willardzie Franku Libby.

O_2
$m_{O_2} = 16u \cdot 2 = 32u$

H_2
$m_{H_2} = 1u \cdot 2 = 2u$

SO_2
$m_{SO_2} = 32u + 16u \cdot 2 = 64u$

CO_2
$m_{CO_2} = 12u + 16u \cdot 2 = 44u$

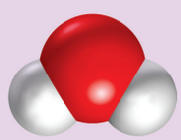
H_2SO_4
$m_{H_2SO_4} = 1u \cdot 2 + 32u + 16u \cdot 4 = 98u$

CH_3COOH
$m_{CH_3COH} = 12u + 1u \cdot 3 + 12u + 16u \cdot 2 + 1u = 60u$

„Zwykła" woda

prot → H_2O

Model cząsteczki wody



Ciężka woda

deuter → D_2O

Jakie przemiany zachodzą w otaczającym nas świecie?

W chemii zazwyczaj nie jest potrzebna aż tak duża dokładność obliczeń, więc dla uproszczenia przyjmuje się masę protonu i masę neutronu jako 1u i pomija ubytek masy oraz masę, jaką stanowią elektrony znajdujące się w chmurze elektronowej. Tak więc masy poszczególnych izotopów przyrównuje się do ich liczb masowych. Takie uproszczenie ich mas wyraża się liczbami całkowitymi. Przykładowo dla izotopów wodoru ich masy w uproszczeniu wynoszą odpowiednio: $m_H = 1u$, $m_D = 2u$, $m_T = 3u$.

Chcąc odpowiedzieć na pytanie zawarte w temacie lekcji, powinniśmy obliczyć masę cząsteczki wody. Cząsteczka „zwykłej" wody składa się z 2 atomów wodoru (izotop prot) oraz 1 atomu tlenu. Masa 1 protu, po zaokrągleniu, wynosi 1u, a masa 1 atomu tlenu – 16u. Masa cząsteczki wody jest więc sumą mas poszczególnych atomów, a zatem masa cząsteczkowa wody wynosi:

$$m_{H_2O} = 2 \cdot m_H + 1 \cdot m_O,$$

$$m_{H_2O} = 2 \cdot 1u + 1 \cdot 16u = 18u.$$

Skąd więc może wziąć się ciężka woda? Terminem tym określa się cząsteczki wody, w których skład wchodzą atomy ciężkiego wodoru (deuteru). Jej wzór sumaryczny zapisujemy jako D_2O. Masa takiej cząsteczki będzie wynosić więc $2 \cdot 2u + 16u = 20u$, jest więc większa od masy cząsteczki „zwykłej" wody.

Do obliczeń mas cząsteczek wody używaliśmy uproszczonych mas poszczególnych izotopów. Chemikowi wystarcza zazwyczaj informacja o tym, jaki pierwiastek i który jego atom bierze udział w procesach chemicznych. Do obliczeń mas cząsteczek używa się standardowych mas atomowych (z uwzględnieniem wymaganej dokładności). Zwykle wystarczą wartości podane z dokładnością 0,01u. Standardowe masy atomowe odczytuje się z układu okresowego. Obliczona w taki sposób masa cząsteczki nazywana jest **masą cząsteczkową**.

! ZAPAMIĘTAJ

MASA CZĄSTECZKOWA – średnia masa cząsteczki wyrażona w atomowych jednostkach masy (u). Oblicza się ją jako sumę mas atomowych wszystkich atomów tworzących cząsteczkę.

ĆWICZENIE 27.

Oblicz w zeszycie masy cząsteczkowe cząsteczek o następujących wzorach sumarycznych: O_2, H_2, SO_2, CO_2, H_2SO_4, CH_3COOH.

Umiejętność obliczania masy cząsteczkowej jest jedną z podstawowych umiejętności, które powinien nabyć uczeń.

Kolejność zapisywania indeksów (a potem współczynników) przy obliczaniu masy cząsteczkowej nie ma znaczenia z punktu widzenia matematyki – jednak słabszym uczniom łatwiej zapisywać je w takiej kolejności, w jakiej występują one we wzorze sumarycznym.

EDUKACJA JEST DROŻSZA OD ZŁOTA.

PRZYSŁOWIE ARABSKIE

2.2. CZY Z URANU MOŻNA OTRZYMAĆ ZŁOTO?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: atom, izotop, proton, neutron;**
- **w jaki sposób zapisuje się liczbę masową i atomową.**

W skład jądra atomu izotopu uranu $^{238}_{92}U$ wchodzą 92 protony i 146 neutronów. Jednak protony i neutrony nie stanowią kresu podziału materii. Badania naukowe wykazały, że protony i neutrony składają się z mniejszych cząstek elementarnych – kwarków. Kwarki nie występują swobodnie, a jedynie w układach złożonych. Mają nazwy, symbole oraz charakteryzują się ładunkiem elektrycznym. Proton składa się z 3 kwarków: 2 tzw. górnych i 1 tzw. dolnego. Natomiast neutron składa się z 3 kwarków: 2 tzw. dolnych i 1 górnego. Kwarki górne mogą zmieniać się w kwarki dolne, a kwarki dolne w kwarki górne. Oznacza to, że w jądrze każdego atomu zachodzą nieustanne zmiany protonów w neutrony i neutronów w protony. Nie zmienia to oczywiście składu jądra – liczba protonów i liczba neutronów w danym jądrze pozostaje stała. Większość atomów jest trwała, a trwałość (stabilność) ich jąder zapewnia odpowiednia liczba neutronów. Cały czas mamy więc do czynienia z atomami tego samego pierwiastka. Jednak niektóre izotopy pierwiastków nie są trwałe i samoczynnie ulegają rozpadowi. W trakcie tego rozpadu emitowane jest różnego rodzaju promieniowanie. Z tego powodu takie izotopy nazywamy **promieniotwórczymi**.

Zjawisko promieniotwórczości podczas badań prowadzonych z wykorzystaniem rud uranu przypadkowo pod koniec XIX wieku odkrył francuski fizyk Antoine Henri Becquerel [antuan auri bekerel]. Zadanie wyjaśnienia tego zjawiska Becquerel powierzył, w ramach badań do pracy doktorskiej, Marii Skłodowskiej-Curie. W badaniach pomagał jej mąż Piotr Curie [piotr kiri]. Ich prace doprowadziły do wyizolowania z rud uranu nowych pierwiastków, które badaczka nazwała **polon** (na cześć swej ojczyzny) oraz **rad** (z łac. *radius* – promień).

KWARKI – cząstki elementarne, które wchodzą w skład innych cząstek elementarnych (samodzielnie nie występują).

Nazwa	Symbol	Ładunek
górny	u	+2/3e
dolny	d	–1/3e
dziwny	s	–1/3e
powabny	c	+2/3e
spodni	b	–1/3e
szczytowy	t	+2/3e

skład protonu:

kwarki	u, u, d
ładunek	$+\frac{2}{3}+\frac{2}{3}-\frac{1}{3}=+1$

skład neutronu:

kwarki	u, d, d
ładunek	$+\frac{2}{3}-\frac{1}{3}-\frac{1}{3}=0$

MARIA SKŁODOWSKA-CURIE
[maria skłodowska-kiri]
(1867–1934)

Laureatka Nagrody Nobla w dziedzinie fizyki i chemii.

Uczniom można pomóc w zapamiętaniu słowa kwarki poprzez wskazanie, że jest ono bardzo podobne do słowa SKWARKI, tylko bez litery „s" na początku.
Tego typu skojarzenia pamięciowe (tzw. haki pamięciowe) pomagają uczniom zapamiętywać nowe terminy.

Uczniowie powtarzają to zdanie. Jest to niezwykle ważna informacja, bez której nie można wytłumaczyć uczniom promieniowania beta.

Polecenie dla uczniów: odczytajcie z układu okresowego dane tych pierwiastków.

Za odkrycie promieniotwórczości i znaczny wkład w wyjaśnienie tego zjawiska Antoine Henri Becquerel, Maria Skłodowska-Curie oraz Piotr Curie otrzymali w 1903 roku Nagrodę Nobla w dziedzinie fizyki. Maria Skłodowska-Curie ponownie została uhonorowana Nagrodą Nobla, tym razem w dziedzinie chemii (w 1911 roku), za odkrycie dwóch nowych pierwiastków chemicznych – radu i polonu. Tak więc Maria Skłodowska-Curie została pierwszą kobietą, która otrzymała Nagrodę Nobla, i jak do tej pory jedyną, która otrzymała ją dwukrotnie. W 1906 roku Maria Skłodowska-Curie została również pierwszą kobietą profesorem na Sorbonie, słynnej paryskiej uczelni.

Swój wkład w wyjaśnienie zjawiska radioaktywności wniósł również Ernest Rutherford [ernest rateford], który zidentyfikował trzy rodzaje promieniowania. Obecnie mają one nazwy: **alfa, beta i gamma**.

Jednym z promieniotwórczych, nietrwałych izotopów jest uran-238. Jego rozpad następuje bardzo powoli z emisją **promieniowania alfa**.

Izotop uranu możemy zapisać w postaci symbolu:

$^{238}_{92}\mathbf{U}$

Możemy też zapisać go za pomocą słów, podając nazwę pierwiastka oraz liczbę masową izotopu: **uran – 238**.

Uczniowie powtarzają definicję.

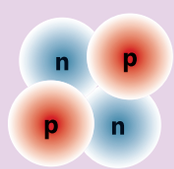
! ZAPAMIĘTAJ

PROMIENIOWANIE ALFA (α) – strumień cząstek alfa wysyłanych przez jądro atomu pierwiastka promieniotwórczego. Cząstki alfa to jądra izotopu helu $^{4}_{2}He$ (jądro złożone z 2 protonów i 2 neutronów).

W tym miejscu dajemy uczniom chwilę czasu na samodzielne przemyślenia.

EKSPERYMENT MYŚLOWY

Co powstanie z atomu uranu-238, gdy wypromieniuje on cząstkę α?



Cząstka alfa

Cząstka alfa to jądro atomu helu złożone z 2 protonów i 2 neutronów. W wyniku przemiany alfa z atomu uranu, który ulega rozpadowi, ubywają z jądra 4 nukleony – 2 protony i 2 neutrony. Co pozostanie więc z atomu uranu?

$$^{238}_{92}U \xrightarrow{\text{przemiana alfa}} {}^{4}_{2}\alpha + ?$$

Ponieważ z jądra uranu-238 zostały wyemitowane (wyrzucone) 2 protony, izotop ten nie jest już atomem uranu, a atomem pierwiastka, który ma o 2 protony mniej niż uran. Korzystając z układu okresowego, możemy przekonać się, że tym pierwiastkiem jest tor. Ponieważ ubyły 4 nukleony, liczba masowa powstałego izotopu jest mniejsza o 4 od izotopu uranu-238 i wynosi teraz 234.

$$^{238}_{92}U \xrightarrow{\text{przemiana alfa}} {}^{4}_{2}\alpha + {}^{234}_{90}Th$$

Atom toru-234 również jest nietrwały, lecz rozpadając się, emituje inny rodzaj promieniowania – **promieniowanie beta minus** (β^-).

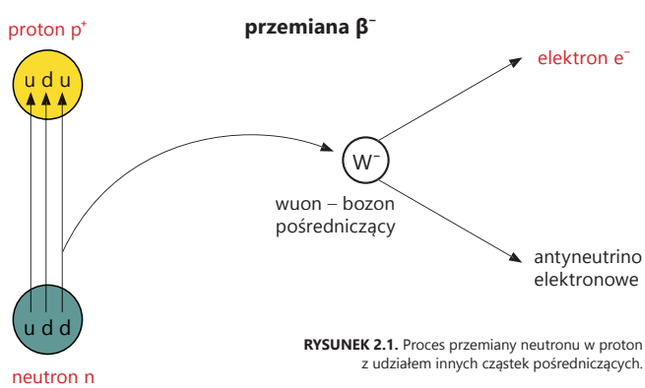
! ZAPAMIĘTAJ

PROMIENIOWANIE BETA MINUS (β^-) – strumień elektronów wysyłanych przez jądro atomu pierwiastka promieniotwórczego.

Uczniowie powtarzają definicję.

Na poprzednich lekcjach dowiedzieliśmy się, że elektrony znajdują się w chmurze elektronowej, a nie w jądrze atomu. Skąd więc pojawił się w jądrze elektron? Jak już wiadomo, protony i neutrony składają się z kwarków. Możliwe jest więc przekształcenie neutronu w proton. W wyniku takiej przemiany z udziałem innych cząstek pośredniczących powstaje elektron, który w dalszym etapie, jako promieniowanie beta minus, zostaje wyrzucony z jądra. Z jądra emitowana jest też inna cząstka – antyneutrino elektronowe, oznaczone jako $\bar{\nu}_e$.

Schematycznie proces ten można przedstawić za pomocą rysunku:



RYSUNEK 2.1. Proces przemiany neutronu w proton z udziałem innych cząstek pośredniczących.

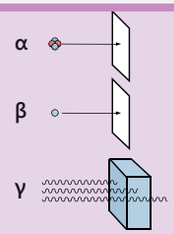
Powróćmy do izotopu toru-234. Emituje on promieniowanie beta minus, czyli w jego jądrze nastąpiła przemiana jednego neutronu w proton. W konsekwencji w jądrze atomu ubył 1 neutron, a przybył 1 proton. Suma protonów i neutronów nie uległa zmianie, więc liczba masowa również nie uległa zmianie. Przemiana neutronu w proton spowodowała, że powstał atom innego pierwiastka chemicznego, którego jądro zawiera o 1 proton więcej niż jądro atomu toru-234. Z układu okresowego dowiadujemy się, że tym pierwiastkiem jest protaktyn (Pa).

$$^{234}_{90}Th \xrightarrow{\text{przemiana beta minus}} \beta + {}^{234}_{91}Pa + \bar{\nu}_e$$

Promieniowaniu beta towarzyszy zazwyczaj **promieniowanie gamma** (γ).

Uczniowie powtarzają definicję.

Zasięg i przenikliwość promieniowania jest różna.
Promieniowanie α ma krótki zasięg i jest silnie pochłaniane, dlatego kilka centymetrów powietrza, kartka papieru albo naskórek stanowią całkowitą osłonę przed tym promieniowaniem. Jednak w przypadku spożywania pokarmów lub wdychania powietrza, promieniowanie to może być zabójcze.
Promieniowanie β ma już większy zasięg, choć jest zatrzymywane np. przez miedzianą blachę.
Promieniowanie γ ma bardzo duży zasięg i dużą przenikliwość. Wartość tego promieniowania o połowę zmniejsza kilkucentymetrowa blacha ołowiana lub stalowa, a także kilkudziesięciocentymetrowa warstwa betonu.



Przenikanie promieniowania alfa, beta i gamma jest różne.

! ZAPAMIĘTAJ

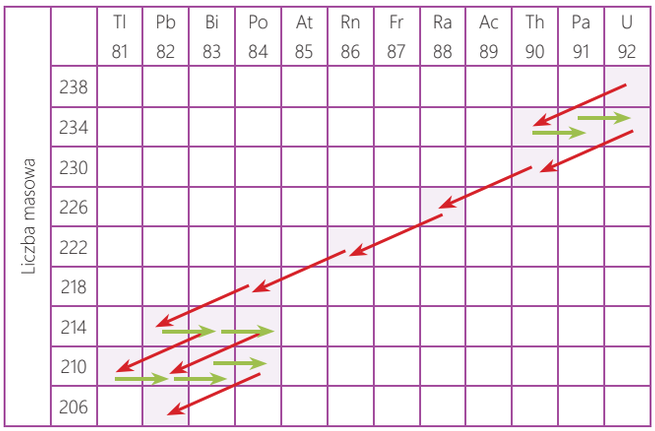
PROMIENIOWANIE GAMMA (γ) – promieniowanie elektromagnetyczne o wysokiej energii. Jest to promieniowanie przenikliwe i jonizujące, pochłaniane przez organizmy żywe. Nadmiar promieniowania wywiera na nie szkodliwy wpływ.

Promieniowanie gamma jest to emisja nadmiaru energii, zgromadzonej w atomie. Nie prowadzi ono do zmiany składu jądra atomu, a jedynie do obniżenia jego energii.

Omawiany przez nas rozpad uranu-238 występuje naturalnie w przyrodzie. W wyniku tego procesu powstają kolejne atomy, które nie są trwałe i ulegają dalszemu rozpadowi aż do powstania atomu trwałego. W tym przypadku jest to atom ołowiu-206.

Taka ścieżka rozpadu, prowadząca od atomu promieniotwórczego, poprzez szereg przemian alfa i beta do stabilnego izotopu, nazywa się **naturalnym szeregiem promieniotwórczym**. Omawiany przez nas rozpad uranu-238 jest częścią szeregu uranowo-radowego, który przedstawiono schematycznie poniżej. Czerwonymi strzałkami zaznaczono przemiany alfa, natomiast zielonymi – przemiany beta minus.

Jak można zauważyć, w wyniku szeregu przemian powstaje izotop ołowiu $^{206}_{82}Pb$, który jest stabilny i już nie ulega dalszym przemianom.



WYKRES 2.1. Naturalny szereg (rozpad) promieniotwórczy uranu.

Śledząc powyższy szereg rozpadu, można udzielić odpowiedzi na pytanie zawarte w tytule lekcji. W wyniku naturalnego rozpadu promieniotwórczego z uranu nie da się otrzymać złota.

Promienie γ mogą służyć do sterylizacji sprzętu medycznego i produktów spożywczych, używa się ich także do leczenia nowotworów złośliwych oraz w tomografii komputerowej mózgu. Promieniowanie γ jest również stosowane do pomiaru grubości gorących blach stalowych i papieru oraz w poszukiwaniu ropy i gazu ziemnego.

W przyrodzie występują cztery szeregi: uranowo-radowy, uranowo-aktynowy, torowy i neptunowy.

1. Korzystanie ze skojarzeń (np. skwarki – kwarki) pozwala uczniom łatwiej zapamiętać nowe terminy, a poza tym wprowadza rozluźnienie na lekcji.
2. Uczniowie powinni wiedzieć, że protony i neutrony składają się z kwarków, nie należy wymagać jednak aby wiedzieli, z jakich kwarków jest zbudowany proton, a z jakich neutron.
3. Pisanie równań reakcji przemian promieniotwórczych pozwala na ćwiczenie stosowania liczby masowej i atomowej w sytuacjach nietypowych. Jednocześnie należy poinformować uczniów, że umiejętność samodzielnego pisania równań przemian promieniotwórczych jest wymagana na ocenę celującą. Natomiast nawet uczeń dostateczny powinien umieć zapisać te przemiany z pomocą nauczyciela, podpowiadającego mu krok po kroku, jakie dalsze czynności należy wykonać.

Próba sformułowania prawa przesunięć Sody'ego i Fajansa na podstawie powyższego schematu:
W wyniku promieniowania α powstaje pierwiastek przesunięty o dwa pola w lewo w układzie okresowym; w wyniku promieniowania β powstaje pierwiastek przesunięty o jedno pole w prawo w układzie okresowym.

Uczniowie powtarzają definicję.

Przemiany alfa i beta można zapisać za pomocą równań ogólnych:

$$^{A}_{Z}X \xrightarrow{\text{przemiana alfa}} {}^{4}_{2}\alpha + {}^{A-4}_{Z-2}Xx$$

$$^{A}_{Z}X \xrightarrow{\text{przemiana beta minus}} \beta^{-} + {}^{A}_{Z+1}Xx + \bar{\nu}_{e}$$

Zbierzmy informacje dotyczące promieniowania alfa, beta i gamma:

PROMIENIOWANIE	ALFA	BETA	GAMMA
CO JEST WYPROMIENIOWYWANE?	cząstka alfa, czyli jądro atomu helu	cząstka beta, czyli elektron oraz antyneutrino elektronowe	energia w postaci promieniowania elektromagnetycznego
JAKI MA ZASIĘG?	kilka centymetrów	kilkanaście centymetrów	do metra
CO CHRONI PRZED SKUTKAMI?	kartka papieru	blacha aluminiowa (1 mm)	blacha ołowiana (15 mm)

TABELA 2.2. Informacje dotyczące promieniowania alfa, beta i gamma.

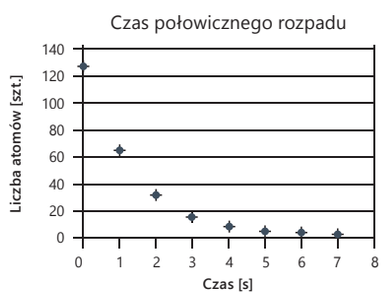
W przedstawionym powyżej szeregu promieniotwórczym uranowo-radowym atomy kolejnych pierwiastków promieniotwórczych nie są trwałe. W wyniku emitowanego promieniowania atomy pierwiastków przekształcają się w atomy innych pierwiastków (np. $^{238}U \rightarrow {}^{234}Th$). Po pewnym czasie wszystkie atomy promieniotwórczego pierwiastka ulegną przemianie w atomy innego pierwiastka. Czas tego rozpadu jest wielkością charakterystyczną dla danego izotopu. W nauce, opisując właściwości danego izotopu, podaje się czas połowicznego rozpadu.

! ZAPAMIĘTAJ

CZAS POŁOWICZNEGO ROZPADU – czas, w ciągu którego liczba nietrwałych atomów zmniejsza się o połowę. Oznaczenie $\tau_{1/2}$.

Czas połowicznego rozpadu atomów ^{14}C wykorzystuje się w archeologii i kryminalistyce do datowania próbek pochodzenia organicznego (zwłok, szkieletów, papirusów, drewna). W metodzie tej zastosowano prawidłowość, że zawartość atomów węgla-14 w organizmach żywych pozostaje niezmienna w ciągu całego ich życia. Po śmierci izotop C-14, znajdujący się w roślinach i zwierzętach, rozpada się według równania:

$$^{14}_{6}C \xrightarrow{\text{przemiana beta minus}} \beta^{-} + {}^{14}_{7}N + \bar{\nu}_{e}$$



WYKRES 2.2. Czas połowicznego rozpadu atomów ^{14}C.

a jego zawartość z czasem się zmniejsza. Czas połowicznego rozpadu atomów węgla C-14 wynosi około 5730 ±30 lat.

Po 34380 latach z początkowych 8000 atomów pozostanie 125 atomów węgla ^{14}C.

Metodę datowania węglem C-14 odkrył Willard Frank Libby [ł̇ilard frank libi], za co w 1960 roku otrzymał Nagrodę Nobla w dziedzinie chemii.

ĆWICZENIE 28.

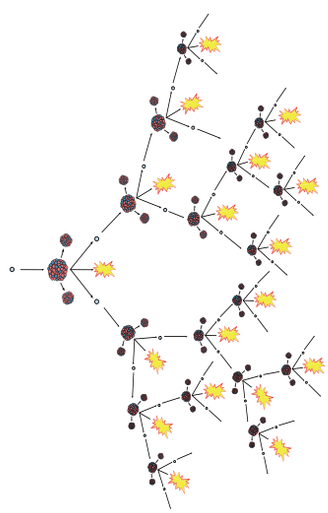
Oblicz w zeszycie, ile atomów izotopu węgla ^{14}C pozostanie z 8000 atomów po 34380 latach. Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy przygotować tabelę lub narysować wykres.

KOLEJNE OKRESY	0 lat	5730 lat	11460 lat	17190 lat	22920 lat	28650 lat	34380 lat
LICZBA ATOMÓW	8000	4000	2000	1000	500	250	125

Jakie wartości powinny zostać wpisane do tabeli w miejsca oznaczone znakami zapytania? Zapisz je w zeszycie.

Pierwiastki odkryte przez Marię Skłodowską-Curie – polon i rad – są pierwiastkami naturalnie promieniującymi.

Polon-210 występuje w skorupie ziemskiej w śladowych ilościach w rudach uranu. Jego okres półtrwania to 138,3 dni. Wprowadzony do organizmu jest bardzo toksyczny. Dlatego też między innymi szkodliwe jest palenie papierosów, bo do liści tytoniu przenika polon obecny w nawozach fosforanowych (w 2006 roku polonem otruto rosyjskiego emigranta i pułkownika KGB – Aleksandra Litwinienkę).



RYSUNEK 2.2. Reakcja łańcuchowa rozpadu jąder atomów podczas bombardowania ich neutronami.

Rad występuje naturalnie w rudach uranu. Był używany w terapii nowotworów i do produkcji farb luminescencyjnych. Obecnie jednak nie jest już stosowany ze względu na radioaktywność, która powoduje białaczkę.

Oprócz naturalnych rozpadów promieniotwórczych istnieją wymuszone sztucznie rozpady jąder atomów. Najczęściej mają one miejsce podczas bombardowania atomów neutronami. W wyniku takich działań następuje rozszczepienie bombardowanego jądra na 2 inne, o zbliżonych masach, a także jest emitowany strumień neutronów. Wyemitowane neutrony uderzają w kolejne jądra atomów, co z kolei może powodować reakcję łańcuchową.

Na początku przebiega ona tylko w jednym miejscu, lecz jej produkty inicjują reakcję w kolejnym punkcie ośrodka, na skutek czego rozwija się ona lawinowo, bez potrzeby udziału zewnętrznego czynnika inicjującego. Procesowi temu towarzyszy uwalnianie znacznych ilości energii. Proces ten wykorzystuje się zarówno w konstrukcjach bomb atomowych, jak i reaktorach jądrowych.

Promieniotwórczość konkretnych izotopów jest szeroko wykorzystywana w różnego rodzaju procesach przemysłowych oraz produkcji przedmiotów codziennego użytku.

IZOTOP	ZASTOSOWANIE
Ir – 192	radiografia przemysłowa
Cs – 137	radiografia przemysłowa, pomiary grubości
Co – 60	waga izotopowa, sprzęt do pomiaru: grubości, poziomu cieczy, terapia przeciwrakowa, radiografia przemysłowa
I – 131	leczenie tarczycy
P – 32	leczenie białaczki
Am – 241	czujniki dymu (instalacje przeciwpożarowe)
Ra – 226	aplikatory radowe
Pu – 239	czujniki dymu
Pu – 238	stymulatory serca (źródło energii), czujniki dymu
Rb – 87	datowanie promieniotwórcze
Tl – 204	sprzęt do pomiaru grubości
C – 14	określanie wieku wykopalisk (zabytków, itp.), badanie mechanizmów złożonych reakcji (atom znaczony)
H – 3	farby świecące, badanie mechanizmów reakcji

TABELA 2.3. Zastosowanie różnych izotopów w procesach przemysłowych i medycznych oraz w przedmiotach codziennego użytku.

Tak oznaczone są miejsca, w których może wystąpić zagrożenie związane z promieniotwórczością.

Dobrym podsumowaniem lekcji jest dyskusja dotycząca promieniowania, a zwłaszcza wątpliwości dotyczących jego szkodliwego lub pożytecznego działania.

Wprowadzenie do lekcji może być pretekstem do pytania na ocenę.

Uczniowie powinni sami zaplanować sposób wykonania obu doświadczeń i samodzielnie je wykonać.

Żelazo jest szarą, połyskliwą substancją. Przewodzi ciepło i prąd elektryczny. Jest przyciągane przez magnes.

ŻYCIE TO TYLKO CHEMIA,
W ISTOCIE MAŁY PRZYKŁAD CHEMII NA POJEDYNCZEJ PLANECIE ŚWIATA.

ARTHUR KORNBERG [artur kornberg]

2.3. CZYM RÓŻNI SIĘ PRZEMIANA FIZYCZNA OD REAKCJI CHEMICZNEJ?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: mieszanina, reakcja chemiczna, przemiana fizyczna;**
- **jak odczytuje się dane z układu okresowego i jak bada się właściwości fizyczne substancji.**

Odczytajmy z układu okresowego dane dotyczące atomów żelaza i siarki.

O: 2 lub 3 e

$_{26}$**Fe**

żelazo

Żelazo **Fe** jest pierwiastkiem chemicznym, który w układzie okresowym występuje w 8. grupie i 4. okresie. Jego liczba porządkowa wynosi 26, co oznacza, że ma 26 protonów w jądrze i 26 elektronów tworzy jego chmurę elektronową. Z układu okresowego pierwiastków chemicznych można również odczytać, że atomy żelaza mogą oddać 2 lub 3 elektrony. Świadczy to o tym, że Fe jest pierwiastkiem elektrododatnim.

DOŚWIADCZENIE 13.

Żelazo ma właściwości ferromagnetyczne – to znaczy, że jest przyciągane przez magnes.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości fizyczne żelaza (połysk, przewodzenie prądu, ciepła oraz kowalność) oraz magnetyczne żelaza.

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

P: 2 e
U: 2, 4, 6s

$_{16}$**S**

siarka

Siarka **S** jest pierwiastkiem chemicznym, który w układzie okresowym występuje w 16. grupie i 3. okresie. Jej liczba porządkowa wynosi 16 – oznacza to, że ma 16 protonów w jądrze i 16 elektronów tworzy jej chmurę elektronową. Numer grupy sugeruje również, że ma 6 elektronów walencyjnych. Ponadto możemy odczytać, że atomy siarki mogą

przyjąć 2 elektrony bądź też uwspólnić 2, 4 elektrony lub 6 elektronów. Możliwość przyjęcia elektronów przez atomy siarki świadczy o tym, że jest pierwiastkiem elektroujemnym.

DOŚWIADCZENIE 14.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości fizyczne (kolor) oraz magnetyczne siarki.

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

Siarka jest żółtą substancją. Nie jest przyciągana przez magnes.

Korzystając z właściwości fizycznych poszczególnych pierwiastków, możemy nie tylko je rozróżniać, ale także rozdzielać w sytuacji, gdy zostaną zmieszane. Np. korzystając z właściwości ferromagnetycznych żelaza, oddziela się go na złomowiskach od innych metali. Zastanówmy się, czy w laboratorium też można wykorzystać te właściwości żelaza.

Rozdzielanie żelaznego złomu za pomocą magnesu.

DOŚWIADCZENIE 15.

WYKONANIE

Wymieszaj opiłki żelaza z siarką. Mieszaninę siarki i żelaza umieść na szkiełku zegarkowym. Nad mieszaniną przesuń kilka razy magnes.

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

Opiłki żelaza są przyciągane przez magnes, natomiast siarka pozostaje na szkiełku.

Żelazo ma właściwości magnetyczne, natomiast siarka ich nie ma. Można to wykorzystać do rozdzielenia mieszaniny żelaza i siarki.

Mieszaninę siarki z żelazem udało się rozdzielić, korzystając z jednej z metod fizycznych.

ZASTANÓW SIĘ

Czy tę mieszaninę uda nam się rozdzielić, gdy zamiast opiłków żelaza użyjemy pyłu żelaznego (żelazo w postaci bardzo rozdrobnionego proszku)?

Jeżeli mieszaninę siarki z żelazem zalejemy wodą, to zaobserwujemy, że siarka unosi się na powierzchni, natomiast żelazo opada na dno probówki. Tą metodą „wypłukuje się" niekiedy siarkę z jej złóż. Metoda nosi nazwę **flotacji**.

W ten sposób nie uda się rozdzielić tej mieszaniny, ponieważ siarka przyklei się do żelaza.

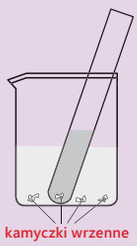
Mieszaninę siarki z żelazem możemy również rozdzielić innymi metodami, wykorzystując różnice we właściwościach fizycznych, takich jak: rozpuszczalność w toluenie, gęstość i zwilżalność.

Unikamy stwierdzenia, że fizyczne metody rozdziału mieszanin są proste, jest to niezgodne z prawdą (por. destylacja frakcjonowana, chromatografia, rozdzielanie stopów metali).

Należy zachować wszelkie względy ostrożności! Toluen jest łatwopalny i rakotwórczy, używamy zatem niewielkich ilości tej substancji i utylizujemy je bezpośrednio po wykonaniu doświadczenia. Zastąpienie toluenu innym rozpuszczalnikiem jest niestety w tym przypadku trudne.

Żelazo powinno być bardzo dobrze rozdrobnione.

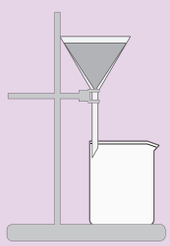
Łaźnia wodna



kamyczki wrzenne

(dodaje się je ze względów bezpieczeństwa, aby zapewnić równomierne wrzenie)

Zestaw do sączenia



Moździerz

! ZAPAMIĘTAJ

MIESZANINA – zmieszane ze sobą co najmniej dwa składniki (substancje). Mieszaniny można rozdzielić za pomocą metod fizycznych, wykorzystując różnice w wybranych właściwościach fizycznych składników mieszaniny.

DOŚWIADCZENIE 16.

WYKONANIE

Wymieszaj pył żelazny z siarką. Mieszaninę wsyp do probówki. Dodaj do niej 4 cm^3 toluenu. Następnie probówkę wstaw do gorącej łaźni wodnej (np. zlewki z gorącą wodą) na 5 minut. W tym czasie przygotuj zestaw do sączenia: w statywie umieść lejek, do lejka włóż sączek z bibuły, pod lejek podstaw zlewkę. Po 5 minutach zamieszaj bagietką (szklanym pręcikiem) zawartość probówki i przesącz (wlej na sączek do lejka).

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

Na podstawie obu doświadczeń możemy stwierdzić, że w mieszaninie substancje zachowują swoje właściwości fizykochemiczne (zarówno czyste żelazo, jak i żelazo w mieszaninie siarki z żelazem wykazuje właściwości ferromagnetyczne; czysta siarka oraz siarka w mieszaninie z żelazem rozpuszcza się w toluenie; siarka unosi się na wodzie niezależnie od obecności żelaza w mieszaninie). Stwierdziliśmy też, że mieszaninę można rozdzielić, korzystając z metod fizycznych.

DOŚWIADCZENIE 17.

WYKONANIE

Opiłki żelaza i siarki utrzyj osobno w moździerzu. Wymieszaj je. Z mieszaniny siarki i żelaza uformuj kopczyk na porcelanowej płytce. W płomieniu palnika rozżarz do czerwoności metalowy drut i dotknij nim mieszaniny żelaza z siarką.

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

Bez podgrzewania mieszanina nie uległa rozpuszczeniu w toluenie. Po podgrzaniu i przelaniu na sączek zawartości probówki, na sączku pozostaje szara substancja. Z lejka wypływa roztwór o jasnożółtej barwie. Po chwili z roztworu wydzielają się żółte kryształki.

W niskich temperaturach zarówno siarka, jak i żelazo są trudnorozpuszczalne w toluenie. Po podgrzaniu siarka dobrze rozpuszcza się w toluenie, natomiast żelazo dalej jest w tym rozpuszczalniku praktycznie nierozpuszczalne, dlatego tę właściwość można wykorzystać do rozdzielenia żelaza i siarki.

Mieszanina zapaliła się jasnym płomieniem. Wydzieliło się dużo ciepła. Po zakończeniu spalania pozostał biało-kremowy proszek.

Po podgrzaniu zaszedł gwałtowny proces, w wyniku którego nastąpiła zmiana wyglądu mieszaniny. Nastąpił zanik pierwotnych substancji i pojawienie się innych.

Stawiamy hipotezę, że ta substancja również jest mieszaniną, i obalamy ją kolejnymi doświadczeniami, lub stawiamy hipotezę, że ta substancja nie jest mieszaniną i staramy się ją potwierdzić. Należy wykonać takie same doświadczenia, jak dla mieszaniny żelaza i siarki przed spalaniem.

Powstała substancja nie została przyciągnięta przez magnes.

Powstała substancja nie wykazuje właściwości magnetycznych.
Substancji tej nie można rozdzielić na składniki tą metodą.

Badana substancja nie uległa rozpuszczeniu w toluenie.

Substancji tej nie można rozdzielić na składniki tą metodą.

Czym różni się przemiana fizyczna od reakcji chemicznej?

Jeżeli nadal mamy do czynienia z mieszaniną siarki i żelaza, to zarówno siarka, jak i żelazo, powinny zachować swoje właściwości (siarka – rozpuszczalność w toluenie, a żelazo – przyciąganie przez magnes).

ZASTANÓW SIĘ

Czy ta substancja to dalej mieszanina siarki z żelazem? Jak to sprawdzić?

Uczniowie powinni umieć nie tylko postawić hipotezę, lecz również zaproponować sposób jej weryfikacji.

DOŚWIADCZENIE 18.

WYKONANIE

Otrzymaną w poprzednim doświadczeniu substancję umieść na szkiełku zegarkowym. Przesuń nad nią kilka razy magnes. Co możesz zaobserwować?

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

DOŚWIADCZENIE 19.

WYKONANIE

Substancję z poprzedniego eksperymentu wsyp do probówki. Dodaj do niej 4 cm^3 toluenu. Następnie probówkę wstaw do łaźni wodnej na 5 minut. W tym czasie przygotuj zestaw do sączenia. Po 5 minutach zamieszaj zawartość probówki bagietką i przesącz.

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

Proces, w którego wyniku otrzymujemy substancje o zupełnie innych właściwościach, nazywamy reakcją chemiczną.

Uczniowie kilkakrotnie powtarzają definicję.

ZAPAMIĘTAJ

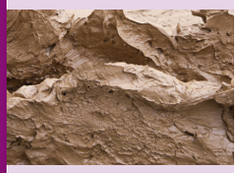
REAKCJA CHEMICZNA – przemiana jednych substancji w inne.

Kapusta surowa - kapusta kiszona; ogórki surowe - ogórki kiszone; jajo kurze surowe - jajecznica; gips budowalny - gips stwardniały (krystaliczny).

Stosowanie w nazwach substancji wartościowości pierwiastków powoduje, że chemia staje się nauką logiczną. Ponadto pozwala to uczniom na wydedukowanie wzorów nieznanych im wcześniej substancji.

Uczniowie powtarzają definicję. Zwracamy uwagę, że nie można skracać tego terminu, czasami zdarza się bowiem, że uczniowie mówią, że zapisali reakcję chemiczną. Nie jest to stwierdzenie poprawne i należy je eliminować.

GLINA



CEGŁA

CIASTO

CHLEB

ĆWICZENIE 29.

Porównaj procesy chemiczne znane Ci z życia codziennego. Zastanów się, jak wyglądają substancje **przed** zajściem reakcji i **po** zajściu reakcji. W opisie procesów chemicznych możesz odwołać się do przykładów surowego ciasta i upieczonego chleba lub gliny i wypalonej z niej cegły. Zapisz w zeszycie jeszcze kilka innych przykładów.

Przebieg doświadczeń oglądaliśmy w świecie makro. Zastanówmy się, co zaszło w mikroświecie – świecie atomów, jonów, cząsteczek.

Atomy siarki zmieszane z atomami żelaza znajdowały się w bliskiej odległości od siebie. Dostarczenie ciepła spowodowało wzrost energii żelaza i siarki, co skutkuje przekroczeniem pewnej bariery energetycznej i zapoczątkowaniem reakcji chemicznej. Z uwagi na fakt, że atom żelaza jest elektrododatni i może oddać 2 elektrony, a atom siarki jest elektroujemny i może przyjąć 2 elektrony, powstały jony: Fe^{2+} i S^{2-}. Jony te, przyciągając się siłami elektrostatycznymi, utworzyły nową substancję o nazwie siarczek żelaza(II). **Rzymska cyfra w nawiasie informuje o wartościowości pierwiastka w tej substancji.**

Przebieg reakcji chemicznej można zapisać słownie: atomy siarki reagują z atomami żelaza, w wyniku czego powstaje siarczek żelaza(II). To samo możemy również zapisać za pomocą symboli chemicznych:

$$S + Fe \rightarrow FeS.$$

Zapis taki nazywa się **równaniem reakcji chemicznej**.

Literą „e" oznaczamy elektrony. Liczba elektronów, która jest oddawana, musi równać się liczbie przyjętych elektronów.

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$$

$$S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$$

ZAPAMIĘTAJ

RÓWNANIE REAKCJI CHEMICZNEJ – zapis przebiegu reakcji chemicznej za pomocą symboli i wzorów chemicznych.

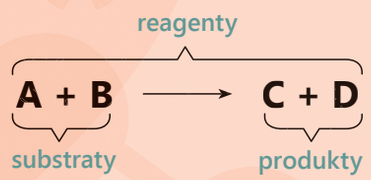
W reakcji chemicznej wzięły udział siarka i żelazo, natomiast w wyniku tej reakcji powstał siarczek żelaza(II). Substancje, które są zużywane w wyniku reakcji chemicznej, to **substraty**, natomiast substancje powstające w wyniku reakcji to **produkty**.

! ZAPAMIĘTAJ

SUBSTRATY – substancje biorące udział w reakcji.

PRODUKTY – substancje powstające w reakcji.

REAGENTY – substraty i produkty.



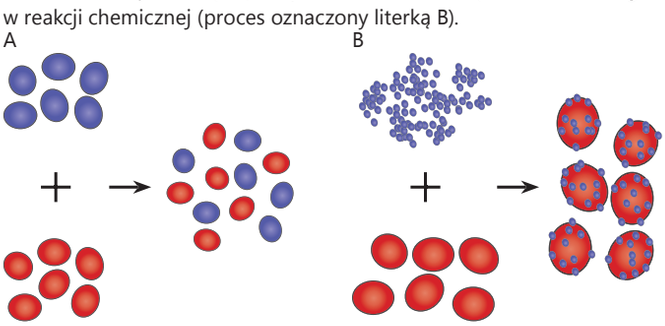
Symbol „+" odczytujemy **„reaguje z"**.

Symbol „→" odczytujemy **„w wyniku reakcji powstaje"**.

Uczniowie powtarzają definicje.

Substratami reakcji są więc: **siarka** i **żelazo**, natomiast produktem reakcji jest **siarczek żelaza(II)**.

Poznane na lekcjach przyrody procesy fizyczne, do których można zaliczyć parowanie, wrzenie, topnienie, krzepnięcie, sublimację, resublimację, rozpuszczanie lub inne, zachodzą w obrębie tej samej substancji. Zarówno przed zajściem procesu, jak i po zajściu procesu mamy do czynienia z tą samą substancją chemiczną, której forma może się zmienić. Różnice we właściwościach fizycznych danych substancji mogą być podstawą do rozdziału mieszanin na składniki. Jeżeli jednak nastąpi zmiana jednych substancji w inne, oznacza to, że zaszła reakcja chemiczna, a powstały produkt ma inne właściwości niż składniki, których użyliśmy do reakcji chemicznej. Poniższy rysunek schematycznie przedstawia różnice między powstawaniem mieszaniny (w procesie fizycznego zmieszania – proces oznaczony literką A) a powstawaniem związku chemicznego w reakcji chemicznej (proces oznaczony literką B).



RYSUNEK 2.3. Różnica pomiędzy powstawaniem mieszaniny w procesie fizycznego zmieszania (A) i powstawaniem związku chemicznego w reakcji chemicznej (B).

OD SERDUCHA OGIEŃ BUCHA
TAK SŁODKO PŁYNIE NAM CZAS
JA CIĘ KOCHAM, TY MNIE KOCHASZ
MIŁOŚĆ GOTUJE SIĘ W NAS
[...]
KOCHAM CHEMIĘ ZA TĘ PREMIĘ
MIŁY Z JEJ STRONY TO GEST.

GOLEC uORKIESTRA, „WALC CHEMICZNY"

2.4. CO ŚWIADCZY O ZAJŚCIU REAKCJI CHEMICZNEJ?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: reakcja chemiczna, substraty, produkty, reagenty;**
- **sposób odczytywania danych z układu okresowego; zasady BHP obowiązujące w trakcie wykonywania doświadczeń.**

Zapalony węgiel żarzy się w płomieniu palnika, natomiast w naczyniu z tlenem rozpala się jasnym płomieniem. Wydziela się znaczna ilość ciepła.

Żarzący się węgiel drzewny.

Zaszła reakcja chemiczna.

DOŚWIADCZENIE 20.

WYKONANIE

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

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

ZASTANÓW SIĘ

- Skąd wiesz, że zaszła reakcja chemiczna?
- Jakie były objawy reakcji?
- Co było substratami i produktami?
- Jak zapiszemy równania tych reakcji chemicznych?

Co świadczy o zajściu reakcji chemicznej?

Efektem spalania węgla w tlenie było „znikanie" węgla i palący się płomień. Substancja, która powstała (produkt), wyglądała zupełnie inaczej niż substancje wzięte do reakcji (substraty).

Substratami w tej reakcji są: czarne ciało stałe – węgiel i bezbarwny gaz – tlen. **Produktem** reakcji jest tlenek węgla(IV) – gaz.

Korzystając z symboli chemicznych, **zapiszmy równanie reakcji**, zaczynając od zapisania substratów:

- 1. z substratów jest węgiel o symbolu **C**;
- 2. z substratów jest tlen, który występuje w przyrodzie pod postacią dwuatomowych cząsteczek (2 połączonych ze sobą atomów): O_2.

Lewa strona równania wygląda więc następująco:

$$C + O_2.$$

Po prawej stronie równania zapiszmy produkt, którym jest tlenek węgla(IV).

Z podanej nazwy produktu – tlenek węgla(IV)) – odczytujemy wartościowość węgla – wynosi ona **IV**. Z układu okresowego pierwiastków można odczytać, że atom tlenu uwspólnia 2 elektrony. Cząsteczka tlenku węgla(IV) zbudowana jest więc z 2 atomów tlenu i atomu węgla. Między atomem węgla i atomem tlenu powstają wiązania chemiczne. Różnica elektroujemności pomiędzy atomem węgla i atomem tlenu wskazuje na polaryzację wiązania. Wzór sumaryczny tlenku węgla(IV) zapisujemy następująco:

$$CO_2.$$

Równanie reakcji chemicznej przybierze więc postać:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2.$$

DOŚWIADCZENIE 21.

WYKONANIE

Weź wstążkę wykonaną z magnezu o długości około 3 cm. Zeskrob z niej nożyczkami lub nożem szarą warstwę, aż uzyskasz srebrzysty kolor. Umieść wstążkę w drewnianej łapce i wprowadź ją do płomienia palnika.

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

O: 2 lub 4 e

$_6C$

węgiel

P: 2 e
U: 2e

$_8O$

tlen

O=C=O

Wzór strukturalny tlenku węgla[IV].

δ– 2δ+ δ–
O=C=O

Symbole δ+ i δ– nad atomami tlenu i węgla oznaczają polaryzację wiązania. Chmura elektronowa w wiązaniu jest przesunięta w stronę pierwiastka bardziej elektroujemnego (tlenu), dlatego ma on cząstkowy ładunek ujemny.

W nauczaniu chemii staramy się stosować nowoczesne nazewnictwo, dlatego każdorazowo poprawiamy popularną nazwę dwutlenek węgla na tlenek węgla(IV). Stosowanie nazw zawierających wartościowość ułatwia bowiem uczniom zrozumienie chemii, a nie uczenie się jej na pamięć.

Polecenie dla uczniów: obliczcie różnicę elektroujemności pomiędzy tlenem a węglem.

Magnez pali się jasnym, oślepiającym płomieniem. Pozostawia biały proszek.

Zaszła reakcja chemiczna.

O: 2 e

$_{12}$**Mg**

magnez

Objawem spalania magnezu w tlenie był oślepiający biały błysk. Substancja, która powstała (produkt), wyglądała zupełnie inaczej niż substraty.

Zapiszmy równanie reakcji chemicznej.

Substraty: srebrzysty metal – magnez oraz bezbarwny gaz – tlen:

$$Mg + O_2.$$

Produkt to biały proszek, który powstał z połączenia tlenu i magnezu. Z układu okresowego możemy odczytać, że magnez jest pierwiastkiem elektrododatnim – oddaje 2 elektrony, natomiast tlen uwspólnia lub przyjmuje 2 elektrony. Ze względu na dużą różnicę elektroujemności magnezu i tlenu powstaje wiązanie jonowe. W wyniku reakcji z magnezem atom tlenu przekształca się w dwuujemny anion tlenu, natomiast atom magnezu w dwudodatni kation magnezu:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^- \qquad O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$$

Powstał tlenek magnezu o wzorze sumarycznym **MgO**, a równanie reakcji pomiędzy magnezem i tlenem ma postać:

$$Mg + O_2 \rightarrow MgO.$$

PŁONĄCA WSTĄŻKA MAGNEZOWA

Jednak tak zapisane równanie reakcji chemicznej nie jest w pełni poprawne, po stronie lewej równania mamy **2** atomy tlenu (złączone w 1 cząsteczkę tlenu), natomiast po stronie prawej jest tylko **1** jon tlenu. Ponieważ 2. atom tlenu nie mógł „zniknąć", musimy przed wzorem MgO wpisać cyfrę 2. Cyfra przed wzorem chemicznym odnosi się do wszystkich symboli obecnych we wzorze, czyli zapis 2MgO oznacza, że mamy do czynienia z 2 jonami magnezu i 2 jonami tlenu połączonymi ze sobą:

$$Mg + O_2 \rightarrow 2MgO.$$

Tak zapisane równanie reakcji chemicznej nadal nie jest w pełni poprawne. Nie zgadza się ilość magnezu – zapis 2MgO po prawej stronie równania reakcji oznacza, że występują tam 2 jony magnezu, a w zapisie substratów mamy tylko symbol Mg oznaczający 1 atom magnezu. Aby ilości magnezu w substratach i produktach były takie same, musimy przed symbol magnezu wstawić cyfrę 2. Gotowe równanie reakcji przybierze więc postać:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO.$$

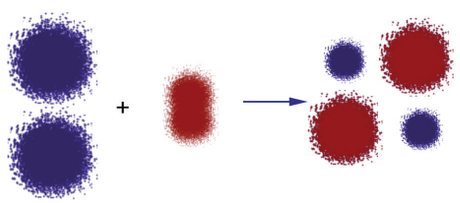
Powyżej opisany proces nazywamy **uzgadnianiem równania reakcji chemicznej**.

Zwracamy uwagę na to, by uczniowie nie używali nieprecyzyjnego określenia „uzgadniać reakcję".

To samo równanie można zapisać za pomocą wzorów strukturalnych:

$$\begin{matrix} Mg \\ Mg \end{matrix} + O{=}O \longrightarrow \begin{matrix} Mg^{2+} & O^{2-} \\ O^{2-} & Mg^{2+} \end{matrix}$$

Lub przedstawić w postaci modeli graficznych:



Zwracamy uwagę uczniów na wielkość atomów i jonów.

ĆWICZENIE 30.

Zapisz w zaszycie za pomocą symboli:
2 atomy tlenu, 1 cząsteczkę dwuatomową tlenu,
3 jony tlenu, 5 cząsteczek dwuatomowych tlenu.

W kolejności:
$2O$,
O_2,
$3O^{2-}$,
$5O_2$.

Podczas obserwowanej na poprzedniej lekcji reakcji żelaza z siarką można było zobaczyć kilka objawów reakcji. Jednym z nich był jasny płomień. Produkt reakcji (szary proszek) wyglądał zupełnie inaczej niż substraty.

Substratami były: srebrzysty metal – żelazo i żółte ciało stałe – siarka (siarka występuje w postaci ośmioatomowych cząsteczek, czyli S_8):

$$Fe + S_8.$$

Z połączenia siarki i żelaza powstaje siarczek żelaza(II). Z układu okresowego można odczytać, że żelazo jest pierwiastkiem elektrododatnim – oddaje 2 lub 3 elektrony, a siarka, jako pierwiastek elektroujemny, przyjmuje 2 elektrony. W wyniku reakcji atom siarki przekształca się w dwuujemny anion siarki, a atom żelaza w dwudodatni kation żelaza:

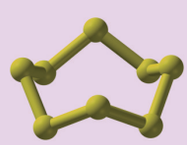
$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^- \qquad S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$$

Między kationem żelaza i anionem siarki tworzy się wiązanie jonowe. Powstał siarczek żelaza(II) o wzorze sumarycznym **FeS** i wzorze strukturalnym $Fe^{2+}S^{2-}$.

Równanie reakcji chemicznej między siarką a żelazem przyjmuje postać:

$$Fe + S_8 \rightarrow FeS.$$

Podczas uzgadniania równań reakcji chemicznych należy zwrócić szczególną uwagę na indeksy i współczynniki, by nie pomylić ich ze sobą. **Indeks stechiometryczny** – (dolna cyfra za symbolem) informuje nas, ile atomów lub jonów danego pierwiastka jest w najmniejszej możliwej ilości związku chemicznego, np.: w związku o wzorze sumarycznym $FeCl_2$ są 2 jony chloru, a w związku o wzorze $FeCl_3$ są 3 jony chloru (w obu związkach jest 1 jon żelaza). Indeks zależy od wewnętrznej budowy związku i nie możemy go zmieniać. **Współczynnik stechiometryczny** – (cyfra przed wzorem lub symbolem) wynika z naszych obliczeń podczas uzgadniania równania reakcji.



W cząsteczce siarki o wzorze sumarycznym S_8 atomy łączą się w pierścień.

P: 2 e
U: 2, 4, 6 e

$_{16}$**S**

siarka

O: 2 lub 3 e

$_{26}$**Fe**

żelazo

Musimy jeszcze tylko uzgodnić to równanie reakcji: w reakcji bierze udział 1 ośmioatomowa cząsteczka siarki, dlatego musi powstać 8 jonów siarki:

$$Fe + S_8 \rightarrow 8FeS.$$

Zapis 8FeS informuje nas, że w reakcji tej powstało 8 jonów żelaza, dlatego musiało w niej wziąć udział 8 atomów żelaza. Gotowe równanie przyjmuje postać:

$$8Fe + S_8 \rightarrow 8FeS.$$

We wszystkich omawianych wcześniej reakcjach chemicznych mieliśmy do czynienia z dwoma substratami, w wyniku reakcji powstawał jeden produkt – takie reakcje nazywają się **reakcjami syntezy (łączenia)**.

Uczniowie powtarzają definicję. Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że w reakcji syntezy nie muszą brać udziału tylko dwa substraty, może być ich więcej.

! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA SYNTEZY – reakcja chemiczna, w której wyniku z 2 lub więcej substratów powstaje 1 produkt.

$A + B \rightarrow AB$ $\qquad$ $A + B + C \rightarrow ABC$

Wykonajmy jeszcze kilka doświadczeń chemicznych, by sprawdzić, jakie mogą być objawy reakcji chemicznych.

Narysuj w zeszycie rysunki do doświadczeń 22., 23. i 24., zaznacz substraty i produkty. Na każdym z rysunków, po lewej stronie opisz substraty reakcji, a po prawej – produkty.

Doświadczenie 22.

DOŚWIADCZENIE 22.

WYKONANIE

Do probówki umieszczonej w statywie nalej około 2 cm^3 rozcieńczonego kwasu solnego. Następnie wsyp kilka wiórek magnezowych.

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

Wydzielają się pęcherzyki gazu. Magnez zniknął.

Zaszła reakcja chemiczna.

Doświadczenie 23.

DOŚWIADCZENIE 23.

WYKONANIE

Do probówki nalej około 1 cm^3 roztworu azotanu(V) srebra o wzorze $AgNO_3$, a następnie dodaj kilka kropli rozcieńczonego kwasu solnego.

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

Wytrącił się biały, serowaty osad.

Zaszła reakcja chemiczna.

Co świadczy o zajściu reakcji chemicznej?

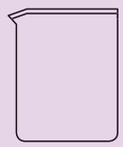
DOŚWIADCZENIE 24.

WYKONANIE

Do zlewki, szklanki lub słoika włóż jajo kurze. Następnie zalej jajo octem i pozostaw na kilka godzin.

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

Doświadczenie 24.



Skorupka początkowo staje się coraz bardziej miękka, aż wreszcie całkowicie zanika.

Zaszła reakcja chemiczna.

ĆWICZENIE 31.

Porównaj procesy chemiczne znane Ci z życia codziennego. Zastanów się, jak wyglądają substancje przed zajściem reakcji chemicznej i po jej zajściu. Jakie są objawy reakcji spalania benzyny, rozkładu kwasu węglowego podczas otwarcia butelki z gazowaną wodą mineralną, a jakie objawy reakcji zaobserwujesz w baterii? Sporządź w zeszycie notatkę ze swoich spostrzeżeń.

Spalanie benzyny: płomień i wydzielanie energii;

rozkład kwasu węglowego: wydzielanie pęcherzyków gazu;

bateria: przepływ prądu elektrycznego.

Przed zajściem reakcji chemicznej substancje wyglądają inaczej niż po jej zajściu. W wyniku reakcji substancji tych ubywa.

W otaczającym nas świecie zachodzi wiele przemian. Część z nich to reakcje chemiczne, część – przemiany fizyczne, a jeszcze inne zachodzą w jądrach atomów. Czasami reakcje chemiczne towarzyszą przemianom fizycznym. Ważne jest, by umieć je rozróżnić – by wiedzieć, kiedy powstaje NOWA substancja.

ZAPAMIĘTAJ

Do **OBJAWÓW REAKCJI CHEMICZNYCH** należą między innymi:

- wytrącanie się osadu,
- roztwarzanie osadu,
- zmiana smaku, koloru, zapachu,
- wydzielanie się pęcherzyków gazu.

Niektórym reakcjom towarzyszą efekty optyczne (płomień, błysk) lub akustyczne (trzask, huk, syk).

Mogą też towarzyszyć im efekty związane ze zmianą energii (ciepło, płomień, energia elektryczna, ruch).

Uczniowie nie muszą uczyć się na pamięć objawów reakcji. Ważniejsze jest, by widząc objaw danego typu pomyśleli, że zaszła reakcja chemiczna.

ĆWICZENIE 32.

Popatrz na poniższe ilustracje – zastanów się, jakie są objawy reakcji chemicznych prezentowanych na zdjęciach. Przerysuj tabelę do zeszytu, zastępując obrazy nazwami procesów, a litery A-F właściwymi objawami reakcji.

PROCES	OBJAWY REAKCJI
	mięknięcie i zmiana barwy
	zmiana wyglądu, zmiana smaku
	płomień i ciepło
	pokrycie dachów zielonym nalotem
	pokrycie żelaza (stali) rdzą
	zmiana barwy, zmiana smaku

! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJE CHEMICZNE	PRZEMIANY FIZYCZNE	REAKCJE JĄDROWE
procesy, w których następuje zanik jednych substancji i pojawienie się innych; zachodzą na skutek oddziaływania chmur elektronowych atomów	przemiany, które zmieniają właściwości fizyczne substancji, a nie towarzyszy im reakcja chemiczna	przemiany zachodzące w jądrach atomów, wywołane oddziaływaniami z innymi jądrami lub cząstkami elementarnymi
np. spalenie węgla	np. topnienie parafiny	np. rozszczepienie atomowych jąder neutronami

W otaczającym nas świecie wielu przemianom fizycznym towarzyszą procesy chemiczne i na odwrót.

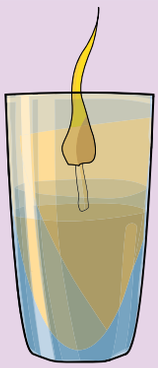
Proces gotowania wody jest bez wątpienia przemianą fizyczną – w wyniku dostarczania energii woda zamienia stan skupienia z ciekłego na gazowy. Jednak podczas gotowania wody w czajniku osadza się w nim tzw. kamień kotłowy! Gdyby w gotującej się wodzie nie zachodziły żadne reakcje, kamień by nie powstawał. Wyjaśnienie tego zjawiska jest proste – woda, którą gotujemy w czajniku, to nie czysta substancja (o wzorze sumarycznym H_2O) tylko mieszanina (roztwór) różnych związków. Niektóre z tych związków podczas gotowania wytrącają się w postaci osadu.

Podobnie sytuacja wygląda podczas spalania świecy. Proces ten jest niewątpliwie reakcją chemiczną. Gdy przypatrzymy się uważnie płomieniowi świecy, zobaczymy, że pali się on w pewnej wysokości knota nad świecą. Nie pali się więc sama parafina, z której jest zbudowana świeca, tylko następuje proces topnienia, a następnie parowania parafiny. W efekcie spaleniu ulegają pary parafiny. (To zjawisko umożliwia nam przeprowadzenie efektownego pokazu – spalania świecy pod wodą! Spróbuj samodzielnie zaplanować i wykonać to doświadczenie w domu). Możemy zatem powiedzieć, że reakcji chemicznej – spalaniu parafiny – towarzyszą przemiany fizyczne, takie jak topnienie i parowanie parafiny.

Czasami objawy reakcji chemicznej są bardzo podobne do objawów procesu fizycznego i dopiero dobra znajomość chemii pozwala określić, czy mamy do czynienia z procesem fizycznym, czy reakcją chemiczną. Np. jeżeli do wody wrzucimy szczyptę soli kuchennej lub tlenku wapnia (tzw. wapno palone), to objawy będą takie same – biała substancja zniknie. Jednak w pierwszym przypadku mamy do czynienia z przemianą fizyczną – rozpuszczaniem, a w drugim z reakcją chemiczną – roztwarzaniem.

PŁOMIEŃ ŚWIECY

Umieszczamy świecę w słoiku, zalewamy wodą tak, by niewielki kawałek świecy znalazł się nad jej powierzchnią. Zapalamy świecę.



SPALANIE ŚWIECY POD WODĄ

Uczniowie mogą klasyfikować do kategorii reakcji chemicznych lub przemian fizycznych tylko znane im procesy.

Mieszanina paliła się gwałtownie, z oślepiającym blaskiem. Wydzieliło się bardzo dużo ciepła.

Zaszła reakcja chemiczna pomiędzy magnezem a siarką.

Wyjaśnienie przebiegu reakcji na poziomie mikroświata jest podobne jak w przypadku reakcji żelaza z siarką. Powtarzanie tych samych informacji w nieco innych wariantach, pozwala uczniom na zrozumienie i utrwalenie informacji. Rolą nauczyciela jest zwrócenie uwagi, że podobny proces był już omawiany.

POWIEDZ CZŁOWIEKOWI, ŻE NA NIEBIE JEST GWIAZD 978301246569987,
A UWIERZY [...].

JULIAN TUWIM, „JARMARK RYMÓW"

2.5. DLACZEGO CHEMICY UŻYWAJĄ TERMINU MOL?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: reakcja chemiczna, wiązanie atomowe, wiązanie jonowe;**
- **jak uzgadnia się równanie reakcji chemicznej.**

DOŚWIADCZENIE 25.

WYKONANIE

Opiłki magnezu i siarki utrzyj osobno w moździerzu i wymieszaj je. Z mieszaniny siarki i magnezu uformuj kopczyk na porcelanowej płytce. W płomieniu palnika rozżarz do czerwoności metalowy drut i dotknij nim mieszaniny.

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

O: 2 e

$_{12}$**Mg**

magnez

Obserwacje dokonane na poziomie makroświata mają swoje wyjaśnienie w mikroświecie – świecie indywiduów chemicznych, tj. atomów, jonów i cząsteczek.

Spróbujmy wyjaśnić powyższy proces.

Atomy siarki, tworzące ośmioatomowe cząsteczki siarki, zbliżyły się do atomów magnezu. Ponieważ atom magnezu może oddać 2 elektrony, a atom siarki może przyjąć 2 elektrony, powstały odpowiednio jony: Mg^{2+} i S^{2-}. Jony te przyciągają się siłami elektrostatycznymi. W wyniku reakcji chemicznej powstała więc nowa substancja o nazwie siarczek magnezu.

Dlaczego chemicy używają terminu mol?

Równanie reakcji chemicznej przybiera postać:

$$S_8 + 8Mg \rightarrow 8MgS.$$

Zastanówmy się, w jaki sposób można to równanie odczytać:

1 (ośmioatomowa) cząsteczka siarki reaguje z 8 atomami magnezu. Powstaje... I tu pojawia się problem – jak nazwać produkt reakcji?

W wyniku reakcji powstał siarczek magnezu, który ma budowę jonową, czyli powstało 8 kationów magnezu ($8Mg^{2+}$) i 8 anionów siarki ($8S^{2-}$). Jony te oddziałują ze sobą, tworząc wiązania jonowe. W wyniku tego procesu powstał kryształ siarczku magnezu.

Ponieważ jest to związek chemiczny o budowie jonowej, nie możemy mówić o „cząsteczkach siarczku magnezu" ani też nie możemy powiedzieć, że powstało „8 siarczków magnezu". Powinniśmy więc powiedzieć tak: w wyniku reakcji powstaje 8 par jonów tworzących siarczek magnezu. Jednak takie nazewnictwo jest bardzo niewygodne. Lepszym rozwiązaniem jest wykorzystanie powszechnie stosowanego przez chemików terminu **mol**.

Mol jest jednostką liczności materii, czyli odpowiada nam na pytanie, ile jest atomów, jonów, cząsteczek, elektronów, protonów, kwarków...

Termin mol odnosi się do ogromnej liczby indywiduów chemicznych, a nie do pojedynczych atomów jonów czy cząsteczek. A zatem problem nazwania pojedynczego indywiduum siarczku magnezu znika.

! ZAPAMIĘTAJ

MOL jest podstawową w układzie SI jednostką liczności materii:

1 mol = 602214100000000000000000.

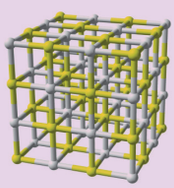
Częściej stosuje się zapis:

1 mol = 6,022141 · 10^{23} elementów materii.

P: 2 e
U: 2, 4, 6 e

$_{16}$**S**

siarka



KRYSZTAŁ SIARCZKU MAGNEZU

Pojęcie mola na poziomie gimnazjum służy w zasadzie tylko poprawnemu odczytywaniu równań reakcji. Stwierdzenie, że powstało osiem cząsteczek siarczku magnezu, jest bowiem błędne (nie mówimy o cząsteczkach w przypadku substancji o budowie jonowej).

Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że każda jednostka służy do mierzenia: metr – odległości, kilogram – masy, a mol – liczności. Można w tym miejscu podać inne miary liczności: para, kopa, tuzin itd.

Uczniowie powtarzają skróconą definicję pojęcia: mol to $6{,}02 \cdot 10^{23}$ elementów materii.

Ćwiczenia w molowym odczytywaniu równań reakcji chemicznych powinny pojawiać się przy każdym równaniu reakcji.

1. Dwa mole dwuatomowych cząsteczek wodoru reagują z jednym molem dwuatomowych cząsteczek tlenu. W wyniku reakcji powstają dwa mole cząsteczek wody.
2. Jeden mol dwuatomowych cząsteczek wodoru reaguje z jednym molem dwuatomowych cząsteczek chloru. W wyniku reakcji powstają dwa mole chlorowodoru.
3. Trzy mole dwuatomowych cząsteczek wodoru reagują z jednym molem dwuatomowych cząsteczek azotu. W wyniku reakcji powstają dwa mole cząsteczek amoniaku.
4. Dwa mole atomów wapnia reagują z jednym molem dwuatomowych cząsteczek tlenu. W wyniku reakcji powstają dwa mole tlenku wapnia.
5. Cztery mole atomów glinu reagują z trzema molami dwuatomowych cząsteczek tlenu. W wyniku reakcji powstają dwa mole tlenku glinu.

Wykorzystując pojęcie mol, równanie:

$S_8 + 8Mg \rightarrow 8MgS$

możemy zinterpretować następująco:

» 1 mol cząsteczek siarki reaguje z 1 molem atomów magnezu i powstaje 8 moli siarczku magnezu.

Odczytajmy, stosując pojęcie mola, znane już z poprzednich lekcji równania reakcji:

$S_8 + 8Fe \rightarrow 8FeS$

» 1 mol cząsteczek siarki reaguje z 8 molami atomów żelaza, w wyniku czego powstaje 8 moli siarczku żelaza(II);

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

» 1 mol atomów węgla reaguje z 1 molem cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstaje 1 mol cząsteczek tlenku węgla(IV);

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

» 2 mole atomów magnezu reagują z 1 molem cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstają 2 mole tlenku magnezu.

ĆWICZENIE 33.

Używając pojęcia mol, samodzielnie odczytaj poniższe równania reakcji:

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$	(podpowiedź: H_2O – to cząsteczka związku chemicznego o nazwie woda)
$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	(podpowiedź: HCl – to cząsteczka związku chemicznego o nazwie chlorowodór)
$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$	(podpowiedź: NH_3 – to cząsteczka związku chemicznego o nazwie amoniak)
$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$	(podpowiedź: CaO – to związek chemiczny o budowie jonowej; nosi nazwę: tlenek wapnia)
$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$	(podpowiedź: Al_2O_3 – to związek chemiczny o budowie jonowej; nosi nazwę: tlenek glinu)

Rozwiązania zapisz w zeszycie.

Dlaczego chemicy używają terminu mol?

Jak już wspomniano, 1 mol to $6{,}022141 \cdot 10^{23}$ elementów. Taka liczba wynika z definicji tej jednostki.

! ZAPAMIĘTAJ

MOL – liczba elementów równa liczbie atomów węgla, zawartej w 0,012 kg izotopu węgla ^{12}C.

Mol jest wielkością bezwymiarową i wykorzystuje się go w taki sam sposób jak inne powszechnie stosowane jednostki miary liczebności.

JEDNOSTKA MIARY LICZEBNOŚCI	LICZBA ELEMENTÓW
para	2
tuzin	12
mendel	15
kopa	60
gros	144
mol	602214100000000000000000

TABELA 2.4. Mol a powszechnie stosowane jednostki miary liczebności.

Jak wynika z powyższej tabeli, mol jest tak ogromną liczbą, że nie stosuje się go do obiektów dużych (makroskopowych), natomiast stosuje się go do elementów mikroświata.

Skoro można mieć 2 tuziny atomów (tj. 2 · 12 = 24 atomy), można mieć również 2 mole atomów. Aby obliczyć, jaką liczbę elementów stanowią 2, 3 mole lub więcej moli, stosujemy odpowiednie proporcje:

1 mol = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ elementów

2 mole = **2** · 1 mol = **2** · $6{,}02 \cdot 10^{23}$ = $12{,}04 \cdot 10^{23}$ elementów,

3 mole = **3** · 1 mol = **3** · $6{,}02 \cdot 10^{23}$ = $18{,}06 \cdot 10^{23}$ elementów,

0,5 mola = **0,5** · 1 mol = **0,5** · $6{,}02 \cdot 10^{23}$ = $3{,}01 \cdot 10^{23}$ elementów,

0,25 mola = **0,25** · 1 mol = **0,25** · $6{,}02 \cdot 10^{23}$ = $1{,}505 \cdot 10^{23}$ elementów.

Para butów = 2 buty.

2 pary skarpetek = 4 skarpetki.

Zegarek – przykład wykorzystania systemu liczenia bazującego na liczbie 12.

Schemat zegarka z dziesięciogodzinną tarczą jako przykład próby wyeliminowania systemu dwunastkowego z rachuby czasu. Takich zegarków używano np. w czasach rewolucji francuskiej.

W tym miejscu można opowiedzieć, w jaki sposób powstała taka definicja – nie jest to jednak konieczne. (Uczniowie zainteresowani mogą sprawdzić, jak rozwijało się pojęcie mola na przestrzeni lat).

Początkowo dokonujemy obliczeń na niewielkich liczbach całkowitych i prostych ułamkach. W miarę jak uczniowie coraz bieglej posługują się tym pojęciem, możemy przejść do trudniejszych matematycznie obliczeń.

0,6 mola atomów baru = $0{,}6 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 3{,}612 \cdot 10^{23}$ atomów baru.

12 moli cząsteczek wody = $12 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 72{,}24 \cdot 10^{23}$ cząsteczek wody.

3 mole jonów wapnia = $3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 18{,}06 \cdot 10^{23}$ jonów wapnia.

$24{,}08 \cdot 10^{23}$ atomów sodu = $\frac{24{,}08 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 4$ mole atomów sodu.

3,01 • 1023 cząsteczek amoniaku = $\frac{3{,}01 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 0{,}5$ mola cząsteczek amoniaku.

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów argonu = $\frac{6{,}02 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 1$ mol atomów argonu.

Uczniowie powtarzają definicję. Porównują definicje terminów masa atomowa, liczba masowa, masa molowa.

ĆWICZENIE 34.

Używając pojęcia mol, spróbuj samodzielnie dokonać następujących obliczeń:

Oblicz, jaka to liczba elementów (atomów, cząsteczek, jonów):

- 0,6 mola atomów baru;
- 12 moli cząsteczek wody;
- 3 mole jonów wapnia.

Oblicz, ile to moli:

- $24{,}08 \cdot 10^{23}$ atomów sodu;
- $3{,}01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek amoniaku;
- $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów argonu.

Obliczenia zapisz w zeszycie.

Gdy mamy do czynienia z **pojedynczymi atomami, jonami, cząsteczkami,** obliczamy ich masę, stosując jako jednostkę **unit.** Gdy mówimy natomiast o **molach jonów, molach atomów, molach cząsteczek,** jako jednostkę masy stosujemy **gramy**. Jest to kolejna zaleta korzystania z pojęcia: mol.

ZAPAMIĘTAJ

MASA MOLOWA – masa 1 mola elementów materii. Jej jednostka to **g/mol**.

Masę molową pierwiastka odczytujemy z układu okresowego. Ma ona taką samą wartość jak masa atomowa, różni się natomiast jednostką.

Gdy pierwiastek występuje w postaci cząsteczek, masy molowe obliczamy w taki sam sposób jak masy cząsteczkowe, stosując jedynie jednostkę g/mol.

Masa 1 atomu żelaza [Fe] = 56 u, czyli masa atomowa żelaza wynosi $m_{Fe} = 56$ u.

Masa 1 mola atomów żelaza [Fe] = 56 g, czyli masa molowa wynosi $M_{Fe} = 56 \frac{g}{mol}$.

Masa 1 ośmioatomowej cząsteczki siarki [S_8] = 32 u · 8 = 256 u, czyli masa cząsteczkowa $m_{S_8} = 256$ u.

Masa 1 mola ośmioatomowych cząsteczek siarki [S_8] = 32 g · 8 = 256 g, czyli masa molowa wynosi $M_{S_8} = 256 \frac{g}{mol}$.

Dlaczego chemicy używają terminu mol?

Aby obliczyć masy molowe substancji bardziej złożonych, należy zsumować masy molowe wszystkich składników wchodzących w skład danej substancji.

Przykładowo obliczmy masę molową substancji o wzorze sumarycznym H_2SO_4.

$$M_{H_2SO_4} = M_H \cdot 2 + M_S \cdot 1 + M_O \cdot 4 = 1\frac{g}{mol} \cdot 2 + 32\frac{g}{mol} \cdot 1 + 16\frac{g}{mol} \cdot 4 = 98\frac{g}{mol}$$

Masa 1 mola cząsteczek substancji o wzorze H_2SO_4 = 98 g.

Aby ułatwić uczniom zrozumienie roli indeksów przy obliczaniu masy, zaznaczamy je na kolorowo.

Gdy substancja ma jeszcze bardziej złożoną strukturę, jak np. $Mg(NO_3)_2$, liczba poza nawiasem określa wielokrotność wszystkich elementów w nawiasie.

$Mg(NO_3)_2$

$$M_{Mg(NO_3)_2} = M_{Mg} \cdot 1 + (M_N \cdot 1 + M_O \cdot 3) \cdot 2 = 24\frac{g}{mol} \cdot 1 + (14\frac{g}{mol} \cdot 1 + 16\frac{g}{mol} \cdot 3) \cdot 2 = 148\frac{g}{mol}$$

ĆWICZENIE 35.

Spróbuj samodzielnie obliczyć masy molowe następujących indywiduów:

M_{NH_3} = ?	M_{NaOH} = ?	$M_{H_3PO_4}$ = ?
M_{MgO} = ?	$M_{Ca(OH)_2}$ = ?	$M_{(NH_4)_2SO_4}$ = ?

$M_{NH_3} = 14\frac{g}{mol} + 3 \cdot 1\frac{g}{mol} = 17\frac{g}{mol}$.

$M_{NaOH} = 23\frac{g}{mol} + 16\frac{g}{mol} + 1\frac{g}{mol} = 40\frac{g}{mol}$.

$M_{H_3PO_4} = 3 \cdot 1\frac{g}{mol} + 31\frac{g}{mol} + 4 \cdot 16\frac{g}{mol} = 98\frac{g}{mol}$.

$M_{MgO} = 24\frac{g}{mol} + 16\frac{g}{mol} = 40\frac{g}{mol}$.

$M_{Ca(OH)_2} = 40\frac{g}{mol} + 2 \cdot (16\frac{g}{mol} + 1\frac{g}{mol}) = 74\frac{g}{mol}$.

$M_{(NH_4)_2SO_4} = 2 \cdot (14\frac{g}{mol} + 4 \cdot 1\frac{g}{mol}) + 32\frac{g}{mol} + 4 \cdot 16\frac{g}{mol} = 132\frac{g}{mol}$.

Zastanówmy się, jaką masę stanowić będą wielokrotności mola.

Lód to zamrożona woda. Załóżmy, że mamy kostki lodu o masie 18 g. Jeżeli weźmiemy 2 takie kostki, to ich masa będzie wynosić 36 g. Jeżeli zaś 3, to odpowiednio ich masa będzie stanowić 3 · 18 = 54 g.

Masa molowa wody (H_2O) wynosi 18 g/mol. Skoro jeden mol cząsteczek wody ma masę 18 g, w takim razie 1 kostka lodu o masie 18 g zawiera 1 mol cząsteczek wody. 2 kostki lodu to 2 mole cząsteczek wody, a 3 kostki lodu to 3 mole cząsteczek wody.

Z powyższych rozważań wynika, że skoro masa 1 mola cząsteczek wody to 18 g, to masa 2 moli wody będzie wynosić: 2 · masa 1 mola wody, czyli 2 · 18 g, co daje 36 g. W przypadku 3 moli cząsteczek wody masa 1 będzie wynosić: 3 · 18 g = 54 g.

Zadania umieszczone w tym miejscu są typowymi, prostymi zadaniami stechiometrycznymi, zrozumiałymi dla większości uczniów. Podanie sposobu rozwiązywania tego typu zadań ułatwia śledzenie procesu rozumowania nawet uczniom mniej uzdolnionym chemicznie czy matematycznie.

1. Wprowadzając pojęcie mola należy uważać, aby nie przestraszyć uczniów – jest to przecież taka sama jednostka liczności jak tuzin czy kopa.
2. Pojęcie mola służy w głównej mierze do poprawnego odczytywania równań reakcji chemicznych. Ćwiczymy tę umiejętność na każdej lekcji, podczas rozwiązywania równań reakcji.
3. Jeżeli przy takich okazjach będziemy również ćwiczyć proste zadania stechiometryczne, to na koniec trzeciej klasy około ¾ uczniów będzie samodzielnie je rozwiązywać.

Dobrą metodą motywującą do rozwiązywania zadań przy tablicy jest ogłoszenie, że ochotnik nie dostanie oceny do dziennika, jeżeli jej sobie nie życzy.

1 kg soli kuchennej (chlorku sodu) zawiera aż 17 moli tej soli, czyli 17 moli jonów Na^+ i 17 moli jonów Cl^-.

Znając masę molową substancji, można również w prosty sposób obliczyć, ile moli danej substancji jest zawarte w pewnej określonej masie tej substancji. Sól kuchenna to substancja o nazwie chlorek sodu, o wzorze sumarycznym NaCl. Obliczmy masę molową NaCl:

$M_{NaCl} = 23 + 35{,}5 = 58{,}5$ g/mol.

Skoro 1 mol soli kuchennej ma masę 58,5 g, zastanówmy się, ile moli soli kuchennej zawartych jest w opakowaniu soli o masie 1 kg, tj. 1000 g. Aby to obliczyć, wystarczy masę soli podzielić przez masę 1 mola soli:

liczba moli chlorku sodu (soli kuchennej) = 1000 g : 58,5 g ≈ 17

Jak pokazują powyższe obliczenia, w torebce soli kuchennej o masie 1 kg znajduje się aż 17 moli chlorku sodu.

SPRÓBUJMY ROZWIĄZAĆ KILKA ZADAŃ

1. Ile atomów zawierają 2 mole żelaza?

Kolejność rozwiązywania zadania:

1. *Korzystając z definicji mola, zapisujemy:*
2. *Zapisujemy pytanie:*
3. *Zapisujemy proporcję za pomocą ułamków:*
4. *Po przekształceniu obliczamy X:*

1 mol atomów żelaza to **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** atomów żelaza

2 mole atomów żelaza to **X** atomów żelaza

$$\frac{1}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = \frac{2}{X}$$

$$\mathbf{X} = \frac{2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{1}$$

$$\mathbf{X} = 12{,}04 \cdot 10^{23}$$

Odp.: 2 mole żelaza zawierają $12{,}04 \cdot 10^{23}$ atomów żelaza.

2. Ile jonów jest zawartych w 4 molach jonów chloru?

Kolejność rozwiązywania zadania:

1. *Korzystając z definicji mola, zapisujemy:*
2. *Zapisujemy pytanie:*
3. *Zapisujemy proporcję za pomocą ułamków:*
4. *Po przekształceniu obliczamy X:*

1 mol jonów chloru to **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** jonów chloru

4 mole jonów chloru to **X** jonów chloru

$$\frac{1}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = \frac{4}{X}$$

$$\mathbf{X} = \frac{4 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{1}$$

$$\mathbf{X} = 24{,}08 \cdot 10^{23}$$

Odp.: 4 mole jonów zawierają $24{,}08 \cdot 10^{23}$ jonów chloru.

3. Oblicz, ile to moli $12{,}04 \cdot 10^{23}$ atomów helu:

Kolejność rozwiązywania zadania:

1. *Korzystając z definicji mola, zapisujemy:*
   1 mol to **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** atomów helu
   X moli to $12{,}04 \cdot 10^{23}$ atomów helu
2. *Zapisujemy pytanie:*
3. *Zapisujemy proporcje za pomocą ułamków:*

$$\frac{1}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = \frac{X}{12{,}04 \cdot 10^{23}}$$

4. *Po przekształceniu obliczamy X:*

$$\mathbf{X} = \frac{1 \cdot 12{,}04 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}}$$

$$\mathbf{X} = 2$$

Odp.: $12{,}04 \cdot 10^{23}$ atomów helu to 2 mole.

ĆWICZENIE 36.

Oblicz, ile atomów argonu znajduje się w 5 molach tego gazu.

Oblicz, ile to moli $1{,}501 \cdot 10^{23}$ elektronów.

Skoro w jednym molu gazu znajduje się $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów argonu, to w pięciu molach argonu znajduje się x atomów.

$$x = \frac{5 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{1} \text{ atomów} =$$

$30{,}1 \cdot 10^{23}$ atomów.

W pięciu molach argonu znajduje się $30{,}1 \cdot 10^{23}$ atomów.

Jeden mol to $6{,}02 \cdot 10^{23}$ elementów, czyli jeżeli jeden mol to $6{,}02 \cdot 10^{23}$ elektronów, to x moli stanowi $1{,}501 \cdot 10^{23}$ elektronów.

$$x = \frac{1 \cdot 1{,}501 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} \text{ moli} =$$

0,25 mola elektronów.

$1{,}501 \cdot 10^{23}$ elektronów to 0,25 mola elektronów.

Podczas wykonywania obliczeń na lekcjach chemii nauczyciel powinien rozważyć możliwość korzystania przez uczniów z kalkulatora. Oczywiście korelacja z matamatyką i ćwiczenie umiejętności prowadzenia obliczeń bez użycia kalkulatora są słuszne, jednak w przypadku, gdy mamy niewiele czasu na kształtowanie umiejętności chemicznych w trakcie rozwiązywania zadań, lepiej rozwiązać kilka zadań więcej używając kalkulatora niż mniejszą ich liczbę bez niego. Na opanowanie czynności matematycznych uczniowie mają wystarczająco dużo czasu podczas lekcji matematyki oraz fizyki.

Podany obok cytat z Empedoklesa ukazuje, że pewne prawa przyrody znane były nawet starożytnym mędrcom.
Żartobliwa wersja współczesna „w przyrodzie nic nie ginie, czasem tylko zmienia swego właściciela" ukazuje z kolei, że nawet prawa przyrody wykorzystywane są w codziennych powiedzonkach.

Po zmieszaniu substancji ze sobą wytrącił się niebieski osad. Masa zlewek przed reakcją i po niej jest taka sama.

W PRZYRODZIE NIE POWSTAJE NIC,
CO MOŻE UMRZEĆ;
NIE MA CAŁKOWITEGO UNICESTWIENIA;
NIE DZIEJE SIĘ NIC
OPRÓCZ ZMIAN I ROZPADU TEGO, CO POŁĄCZONE.

EMPEDOKLES

2.6. JAKIE SĄ PODSTAWY OBLICZEŃ CHEMICZNYCH?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: równanie reakcji chemicznej, masa molowa, układ okresowy;**
- **jak oblicza się masę molową.**

EMPEDOKLES

Starożytny filozof i lekarz. Uważał że: „nic nie może powstać z niczego, a to, co jest, nie może przestać być". Żył w IV wieku p.n.e.

DOŚWIADCZENIE 26.

WYKONANIE

Weź dwie małe zlewki. Do jednej zlewki nalej 10 cm^3 roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) o wzorze sumarycznym $CuSO_4$. Do drugiej zlewki nalej 10 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o wzorze sumarycznym NaOH. Umieść zlewki na wadze i dokonaj pomiaru masy, a następnie przelej zawartość drugiej zlewki do pierwszej i ponownie zważ obie zlewki.

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

Po zmieszaniu zawartości zlewek objawy świadczą o zajściu reakcji chemicznej pomiędzy substratami – $CuSO_4$ i NaOH. Nie nastąpiła zmiana masy całego układu przed reakcją i po niej. Stąd wniosek, że masa substratów jest równa masie produktów.

DOŚWIADCZENIE 27.

WYKONANIE

Weź dwie małe zlewki. Do pierwszej zlewki nalej 10 cm^3 roztworu węglanu sodu (Na_2CO_3) lub sody oczyszczonej ($NaHCO_3$), a do drugiej zlewki nalej 10 cm^3 roztworu octu (CH_3COOH) lub kwasu solnego (HCl). Umieść zlewki na wadze i dokonaj pomiaru masy, a następnie porcjami przelej zawartość drugiej zlewki do pierwszej i ponownie zważ obie zlewki.

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

Po zmieszaniu substancji wydzielił się gaz. Masa zlewek przed reakcją była większa niż masa zlewek po reakcji.

W drugim doświadczeniu waga wskazuje niższą masę produktów niż substratów. Dlaczego w tym doświadczeniu wskazania wagi były różne przed reakcją i po niej, natomiast w pierwszym doświadczeniu jednakowe?

W pierwszym doświadczeniu żaden z substratów ani produktów nie był lotny i nie opuszczał środowiska reakcji. W drugim eksperymencie jednym z produktów reakcji jest natomiast gaz, który opuszcza środowisko reakcji, co powoduje, że waga pokazuje mniejszą masę produktów niż wynosiła masa substratów. Gdybyśmy nasze środowisko reakcji zamknęli w taki sposób, że powstający gaz nie uciekałby, wskazania wagi byłyby identyczne przed reakcją i po niej.

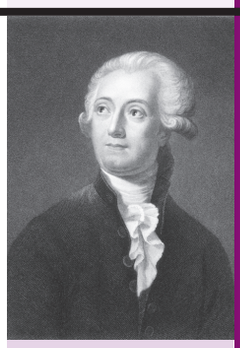
ZASTANÓW SIĘ

Jak można zmodyfikować to doświadczenie, aby wskazania wagi PRZED reakcją i PO reakcji były takie same?

Zamiast dwóch zlewek można użyć kolbki stożkowej i balonika. Do kolbki nalewamy kwasu solnego lub octu, a do balonika nalewamy wodny roztwór węglanu sodu lub sody oczyszczonej (można również użyć tych substancji w postaci stałej). Zakładamy balonik na szyjkę kolby tak, aby nie zmieszać zawartości balonika z zawartością kolby. Całość ważymy. Następnie przelewamy albo przesypujemy zawartość balonika do kolbki. Po zakończeniu reakcji całość ponownie ważymy.

W wyniku przeprowadzonych eksperymentów można sformułować prawo, nazywane **prawem zachowania masy**. Jest ono spełnione w sytuacji, gdy badany układ jest zamknięty – czyli muszą być zapewnione takie warunki, w których produkty nie mogą się ulotnić lub też nie mogą reagować (łączyć się) z substancjami zawartymi w powietrzu.

Jak pamiętamy, reakcje chemiczne nie prowadzą do przemiany atomów jednego pierwiastka w atomy innego pierwiastka, powodują natomiast zmiany połączeń pomiędzy atomami. Liczba atomów każdego z pierwiastków, zarówno przed reakcją chemiczną, jak i po niej, nie ulega zmianie. Co za tym idzie, nie powinna także ulegać zmianie masa układu.



ANTOINE LAVOISIER
[antuan lawłazje]
XVIII-wieczny fizyk i chemik, sformułował prawo zachowania masy.

Uczniowie powtarzają definicję. Należy zwrócić uwagę na pierwszy jej człon („w układzie zamkniętym") i wyjaśnić, co to oznacza w praktyce. Na przykład dlaczego masa rdzewiejącego przedmiotu ulega zwiększeniu, a masa spalanego węgla maleje.

Podobnie jak dla masy molowej, to obliczenie można wykonać dla mas atomowych i cząsteczkowych – nie ma to jednak praktycznego zastosowania. W laboratorium, przygotowując doświadczenia, posługujemy się gramami (czyli obliczamy masy molowe).

MICHAIŁ ŁOMONOSOW

XVIII-wieczny chemik. Niezależnie od Lavoisiera sformułował prawo zachowania masy.

Prawo zachowania masy po raz pierwszy sformułowali niezależnie od siebie w 1756 roku Rosjanin Michaił Łomonosow i w 1785 roku Francuz Antoine Lavoisier.

! ZAPAMIĘTAJ

PRAWO ZACHOWANIA MASY – w układzie zamkniętym suma mas substancji substratów jest równa sumie mas produktów.

Sprawdźmy za pomocą obliczeń, czy w przeprowadzonych przez nas reakcjach chemicznych to prawo obowiązywało. Aby tego dokonać, należy zapisać i uzgodnić równanie reakcji chemicznej, a następnie obliczyć masy poszczególnych reagentów, korzystając z mas molowych substancji.

Reakcja siarki z żelazem:

$$S_8 + 8Fe \rightarrow 8FeS.$$

Z równania reakcji wynika, że 1 mol cząsteczek siarki reaguje z 8 molami atomów żelaza, co powoduje, że powstaje 8 moli substancji o nazwie siarczek żelaza(II).

Odczytujemy z układu okresowego lub obliczamy masy molowe reagentów:

$$M_{S_8} = 32 \cdot 8 = 256\,\frac{g}{mol};\quad M_{Fe} = 56\,\frac{g}{mol};\quad M_{FeS} = 56 + 32 = 88\,\frac{g}{mol}.$$

Obliczamy masy substratów, uwzględniając ich ilość wynikającą z równania reakcji:

Masa 1 mola cząsteczek siarki S_8 = 256 g.

Masa 8 moli atomów żelaza = 8 · 56 g = 448 g.

Masa substratów = 256 g + 448 g = 704 g.

Obliczamy masę produktu:

Masa 8 moli siarczku żelaza(II) = 8 · 88g = 704 g.

Porównujemy masy substratów z masą produktów:

Masa substratów = 704 g.

Masa produktów = 704 g.

Masa substratów = masa produktów.

Prawo zachowania masy jest spełnione.

Obecnie idea prawa zachowania masy wydaje się oczywista, jednak w XVIII wieku miała wielu przeciwników. Jeden z nich twierdził, że skoro drewno do kominka przynosi 2 silnych służących, a popiół wynosi tylko 1 pokojówka, to prawo to nie jest prawdziwe.

O czym zapomniał ten naukowiec?

Żona Antoniego Lavoisiera towarzyszyła mu w laboratorium, notowała przebieg eksperymentów i ilustrowała jego księgi. Caryca Katarzyna II interesowała się nauką, będąc jej hojną mecenaską. Na przykładzie tych kobiet i kłopotów Marii Skłodowskiej-Curie można ukazać, jak bardzo zmieniła się rola kobiet w nauce w ostatnich czasach. Temat ten można zasugerować jako temat lekcji wychowawczej.

Obliczeń dokonujemy na znanych już uczniom równaniach reakcji. Pozwala to na zapamiętanie tych doświadczeń i równań i skupieniu się na nowym elemencie w obliczeniach.

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
Masa substratów = 2 • 2 g + 32 g = 36 g.
Masa produktów = 2 • 18 g = 36 g.
Masa substratów = masa produktów.

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
Masa substratów = 2 g + 71 g = 73 g.
Masa produktów = 2 • 36,5 g = 73 g.
Masa substratów = masa produktów.

$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$
Masa substratów = 3 • 2 g + 2 • 14 g = 34 g.
Masa produktów = 2 • 17 g = 34 g.
Masa substratów = masa produktów.

$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$
Masa substratów = 4 • 27 g + 3 • 32g = 108 g + 96 g = 204 g.
Masa produktów = 2 • 102 g = 204 g.
Masa substratów = masa produktów.

$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$
Masa substratów = 2 • 40 g + 32 g = 112 g.
Masa produktów = 56 g • 2 = 112 g.
Masa substratów = masa produktów.

We wszystkich wyżej wymienionych przypadkach prawo zachowania masy jest spełnione.

Reakcja magnezu z tlenem:

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$.

$M_{Mg} = 24\frac{g}{mol}$; $M_{O_2} = 16 \cdot 2 = 32\frac{g}{mol}$; $M_{MgO} = 24 + 16 = 40\frac{g}{mol}$.

Masa substratów = masa 2 moli atomów magnezu + masa 1 mola cząsteczek tlenu.

Masa substratów = 2 · 24 g + 32 g = 80 g.

Masa produktów = masa 2 moli tlenku magnezu = 2 · 40 g = 80 g.

Masa substratów = masa produktów.

Prawo zachowania masy jest spełnione.

Reakcja węgla z tlenem:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$.

$M_C = 12\frac{g}{mol}$; $M_{O_2} = 16 \cdot 2 = 32\frac{g}{mol}$; $M_{CO_2} = 12 + 16 \cdot 2 = 44\frac{g}{mol}$.

Masa substratów = masa 1 mola atomów węgla + masa 1 mola cząsteczek tlenu.

Masa substratów = 12 g + 32 g = 44 g.

Masa produktów = masa 1 mola tlenku węgla(IV).

Masa produktów = 44 g.

Masa substratów = masa produktów.

Prawo zachowania masy jest spełnione.

ĆWICZENIE 37.

Dokonując stosownych obliczeń, sprawdź, czy spełnione jest prawo zachowania masy dla podanych niżej reakcji chemicznych:

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$,

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$,

$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$,

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

$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$.

Początkowo przy obliczeniach stechiometrycznych należy podawać uczniom równania reakcji chemicznych (nawet już uzgodnione). Kiedy uczniowie poczują się pewnie, dajemy im do rozwiązania nieuzgodnione równania reakcji, wyłącznie substraty itd.

Pytanie do uczniów: na lekcji chemii odwoływaliśmy się już do tej relacji. Kiedy?

Uczniowie powtarzają definicję.

Prawo zachowania masy sformułowano w drugiej połowie XVIII wieku. Obecnie należy uzupełnić je o zależności wynikające z relacji zaproponowanej przez Alberta Einsteina i wiążące energię układu z jego masą:

$$E = mc^2,$$

gdzie: E oznacza energię, m – masę substancji, c – prędkość światła.

! ZAPAMIĘTAJ

PRAWO ZACHOWANIA MATERII – w układzie zamkniętym suma mas substancji i energii jest wielkością stałą i nie zależy od przemian zachodzących wewnątrz układu.

Kolejne ważne prawo to **prawo stałości składu**, które dotyczy ilości atomów (jonów) w związku chemicznym.

Tlenek węgla(IV), zwany dwutlenkiem węgla, można otrzymać, spalając węgiel w tlenie. Powstaje on też w naszych płucach podczas procesu oddychania, również w wyniku prażenia (ogrzewania w wysokiej temperaturze) wapieni, reakcji wapieni z różnymi kwasami, a także podczas otwierania butelki z gazowaną wodą mineralną*. Niezależnie od tego, w jaki sposób (na jakiej drodze) powstała cząsteczka tlenku węgla(IV), zawsze składa się ona z atomu węgla, który połączył się z 2 atomami tlenu. Można też o reakcji, która zaszła, powiedzieć, używając pojęcia: mol – 1 mol atomów węgla połączył się z 2 molami atomów tlenu, tworząc 1 mol cząsteczek tlenku węgla(IV). Znając masy molowe pierwiastków:

$$M_{węgla} = 12\,\frac{g}{mol};\ M_{tlenu} = 16\,\frac{g}{mol},$$

można obliczyć stosunek masy węgla do masy tlenu w tlenku węgla(IV).

Ponieważ w 1 molu CO_2 znajduje się 1 mol atomów węgla oraz 2 mole atomów tlenu, stosunek mas wynosi:

$$\frac{\text{masa 1 mola atomów węgla}}{\text{masa 1 mola atomów tlenu}} = \frac{M_C}{2 \cdot M_O} = \frac{12\ g}{2 \cdot 16\ g} = \frac{12}{32} = \frac{3}{8}.$$

* Podczas rozkładu kwasu węglowego.

Al_2O_3

$$\frac{\text{masa glinu}}{\text{masa tlenu}} = \frac{2 \cdot M_{Al}}{3 \cdot M_O} = \frac{2 \cdot 27\ g}{3 \cdot 16\ g} = \frac{54}{48} = \frac{9}{8}$$

Fe_2O_3

$$\frac{\text{masa żelaza}}{\text{masa tlenu}} = \frac{2 \cdot M_{Fe}}{3 \cdot M_O} = \frac{2 \cdot 56\ g}{3 \cdot 16\ g} = \frac{112}{48} = \frac{7}{3}$$

$MgCl_2$

$$\frac{\text{masa magnezu}}{\text{masa chloru}} = \frac{M_{Mg}}{2 \cdot M_{Cl}} = \frac{24\ g}{3 \cdot 35{,}5\ g} = \frac{24}{71}$$

As_2S_3

$$\frac{\text{masa arsenu}}{\text{masa siarki}} = \frac{2 \cdot M_{As}}{3 \cdot M_S} = \frac{2 \cdot 75\ g}{3 \cdot 32\ g} = \frac{150}{96} = \frac{25}{16}$$

PCl_5

$$\frac{\text{masa fosforu}}{\text{masa chloru}} = \frac{M_P}{5 \cdot M_{Cl}} = \frac{31\ g}{5 \cdot 35{,}5\ g} = \frac{31}{177{,}5} = \frac{62}{355}$$

$CrCl_3$

$$\frac{\text{masa chromu}}{\text{masa chloru}} = \frac{M_{Cr}}{3 \cdot M_{Cl}} = \frac{52\ g}{3 \cdot 35{,}5\ g} = \frac{52}{106{,}5} = \frac{104}{213}$$

! ZAPAMIĘTAJ

PRAWO STAŁOŚCI SKŁADU (prawo stosunków stałych) – stosunek mas substancji wchodzących w skład danego związku chemicznego jest stały i nie zależy od metody jego otrzymania.

Uczniowie powtarzają definicję.

Prawo to zostało po raz pierwszy sformułowane przez Josepha Louisa Prousta w 1793 roku. Doświadczalnie potwierdził je Jean Stas [żą stas].

JOSEPH LOUIS PROUST
[żozef lui prust]
Chemik żyjący na przełomie XVIII i XIX wieku

Zdecydowana większość związków chemicznych spełnia prawo stałości składu. Związki te nazywamy daltonidami (nazwa pochodzi od nazwiska chemika Johna Daltona [dżona doltona]). Istnieją jednak też związki, które nie zachowują stałego składu ilościowego – zwyczajowo nazywane bertoloidami (od nazwiska współczesnego Proustowi Claude'a Louisa Bertholleta [kloda lui bertoleta], który kwestionował odkryte przez Prousta prawo). Przykładem takiego związku jest np. tlenek żelaza(II), w przyrodzie występujący jako minerał wustyt.

Informacje o daltonidach i bertoloidach są ponadprogramowe. Pozwalają jednak uczniom zainteresować się mineralogią, w której można spotkać się z takimi związkami.

Chociaż występują odstępstwa od prawa stałości składu, jest ono bardzo wygodne w użyciu i razem z prawem zachowania masy pomaga w interpretacji ilościowej reakcji chemicznych oraz w ustalaniu składu powstałych w ten sposób związków chemicznych.

Węglan wapnia często występuje w przyrodzie, stanowi główny składnik wielu minerałów (np. kalcytu i aragonitu), a także skał (dolomitu, kredy i koralu).

KALCYT

ARAGONIT

DOLOMIT

KORAL

ĆWICZENIE 38.

Oblicz, w jakich stosunkach masowych łączą się ze sobą atomy poszczególnych pierwiastków, tworzące następujące związki chemiczne:

Al_2O_3, Fe_2O_3, $MgCl_2$, As_2S_3, PCl_5, $CrCl_3$.

Obliczenia zapisz w zeszycie.

Przydatne mogą być również obliczenia **składu procentowego związków chemicznych**. Dzięki nim dowiadujemy się, jaki procent masy danego związku chemicznego stanowią atomy określonego pierwiastka chemicznego. Posłużmy się przykładem **węglanu wapnia**, który jest głównym składnikiem wapieni. Wzór sumaryczny węglanu wapnia to $CaCO_3$. Ze wzoru sumarycznego wynika, że w skład węglanu wapnia wchodzą 3 pierwiastki (w postaci atomów lub jonów). Aby obliczyć, jaki procent wapnia, jaki procent tlenu oraz jaki procent węgla zawiera ten związek chemiczny, należy zacząć od obliczenia masy molowej tej substancji. Będzie ona stanowiła 100% masy:

$$M_{CaCO_3} = 40\,\frac{g}{mol} + 12\,\frac{g}{mol} + 3 \cdot 16\,\frac{g}{mol} = 100\,\frac{g}{mol}.$$

Obliczanie składu procentowego związku chemicznego stanowi ważną część zadań stechiometrycznych. Uczniowie czasami rozwiązują te zadania w sposób intuicyjny, odmienny od proponowanego w podręczniku. W takich przypadkach należy uznać ich odpowiedź, lecz na tablicy należy rozwiązywać zadania w sposób podany poniżej. Na dalszych etapach nauki ułatwia on bowiem rozwiązywanie trudniejszych zadań, których nie można rozwiązać intuicyjnie.

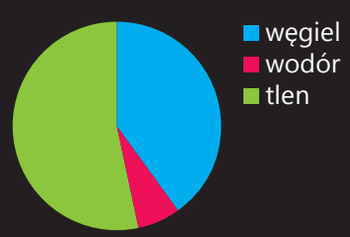
Zawartość żelaza w hematycie wynosi:

$$\frac{(56 \cdot 2) \cdot 100}{(56 \cdot 2 + 16 \cdot 3)} = 70\%.$$

Zawartość żelaza w magnetycie wynosi:

$$\frac{(56 \cdot 3) \cdot 100}{(56 \cdot 3 + 16 \cdot 4)} = 72{,}4\%.$$

Nieco bardziej opłacalne jest wydobycie magnetytu.



1 mol $CaCO_3$ ma masę 100 g, co będzie stanowiło 100% masy związku chemicznego.

Obliczamy **procent wapnia**:

W 1 molu $CaCO_3$ zawarty jest 1 mol Ca, co stanowi masę 40 g. Układamy proporcję:

Skoro 100 g stanowi 100%,

to 40 g stanowi X.

X = 40%

%Ca = 40%

Obliczamy **procent tlenu**:

W 1 molu $CaCO_3$ zawarte są 3 mole atomów tlenu, co stanowi masę 3 · 16 g = 48 g. Układamy proporcję:

Skoro 100 g stanowi 100%,

to 48 g stanowi X.

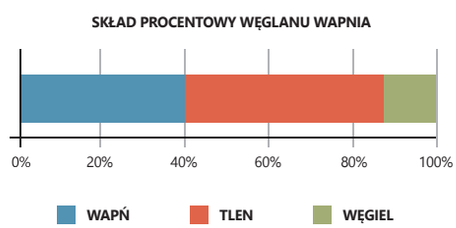
X = 48%

%O = 48%

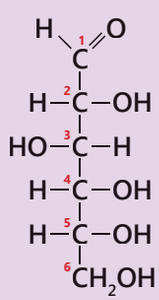
Procent węgla obliczamy, odejmując od 100% zawartość procentową wapnia oraz zawartość procentową węgla:

%C = 100% – 40% – 48% = 12%.

Węglan wapnia zawiera więc 40% wapnia, 48% tlenu oraz 12% węgla.



WYKRES 2.3. Skład procentowy węglanu wapnia.



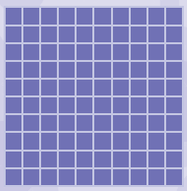
Wzór strukturalny glukozy (forma łańcuchowa).

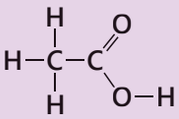
ĆWICZENIE 39.

Oblicz skład procentowy glukozy o wzorze sumarycznym $C_6H_{12}O_6$, a następnie przedstaw go w zeszycie za pomocą wykresu kołowego.

Jakie są podstawy obliczeń chemicznych?

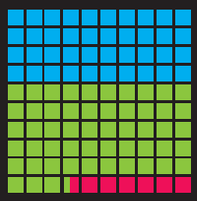
Oblicz skład procentowy kwasu octowego o wzorze CH_3COOH, który jest głównym składnikiem octu. Przedstaw uzyskane wyniki w zeszycie, zamalowując odpowiednią liczbę kratek w sporządzonej wcześniej tabeli o wymiarach 10x10 cm, w której jedna kratka to 1%.



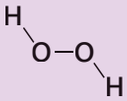


Wzór strukturalny kwasu octowego.

węgiel
wodór
tlen



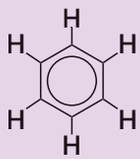
Wiedza o obliczaniu składu procentowego związków jest niezbędna dla chemika. Jeżeli chcemy zsyntezować (otrzymać) jakiś związek (np. chlorowodór HCl), musimy wiedzieć, ile wodoru i chloru mamy użyć do reakcji. Jeżeli dokonujemy rozkładu (analizy) jakiejś substancji, musimy wiedzieć, ile produktów otrzymamy. Także badając skład procentowy, np. rud metali, możemy określić, czy wydobycie danej rudy jest opłacalne (np. żelazo występuje między innymi jako hematyt – Fe_2O_3 i magnetyt Fe_3O_4). Jak sądzisz, którą z tych rud żelaza bardziej opłaca się wydobywać?



Wzór strukturalny nadtlenku wodoru – głównego składnika wody utlenionej.

Równie ważne jak obliczanie składu procentowego związków jest ustalanie wzoru chemicznego na podstawie jego składu procentowego. Wiemy, jakie atomy (czy jony) znajdują się w danym związku, i wiemy, ile ich jest. Nie znamy jednak jego wzoru. Możemy go ustalić na podstawie doświadczenia, dlatego nazywany jest wzorem empirycznym.

Umiejętności odczytywania danych z różnych typów wykresów i rysowania takich wykresów są dla chemika niezbędne.



Wzór strukturalny benzenu (w miejscach przecięcia linii są umieszczone atomy węgla).

Pierwotnie wszystkie wzory były wzorami empirycznymi i tak naprawdę podawały tylko zależności procentowe poszczególnych pierwiastków w związku.

! ZAPAMIĘTAJ

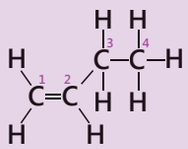
WZÓR EMPIRYCZNY (elementarny) związku podaje ilościowy stosunek atomów danego rodzaju w związku wyrażony najmniejszymi liczbami całkowitymi, np.:

$$(HO)_n,\ (CH)_n,\ (CH_2)_n.$$

WZÓR RZECZYWISTY związku podaje rzeczywisty stosunek atomów danego rodzaju w związku. Jest **n**-krotnością wzoru empirycznego, gdzie **n** jest określone stosunkiem rzeczywistej masy molowej związku do masy związku określonego wzorem empirycznym, np.:

$$H_2O_2,\ C_6H_6,\ C_4H_8,$$

gdzie n = 2, n = 6, n = 4.



Wzór strukturalny butenu.

Uczniowie nie muszą znać tych definicji na pamięć. Ważne jest natomiast odwoływanie się do nich w sytuacjach koniecznych, na przykład przy węglowodorach.

Ustalenie wzoru na podstawie składu procentowego jest dość trudnym zadaniem. Uczniowie powinni jednak spróbować rozwiązać choć kilka zadań tego typu.

W przypadku nadtlenku wodoru (składnika wody utlenionej) liczba atomów we wzorze rzeczywistym (H_2O_2) jest dwukrotnie większa niż liczba atomów we wzorze empirycznym (HO). W przypadku benzenu wzór rzeczywisty (C_6H_6) jest sześciokrotnością wzoru empirycznego, a w przypadku butenu (C_4H_8) – czterokrotnością.

Jednak w przypadku większości związków chemicznych wzór empiryczny jest taki sam jak wzór rzeczywisty, dlatego też czasem pomija się to rozróżnienie (np. w poleceniach zadań: „Ustal wzór sumaryczny związku...").

Ustalmy zatem wzór sumaryczny tlenku ołowiu Pb_xO_y, który jest składnikiem minii (pigmentu antykorozyjnego w farbach). Ołów stanowi 90,66% składu tego tlenku, a tlen 9,34%. Przyjmijmy, że masa naszej próbki wynosi 100 g (to założenie na podstawie definicji pojęcia procent – z języka łacińskiego *per centum* oznacza „przez sto").

Zapiszmy stosunek mas składników (w gramach, przyjmując że masa próbki to 100 g):

Pb : O

90,66 g : 9,34 g

Ustalmy stosunek molowy składników (w tym celu dzielimy masę pierwiastka w danym związku przez jego masę molową):

$$\frac{90,66}{207} : \frac{9,34}{16}$$

0,438 : 0,584

Wzór sumaryczny przyjąłby więc postać:

$Pb_{0,438}O_{0,584}$.

Ponieważ jednak we wzorze sumarycznym nie zapisuje się wartości ułamkowych, musimy przekształcić je na wartości całkowite. W większości przypadków wystarcza podzielenie wszystkich indeksów przez najmniejszy z nich:

$$\frac{0,438}{0,438} : \frac{0,584}{0,438}$$

1 : 1,333

Jak widać, w tym przypadku działanie takie nie jest satysfakcjonujące, nadal nie mamy liczb całkowitych i nasz wzór wygląda teraz tak:

$Pb_1O_{1,333}$.

Zastanówmy się zatem, przez jaką liczbę trzeba pomnożyć 1,333, by otrzymać liczbę całkowitą.

Przez tę samą liczbę należy pomnożyć indeks przy ołowiu.

Nasz wzór przyjmie postać:

Pb_3O_4.

ĆWICZENIE 40.

Ustal wzór rzeczywisty tlenku azotu, w którym azot stanowi 46,7%, a tlen 53,3%. Przyjmij, że wzór empiryczny jest jednocześnie wzorem rzeczywistym. Rozwiązanie zapisz w zeszycie.

Obliczenia stechiometryczne są najmniej lubianym działem chemii. Wymagają od ucznia, oprócz znajomości chemii, biegłości w obliczeniach matematycznych. Dodatkowo niektórzy nauczyciele uważają, że jeśli wprowadzili dany materiał, mogą go od ucznia wymagać. Obliczenia stechiometryczne wymagają czasu na zrozumienie i praktyki na wyćwiczenie pewnych zależności. Dlatego należy założyć, że uczniowie powinni umieć obliczać zadania stechiometryczne na koniec trzeciej klasy gimnazjum. Do tego czasu należy ćwiczyć je w każdej dostępnej chwili. Początkowo uczniowie powinni rozwiązywać zadania ze wsparciem nauczyciela lub klasy. Każde samodzielnie i poprawnie rozwiązane zadanie nagradzać oceną bardzo dobrą. Nie należy natomiast stawiać oceny krzywdzącej ucznia za niepoprawne rozwiązanie zadania. Dobre wyniki daje również rozwiązywanie zadań na czas. Nauczyciel dyktuje zadanie i jeden z uczniów rozwiązuje je na tablicy. Trzech pierwszych uczniów którzy rozwiążą je przed rozwiązaniem na tablicy, otrzymają ocenę bardzo dobrą.

Al_2O_3

$$\frac{\text{masa glinu}}{\text{masa tlenu}} = \frac{2 \cdot M_{Al}}{3 \cdot M_O} = \frac{2 \cdot 27\ g}{3 \cdot 16\ g} = \frac{54}{48} = \frac{9}{8}$$

Wzór sumaryczny tlenku: N_xO_y.
Przyjmujemy, że mamy 100 g tlenku. Z tego wynika, że w próbce tlenku azotu azot stanowi 46,7 g, natomiast tlen stanowi 53,3 g.
Odpowiada to liczbie moli:

azotu: $\frac{46,7}{14} = 3,33$

tlenu: $\frac{53,3}{16} = 3,33$

$$\frac{x}{y} = \frac{3,33}{3,33} = \frac{1}{1}$$

Wzór tlenku:
N_1O_1, czyli NO.

2.7. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Podaj definicję izotopu.
2. Wymień dziedziny życia, w których izotopy znalazły zastosowanie.
3. Wyjaśnij różnice w budowie atomów izotopów wodoru.
4. Podaj definicję masy atomowej.
5. Wykonaj w zeszycie obliczenia z wykorzystaniem pojęć: masa, gęstość i objętość.
6. Wymień różnice w przebiegu zjawiska fizycznego i reakcji chemicznej.
7. Podaj przykłady zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych zachodzących w otoczeniu człowieka.
8. Zaplanuj i wykonaj doświadczenia ilustrujące zjawisko fizyczne i reakcję chemiczną.
9. Podaj definicję reakcji syntezy.
10. Podaj przykłady reakcji syntezy i zapisz w zeszycie odpowiednie równania reakcji.
11. W równaniu reakcji wskaż substraty i produkty.
12. Uzgodnij współczynniki w równaniu reakcji chemicznych.
13. Oblicz masy cząsteczkowe prostych związków chemicznych.
14. Rozwiąż zadania rachunkowe związane z zastosowaniem prawa stałości składu i prawa zachowania masy.

ODPOWIEDZI

1. **! ZAPAMIĘTAJ**

IZOTOPY – zbiór atomów o takiej samej liczbie protonów (atomy tego samego pierwiastka) w jądrze, ale o różnej liczbie neutronów.

2. Zastosowanie izotopów.

IZOTOP	ZASTOSOWANIE
Ir – 192	radiografia przemysłowa
Cs – 137	radiografia przemysłowa, pomiary grubości
Co – 60	terapia przeciwrakowa, radiografia przemysłowa, waga izotopowa, sprzęt do pomiaru: grubości, poziomu cieczy
I – 131	leczenie tarczycy
P – 32	leczenie białaczki
Am – 241	czujniki dymu (instalacje przeciwpożarowe)
Ra – 226	aplikatory radowe
Pu – 239	czujniki dymu
Pu – 238	stymulatory serca (źródło energii), czujniki dymu
Rb – 87	datowanie promieniotwórcze
Tl – 204	sprzęt do pomiaru grubości
C – 14	określanie wieku wykopalisk (zabytków itp.), badanie mechanizmów złożonych reakcji (atom znaczony)
H – 3	farby świecące, badanie mechanizmów reakcji

TABELA 2.5. Zastosowanie izotopów.

3. Wodór ma 3 izotopy. 99,974% atomów wodoru ma w jądrze tylko 1 proton – ich liczba masowa wynosi 1 – ten izotop nosi nazwę **prot**. Natomiast 0,016% atomów wodoru ma w jądrze 1 proton i 1 neutron – ich liczba masowa wynosi 2. Atomy te nazywa się ciężkim wodorem lub **deuterem**, mają one nawet swój symbol chemiczny **D**. Śladowe ilości atomów wodoru mają w jądrze 1 proton i 2 neutrony – ich liczba masowa wynosi 3. Atomy te nazywa się **trytem**, a ich symbol chemiczny to **T**.

IZOTOPY WODORU

prot: $^{1}_{1}H$

deuter: $^{2}_{1}H$ lub $^{2}_{1}D$

tryt: $^{3}_{1}H$ lub $^{3}_{1}T$

RYSUNEK 2.4. Izotopy wodoru.

4. **! ZAPAMIĘTAJ**

STANDARDOWA MASA ATOMOWA (masa atomowa) – średnia ważona mas izotopów występujących naturalnie w przyrodzie.

Masę atomową pierwiastka występującego w postaci ***n*** izotopów obliczamy:

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

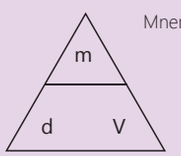
5. Pojęcia: masa, gęstość i objętość są ze sobą związane wzorem: $\rho = \frac{m}{V}$ ·

Oblicz, jaką objętość zajmuje 1 mol wody w temperaturze 20°C. Gęstość wody w tych warunkach wynosi 0,9982033 g/cm³.

1 mol wody ma masę = 1,01 g · 2 + 15,99 g = 18,01 g.

Objętość (V) = m / ρ = 18,01 / 0,9982033 = 18,04 cm³.

Gęstość bywa oznaczana dwoma symbolami: ρ lub d.



Mnemotechniczne obliczenia na podstawie wzoru na gęstość.

Na powyższym trójkącie zasłoń ręką ten symbol, który chcesz obliczyć – pozostałe symbole ukażą wzór np.:

Gdy chcesz otrzymać wzór na gęstość, zasłoń symbol (d) i otrzymasz m/V;

Gdy chcesz otrzymać wzór na objętość, zasłoń symbol (V) i otrzymasz m/d;

Gdy chcesz otrzymać wzór na masę, zasłoń symbol (m) i otrzymasz d · V.

6. W wyniku reakcji chemicznej powstaje nowy związek chemiczny o zupełnie innych właściwościach fizykochemicznych, natomiast gdy przebiega zjawisko fizyczne cały czas mamy do czynienia z tą samą substancją. W wyniku reakcji chemicznych dochodzi do zrywania wiązań chemicznych i powstania innych, nowych wiązań.

7. Przykłady zjawisk fizycznych to np. poznane na lekcjach przyrody procesy fizyczne, do których można zaliczyć parowanie, wrzenie, topnienie, krzepnięcie, sublimację, resublimację, rozpuszczanie. Zjawiska fizyczne to również spadanie, odbijanie się, przesuwanie, a także sączenie, destylacja.

Reakcje chemiczne zachodzące w otoczeniu człowieka to np. spalanie węgla, ropy, rdzewienie żelaza, pokrywanie się warstwą patyny miedzianych dachów, kiszenie ogórków, fermentacja.

8. Najprostszym doświadczeniem ilustrującym zjawisko fizyczne jest np. podarcie kartki papieru, zmięcie jej, rzucenie. Natomiast, aby wykorzystać kartkę papieru do reakcji chemicznej, trzeba ją np. spalić.

9. **! ZAPAMIĘTAJ**

REAKCJA SYNTEZY – reakcja chemiczna, w wyniku której z 2 lub więcej substratów powstaje 1 produkt.

$$A + B \rightarrow AB \qquad A + B + C \rightarrow ABC$$

10. Przykłady reakcji syntezy wraz z równaniami reakcji:

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$,

$C + O_2 \rightarrow CO_2$,

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$,

$8Fe + S_8 \rightarrow 8FeS$,

$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$ – reakcja zachodząca podczas rozpuszczania się tlenku węgla(IV) w wodzie, tj. podczas otrzymywania wody mineralnej.

11. **! ZAPAMIĘTAJ**

SUBSTRATY – substancje biorące udział w reakcji (w równaniu reakcji PRZED strzałką).

PRODUKTY – substancje powstające w reakcji (w równaniu reakcji PO strzałce).

REAGENTY – substraty i produkty.

$$\overbrace{\underbrace{A + B}_{\text{substraty}} \longrightarrow \underbrace{C + D}_{\text{produkty}}}^{\text{reagenty}}$$

12. Uzgodnij współczynniki w równaniu reakcji chemicznej między wapniem a tlenem.

Wapń reaguje z tlenem podobnie jak magnez:

$$Ca + O_2 \rightarrow CaO.$$

Jednak tak zapisane równanie reakcji chemicznej nie jest w pełni poprawne, po stronie lewej równania mamy **2** atomy tlenu (złączone w 1 cząsteczkę tlenu), natomiast po stronie prawej jest tylko **1** jon tlenu. Ponieważ 2. atom tlenu nie mógł „zniknąć", musimy przed wzorem CaO wpisać cyfrę 2. Cyfra przed wzorem chemicznym odnosi się do wszystkich symboli obecnych we wzorze, czyli zapis 2CaO oznacza, że mamy do czynienia z 2 jonami wapnia i 2 jonami tlenu połączonymi ze sobą:

$$Ca + O_2 \rightarrow 2\,CaO.$$

Tak zapisane równanie reakcji chemicznej nadal nie jest w pełni poprawne. Nie zgadza się ilość wapnia – zapis 2CaO po prawej stronie równania reakcji oznacza, że występują tam 2 jony wapnia, a w zapisie substratów mamy tylko symbol Ca oznaczający 1 atom wapnia. Aby ilości wapnia w substratach i produktach były takie same, musimy przed symbol wapnia wstawić cyfrę 2. Gotowe równanie reakcji przybierze więc postać:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2\ CaO.$$

13. Masy cząsteczkowe związków chemicznych oblicza się, sumując masy atomowe poszczególnych atomów występujących w danym związku. Należy wziąć pod uwagę indeksy dolne. Np. masa cząsteczkowa związku o wzorze sumarycznym H_3PO_4 wynosi: masa atomu wodoru · 3 + masa atomu fosforu + masa atomu tlenu · 4 = 1u · 3 + 31u + 16u · 4 = 98u.

14. **! ZAPAMIĘTAJ**

PRAWO ZACHOWANIA MASY – w układzie zamkniętym suma mas substancji substratów jest równa sumie mas produktów.

Oblicz, ile gramów tlenku baru powstanie w reakcji syntezy, skoro do reakcji użyto 16 g tlenu i 137 g baru.

Równanie reakcji powstawania tlenku baru zapisujemy identycznie jak dla tlenku magnezu i tlenku wapnia (wapń, magnez i bar są w tej samej grupie układu okresowego, czyli wykazują podobne właściwości chemiczne, mają taką samą wartościowość):

$$2Ba + O_2 \rightarrow 2\ BaO.$$

Z równania reakcji można zatem odczytać, że 2 mole baru reagują z 1 molem tlenu.

Ponieważ 1 mol tlenu ma masę 32 g, a 1 mol baru 137 g, możemy wnioskować, że podane w zadaniu ilości substancji całkowicie ze sobą przereagują (nie zostanie żaden nadmiar któregokolwiek z pierwiastków).

Zgodnie zatem z prawem zachowania masy masa tlenku baru (czyli masa produktów) jest równa: 16 g + 137 g = 153 g.

! ZAPAMIĘTAJ

PRAWO STAŁOŚCI SKŁADU (prawo stosunków stałych) – stosunek mas substancji wchodzących w skład danego związku chemicznego jest stały i nie zależy od metody jego otrzymania.

Tlenek węgla(II), zwany czadem, powstaje m.in. podczas spalania węgla przy niedostatecznej ilości tlenu. Powstaje on też podczas spalania paliw, gdy dostęp tlenu jest ograniczony. Niezależnie od tego, w jaki sposób (na jakiej drodze) powstała cząsteczka tlenku węgla(II), zawsze składa się ona z 1 atomu węgla, który połączył się z 1 atomem tlenu. Podobnie jest w przypadku użycia mola – 1 mol atomów węgla połączył się z 1 molem atomów tlenu, tworząc 1 mol cząsteczek tlenku węgla(II).

Wynika z tego, że stosunek masy węgla do masy tlenu w tlenku węgla(II) wynosi:

$M_C = 12\,\frac{g}{mol}$; $M_O = 16\,\frac{g}{mol}$.

Ponieważ w 1 molu CO znajduje się 1 mol atomów węgla oraz 1 mol atomów tlenu, stosunek mas wynosi:

$$\frac{\text{masa węgla}}{\text{masa tlenu}} = \frac{M_C}{M_O} = \frac{12\ g}{16\ g} = \frac{3}{4}.$$

3. JAKIE WŁAŚCIWOŚCI MAJĄ PIERWIASTKI BĘDĄCE GAZAMI?

SZLACHETNE CECHY ISTNIEJĄ NAPRAWDĘ U SZLACHETNYCH LUDZI.

HIPOKRATES

3.1. CO OZNACZA TERMIN GAZY SZLACHETNE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- jakie właściwości mają substancje w gazowym stanie skupienia; jak za pomocą modelu drobinowego można przedstawić gazy oraz ściśliwość i przyjmowanie kształtu naczynia przez gazy; jak przedstawić dyfuzję w gazach i jak wykazać rozszerzalność cieplną gazów; jak jest zbudowany atom;
- jak odczytuje się dane z układu okresowego oraz jak zapisuje się równania przemian promieniotwórczych.

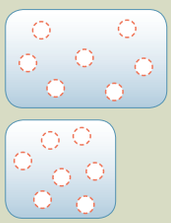
Uczniowie powinni samodzielnie wykonać to doświadczenie, tak aby mogli poczuć nacisk tłoka na palec.

DOŚWIADCZENIE 28.

WYKONANIE

Naciągnij powietrze do plastikowej strzykawki. Zatkaj jej koniec palcem i zacznij pomału naciskać na tłok.

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



W ściśniętej strzykawce zagęszczenie cząsteczek gazu jest większe.

W pewnym momencie gaz w strzykawce stawia opór i nie można wcisnąć dalej tłoka.

Im bardziej ściska się gaz, tym mniejsze są odległości pomiędzy indywiduami i tym większe ciśnienie on wywiera.

Wprowadzenie pojęcia objętości molowej i związanych z nią informacji pozwala uczniom w prosty sposób porównywać gęstości poszczególnych gazów, w tym sprawdzać, czy są one lżejsze, czy też cięższe od powietrza.

Uczniowie nie muszą znać tej definicji na pamięć, wystarczy, że w odpowiednim momencie sięgną do źródeł. Warunki normalne bywają czasami nazywane błędnie warunkami standardowymi – może to doprowadzić do pomyłki, ponieważ istnieje również pojęcie stanu standardowego – odpowiada mu temperatura 298,15 K (25° C).

Uczniowie powtarzają skróconą definicję: 1 mol gazu zajmuje objętość 22,4 dm^3. Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że nie dotyczy to cieczy i ciał stałych.

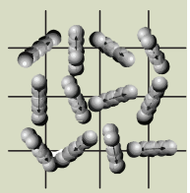
0,5 mola dowolnego gazu = 0,5 • 22,4 dm^3 = 11,2 dm^3.

0,25 mola dowolnego gazu = 0,25 • 22,4 dm^3 = 5,6 dm^3.

2 mole dowolnego gazu = 2 • 22,4 dm^3 = 44,8 dm^3.

3 mole dowolnego gazu = 3 • 22,4 dm^3 = 67,2 dm^3.

Jakie właściwości mają pierwiastki będące gazami?



Swobodnie poruszające się indywidua gazu.

Indywiduum chemiczne – termin określający dowolny atom, cząsteczkę, jon, itp.

Gazy są jednym ze stanów skupienia materii. Charakteryzują się tym, że poszczególne indywidua chemiczne są od siebie znacznie oddalone, co umożliwia im swobodę ruchu. Dzięki temu gaz wypełnia naczynie i zajmuje całą jego objętość. Indywidua, z których składa się gaz, są w ciągłym ruchu. Na skutek zderzeń oddziałują na siebie i na ścianki naczynia, wywierając pewne ciśnienie. Wciskając tłok strzykawki, powodujemy zmniejszenie objętości, jaką zajmuje gaz, a co za tym idzie zmniejszenie odległości pomiędzy indywiduami. To prowadzi do wzrostu ciśnienia. Ściskając gaz, można spowodować zmianę jego stanu skupienia na ciekły (skraplanie) lub stały (resublimacja). Podobny efekt można uzyskać, obniżając temperaturę. Z tego powodu, opisując pewne właściwości gazu, należy określić, jakie panują warunki. Związek pomiędzy ciśnieniem, objętością, temperaturą i liczbą moli indywiduów chemicznych, z których składa się gaz, sformułował w pierwszej połowie XIX wieku francuski fizyk i matematyk Benoît Paul Émile Clapeyron [benua pol emil clapejrą]. Objętość jednego mola dowolnego gazu w danych warunkach ciśnienia i temperatury jest wielkością stałą i nazywa się **objętością molową**.

Chemicy i fizycy w wielu obliczeniach stosują pewne ustalone **warunki** nazywane **normalnymi**.

RÓWNANIE CLAPEYRONA

$$pV = nRT$$

p – ciśnienie [Pa]

V – objętość [m^3]

n – liczba moli [mol]

R – tzw. stała gazowa ($R = 8{,}314 \frac{J}{mol \cdot K}$)

T – temperatura [K]

! ZAPAMIĘTAJ

WARUNKI NORMALNE – ustalone warunki ciśnienia i temperatury wykorzystywane w wielu obliczeniach fizycznych i chemicznych.

CIŚNIENIE: 101 325 Pa (1 ATMOSFERA).

TEMPERATURA: 273,15 K (0°C).

Z ustalenia warunków wynika kolejna zależność:

! ZAPAMIĘTAJ

1 mol dowolnego gazu w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm^3.

ĆWICZENIE 41.

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie/zajmą:

0,5 mola dowolnego gazu = ?

0,25 mola dowolnego gazu = ?

2 mole dowolnego gazu = ?

3 mole dowolnego gazu = ?

Co oznacza termin gazy szlachetne?

ĆWICZENIE 42.

Oblicz, w zeszycie, ile to moli:

22,4 dm³ dowolnego gazu = **?**

11,2 dm³ dowolnego gazu = **?**

22,8 dm³ dowolnego gazu = **?**

33,6 dm³ dowolnego gazu = **?**

Spośród wszystkich pierwiastków chemicznych w warunkach normalnych tylko 11 występuje w postaci gazów. Odszukaj te pierwiastki w układzie okresowym i wykonaj poniższe ćwiczenie.

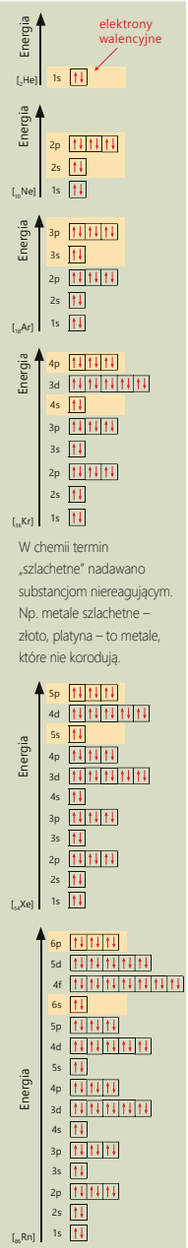
ĆWICZENIE 43.

Przerysuj (schematycznie) układ okresowy do zeszytu. Zaznacz na nim pierwiastki, które są gazami. **(w warunkach normalnych)**

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

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

Jakie właściwości mają pierwiastki będące gazami?



W chemii termin „szlachetne" nadawano substancjom niereagującym. Np. metale szlachetne – złoto, platyna – to metale, które nie korodują.

Pośród zaznaczonych gazów znajdują się wszystkie pierwiastki 18. grupy układu okresowego. Często są one nazywane **gazami szlachetnymi**, gdyż początkowo myślano, że nie reagują z innymi substancjami (pierwsze związki chemiczne gazów szlachetnych pochodzą z lat sześćdziesiątych XX wieku). W pierwotnym układzie okresowym Mendelejew nie przewidział dla nich miejsca, ponieważ pierwszy z nich odkryto dopiero w 1868 roku. Tym pierwiastkiem był **hel**, który początkowo zaobserwowano na Słońcu. Jego łacińska nazwa *helium* pochodzi od imienia greckiego boga słońca – Heliosa. Na Ziemi hel odkryto około 30 lat później. Jest to pierwiastek, który rozpoczyna 18. grupę układu okresowego, dlatego inna nazwa dla pierwiastków tej grupy to **helowce**.

Wszystkie helowce są bezbarwnymi, bezwonnymi, słabo rozpuszczającymi się w wodzie gazami. Hel, neon, argon i ksenon w niewielkich ilościach występują w powietrzu. Krypton i radon są końcowymi produktami rozpadu złóż uranu i toru (dzięki temu łatwo wykrywa się te złoża).

Gazy szlachetne nie są reaktywne. Spróbujmy zastanowić się nad przyczyną ich bierności chemicznej. Jeżeli spojrzymy na konfigurację elektronową dowolnego z nich, zobaczymy, że w obrębie poszczególnych poziomów energetycznych nie ma orbitali nieobsadzonych elektronami, a co za tym idzie – nie ma niesparowanych elektronów. Taka konfiguracja elektronowa jest niezwykle trwała. Jej konsekwencją jest również to, że gazy szlachetne (w odróżnieniu od pozostałych pierwiastków będących w warunkach normalnych gazami) nie występują w postaci cząsteczek, a jedynie w postaci pojedynczych atomów.

ĆWICZENIE 44.

Wyjaśnij, co oznaczają zapisy:

- **He;**
- **5He;**
- **4Ar.**

W jaki sposób za pomocą symboli zapiszemy:

- **6 atomów neonu;**
- **8 moli atomów radonu;**
- **3 atomy ksenonu;**
- **2 mole dwudodatnich jonów helu.**

Ćwiczenie wykonaj w zeszycie.

Zadajemy uczniom pytanie: co oznacza słowo szlachetny.
- człowiek postępujący dobrze, uczciwie, sprawiedliwie, prawy, bezinteresowny, wspaniałomyślny;
- przedmiot oznaczający się wysoką jakością;
- człowiek lub przedmiot charakteryzujący się subtelnością, harmonią;
- mówimy o kamieniach i metalach szlachetnych.

Uczniowie powinni umieć odczytać narysowane konfiguracje, natomiast nie muszą potrafić napisać ich samodzielnie.

Nie używamy w dydaktyce przestarzałej teorii oktetu, jako że nie jest ona prawdziwa dla wielu związków chemicznych.

Zapis symboliczny można odczytać na dwa sposoby: albo stosując pojęcia atom, cząsteczka i jon, albo molowo. Zawsze należy ćwiczyć oba sposoby odczytu równocześnie.

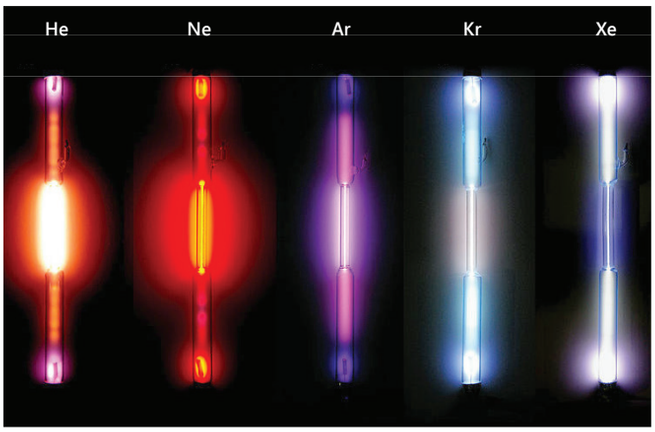
He	–	jeden atom helu; jeden mol atomów helu;
5He	–	pięć atomów helu; pięć moli atomów helu;
4Ar	–	cztery atomy argonu; cztery mole atomów argonu.

sześć atomów neonu	–	6Ne
osiem moli atomów radonu	–	8Rn
trzy atomy ksenonu	–	3Xe
dwa mole dwudodatnich jonów helu	–	$2He^{2+}$

113

DUCH CHEMII

Gazy te mogą zostać pobudzone do świecenia poprzez wyładowania elektryczne, co jest wykorzystywane w kolorowych świetlówkach (neonach).



ZDJĘCIE 3.1. Pobudzone do świecenia poprzez wyładowania elektryczne gazy w kolorowych świetlówkach.

Jak wcześniej wspomniano, 1 mol dowolnego gazu w warunkach normalnych zajmuje stałą objętość. Gazy różnią się jednak gęstością. Gęstość oblicza się jako stosunek masy do objętości. Wiemy, jaką objętość w warunkach normalnych zajmuje 1 mol gazu. Jednocześnie masa 1 mola gazu jest zależna od tego, z jakich indywiduów chemicznych (atomów, cząsteczek) składa się gaz. W przypadku gazów szlachetnych, składa się on z atomów tych pierwiastków, tak więc masa molowa gazu jest równa masie molowej pierwiastka.

Obliczmy gęstość helu w warunkach normalnych:

M_{He}= 4 g/mol, czyli masa 1 mola atomów He to 4 g. Objętość, jaką te atomy zajmują w warunkach normalnych, to 22,4 dm^3.

Korzystając z definicji gęstości, masę jednego mola dzielimy przez objętość 1 mola gazu:

$$\rho = \frac{4\ g}{22{,}4\ dm^3} = 0{,}179\ g/dm^3.$$

Z powyższych rozważań wynika, że gdy chcemy oszacować, który z gazów jest cięższy, nie trzeba obliczać gęstości. Wystarczy porównać ich masy molowe, gdyż objętość, jaką zajmuje 1 mol gazu, jest zawsze taka sama.

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

$$\rho_1 = \rho_2$$

$$\frac{M_1}{V} = \frac{M_2}{V}$$

$$\frac{M_1}{22{,}4} = \frac{M_2}{22{,}4}$$

Uwaga! Podając gęstość, należy pamiętać o jednostkach, np.: g/dm^3.

Nieustanne ćwiczenie tych samych umiejętności pozwala uczniom na ich utrwalenie. Po uzupełnieniu przez zdolnych uczniów dwóch kolejnych wierszy, należy zwrócić uwagę na powtarzające się zależności. Do dalszych przykładów można poprosić uczniów słabiej radzących sobie z chemią.

Przypomnienie przemian promieniotwórczych w kontekście tej lekcji pozwala uczniom na utrwalenie informacji. Po uzupełnieniu przez zdolnych uczniów dwóch kolejnych równań, należy przypomnieć uczniom zależności. Do dalszych przykładów można poprosić uczniów słabiej radzących sobie z chemią.

$^{238}_{92}U \xrightarrow{\text{przemiana alfa}} {}^{4}_{2}\alpha + {}^{234}_{90}Th$

$^{234}_{90}Th \xrightarrow{\text{przemiana beta minus}} \beta^{-} + {}^{234}_{91}Pa + \bar{\nu}_e$

$^{234}_{90}Pa \xrightarrow{\text{przemiana beta minus}} \beta^{-} + {}^{234}_{92}U + \bar{\nu}_e$

$^{234}_{92}U \xrightarrow{\text{przemiana alfa}} {}^{4}_{2}\alpha + {}^{230}_{90}Th$

$^{230}_{90}U \xrightarrow{\text{przemiana alfa}} {}^{4}_{2}\alpha + {}^{226}_{88}Ra$

$^{226}_{88}Ra \xrightarrow{\text{przemiana alfa}} {}^{4}_{2}\alpha + {}^{222}_{86}Rn$

Jakie właściwości mają pierwiastki będące gazami?

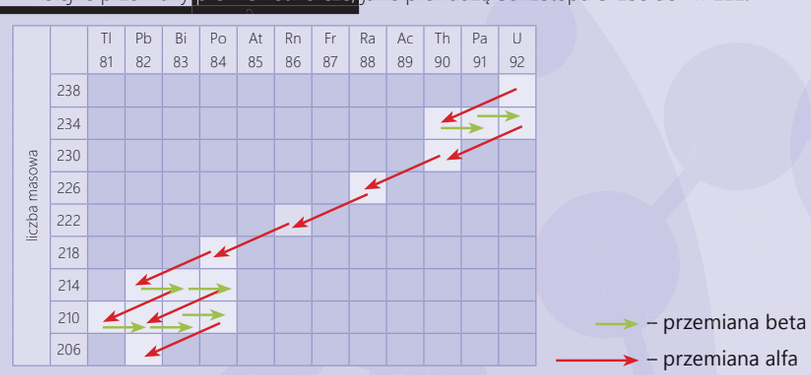
ĆWICZENIE 45.

Jakie informacje dotyczące gazów szlachetnych (helowców) można odczytać z układu okresowego? Przerysuj poniższą tabelę do zeszytu i uzupełnij ją.

NAZWA	Symbol	Liczba porządkowa	Liczba atomowa	Liczba protonów w jądrze	Liczba elektronów w chmurze	Liczba elektronów walencyjnych	Grupa	Okres	Masa atomowa	Masa molowa	Objętość molowa w warunkach normalnych	Gęstość w warunkach normalnych	Wielkość atomów
HEL	He	2	2	2	2	2	18	1	4u	4 g/mol	22,4 dm³	0,179 g/dm³	rośnie
NEON	Ne	10	10	10	10	8	18	2	20 u	20 g/mol	22,4 dm³	0,893 g/dm³	
ARGON	Ar	18	18	18	18	8	18	3	40 u	40 g/mol	22,4 dm³	1,786 g/dm³	
KRYPTON	Kr	36	36	36	36	8	18	4	84 u	84 g/mol	22,4 dm³	3,750 g/dm³	
KSENON	Xe	54	54	54	54	8	18	5	131 u	131 g/mol	22,4 dm³	5,848 g/dm³	
RADON	Rn	86	86	86	86	8	8	6	222 u	222 g/mol	22,4 dm³	9,911 g/dm³	

ĆWICZENIE 46.

Krypton i radon są produktami rozpadu uranu, dlatego bywają wykorzystywane do poszukiwania rud tego pierwiastka. Korzystając z poniższego schematu, zapisz w zeszycie kolejne przemiany promieniotwórcze, jakie prowadzą od izotopu U-238 do Rn-222.



ĆWICZENIE 47.

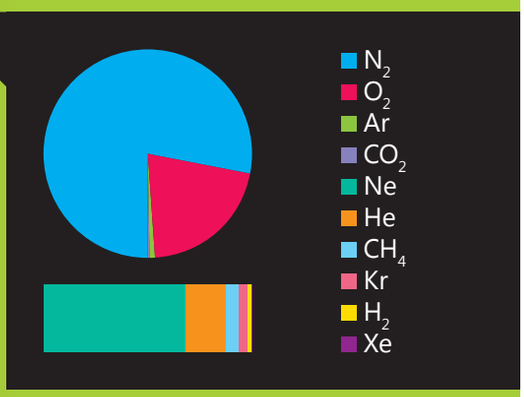
Na podstawie poniższej tabeli narysuj w zeszycie wykres ukazujący skład procentowy powietrza. Zastanów się, w jaki czytelny sposób można zaznaczyć substancje, których jest najmniej.

OBJĘTOŚCIOWY SKŁAD SUCHEGO POWIETRZA WG IUPAC [%]

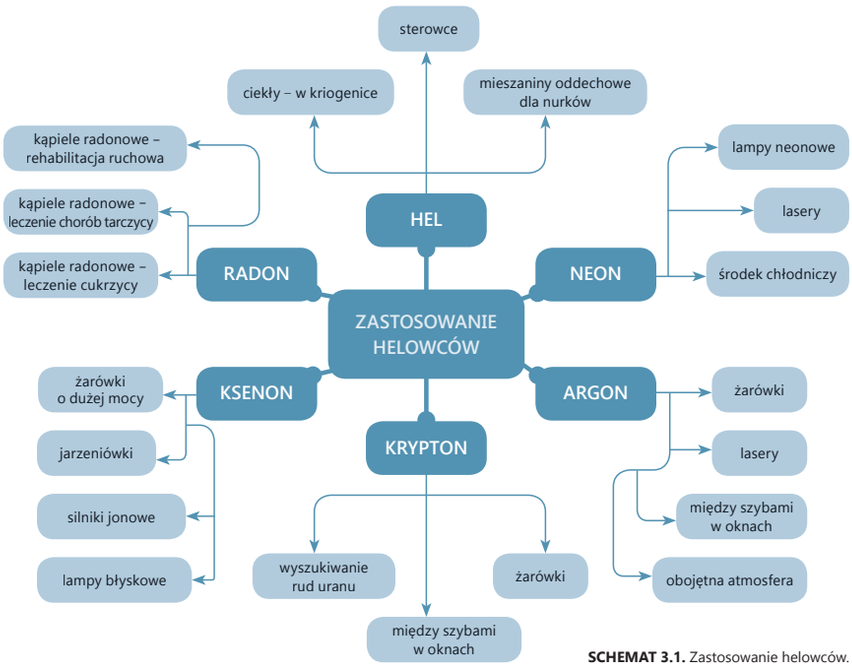
SKŁADNIK	%
N_2	78,084
O_2	20,946
Ar	0,934
CO_2	0,033
Ne	0,0018
N_2O	0,00003

SKŁADNIK	%
He	0,000524
CH_4	0,00016
Kr	0,000114
H_2	0,00005
Xe	0,0000087
inne	0,0003133

Ten typ wykresu sprawia uczniom szczególne kłopoty, dlatego gdy tylko jest okazja, należy ćwiczyć jego rysowanie.



Zastosowanie helowców ukazuje poniższa grafika.



SCHEMAT 3.1. Zastosowanie helowców.

Warto pójść z uczniami na dni otwarte uniwersytetu, festiwal nauki lub inne pokazy tego typu, gdzie można wykonać to doświadczenie. Jest to niezapomniane przeżycie.

Warto w tym miejscu wspomnieć o ciekawych właściwościach helu. Prędkość rozchodzenia się dźwięku w helu jest zdecydowanie większa niż w powietrzu. Dlatego też kiedy zamiast powietrza do płuc nabierzemy helu, nasz głos znacznie się zmieni – zabrzmi on zabawnie, jak nagranie odtworzone z dużo większą prędkością.

Pierwsze 4 gazy szlachetne (hel, neon, argon i krypton) występują w niewielkich ilościach w powietrzu. Dlatego podstawową metodą ich uzyskiwania jest oddzielanie tych gazów od mieszaniny powietrza. Metoda ta nazywa się **destylacją frakcjonującą**. O początkach jej odkrycia opowiada przytoczony artykuł.

5 kwietnia 2013 roku minęło 130 lat od skroplenia azotu i tlenu przez Karola Olszewskiego i Zygmunta Wróblewskiego.

KAROL OLSZEWSKI

Chemik i fizyk, profesor Uniwersytetu Jagiellońskiego. Żył na przełomie XIX i XX wieku. Był zgłaszany do Nagrody Nobla w dziedzinie fizyki.

ZYGMUNT WRÓBLEWSKI

Chemik i fizyk, profesor Uniwersytetu Jagiellońskiego. Żył na przełomie XIX i XX wieku.

5 kwietnia 1883 roku uczeni z Uniwersytetu Jagiellońskiego – Karol Olszewski i Zygmunt Wróblewski – po raz pierwszy w historii ujrzeli skroplony tlen, a kilka dni potem, 13 kwietnia – ciekły azot.

Już od końca XVIII wieku wiedziano, że niektóre gazy daje się skroplić, ale nie potrafiono wykazać, czy wszystkie. Te, których się skroplić nie udało, między innymi azot i tlen, nazwano „gazami trwałymi".

W drugiej połowie XIX wieku nawet nie było jasności co do tego, jak jest zbudowana materia. Wiele osób myślało, że materię można dzielić w sposób nieskończony, nie było zgody, że jest ona zbudowana z atomów. Dziś są to informacje, które zdobywa się już w szkole, ale wówczas była to wielka tajemnica natury.

Fizyk James C. Maxwell opracował wtedy kinetyczną teorię gazów, z której wynikało, że wszystkie gazy powinno dać się skroplić. Dlatego też skroplenie tlenu i azotu, czyli jak sądzono „gazów trwałych", byłoby niesłychanie ważnym argumentem na rzecz teorii kinetycznej i bardzo dużym postępem naukowym.

W tamtych czasach, jeśli chodzi o skraplanie gazów, szczególne były zasługi Francuza Louisa-Paula Cailleteta, który zastosował tzw. metodę kaskadową. Chodziło w niej o to, że kolejne skraplane gazy służyły do obniżenia temperatury na następnym etapie procesu. Francuski badacz doszedł tą metodą prawie do skroplenia tlenu. Udało mu się już zaobserwować mgiełkę tego skroplonego gazu, która jednak nie była trwała. Francuski uczony nie potrafił jednak uzyskać skroplonego tlenu w stabilniejszej postaci.

Zygmunt Wróblewski w czasie pobytu naukowego we Francji zetknął się z pracą Cailleteta. Kiedy został profesorem Uniwersytetu Jagiellońskiego razem z Karolem Olszewskim zbudowali aparaturę i wykonali krok, którego nie umiał już wykonać Cailletet (użyli

w eksperymencie etylenu wrzącego pod obniżonym ciśnieniem). Dzięki temu jako pierwsi w historii mogli zaobserwować ciekły tlen – nie w postaci mgiełki, ale jako ciecz, która tworzyła menisk. Wkrótce udało im się również skroplić azot.

Eksperyment badaczy potwierdził teorię dotyczącą budowy gazów i skroplili oni „gazy trwałe". To był duży intelektualny krok do przodu. Metoda skraplania opracowana przez polskich badaczy nie była jednak stosowana na skalę przemysłową – taką metodę opracowano kilkanaście lat później.

Dzięki swoim osiągnięciom badacze zyskali bardzo dużą sławę naukową. Pochwały i zaszczyty płynęły do naukowców z różnych stron Europy, lecz nie z Francji. Tamtejsi naukowcy byli wściekli, że umknęło im tak wielkie osiągnięcie. Wróblewskiego oskarżano niemalże o kradzież eksperymentu, pojawiły się pretensje o to, że Polacy skorzystali z pomysłu Cailleteta. Obecnie uważa się za rzecz zupełnie normalną, że skoro wyniki badania są opublikowane, to ktoś inny może z nich skorzystać i zacząć w tym miejscu, w którym autor skończył. Ale wtedy Francuzi uważali, że Wróblewski postąpił nie fair.

Karol Olszewski był kandydatem do Nagrody Nobla. Zygmunt Wróblewski Nobla zdobyć już nie mógł, ponieważ zmarł, zanim tę nagrodę ustanowiono.

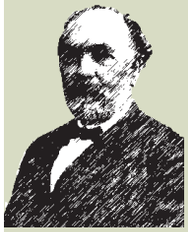
(Źródło: *www.nauka.gov.pl/polska-nauka/mija-130-lat-od-skroplenia-tlenu--i-azotu,akcja,print.html)*

Czy po lekturze artykułu potrafisz opisać, na czym polega metoda destylacji frakcjonującej?

Jak zmieniły się normy moralne w nauce?

Menisk – jest to powierzchnia, która rozdziela od siebie ciecz i gaz lub dwie niemieszające się ze sobą ciecze.

JAMES C. MAXWELL
[dżejms si maksłel]
XIX-wieczny fizyk i matematyk.



LOUIS PAUL CAILLETET
[lui pol kajte]
Fizyk żyjący na przełomie XIX i XX wieku.

Należy przeprowadzić na lekcji dyskusję o prawach autorskich, kradzieżach pomysłów i patentów czy kopiowaniu cudzych dzieł. Jeśli nie ma na to czasu na lekcji chemii, to warto zorganizować ją podczas zielonej szkoły albo na lekcji wychowawczej. Przygotowywanie przez uczniów zadań metodą kopiuj/wklej, bez podawania źródeł, stanowi naruszenie praw autorskich. Podobnie jest w przypadku przepisywania treści od kogoś innego. Uczniowie powinni zdawać sobie z tego sprawę.

Podczas zapoznawania się z właściwościami wodoru, uczniowie ćwiczą i utrwalają zdobyte wcześniej informacje.

Niedługo po Wielkim Wybuchu we Wszechświecie powstały pierwsze pierwiastki chemiczne. Zostały one utworzone w wyniku nukleosyntezy (łączenia protonów, neutronów i wytworzonych już innych jąder atomowych), z wydzieleniem się dużej ilości energii. Jako pierwszy powstał wodór. Natomiast końcowym produktem tych przemian było w dużej mierze żelazo, co jest związane z dużą energią wiązania nukleonów (protonów i neutronów) w jądrze atomu tego pierwiastka. Stąd tak wysoka zawartość żelaza w kosmosie.

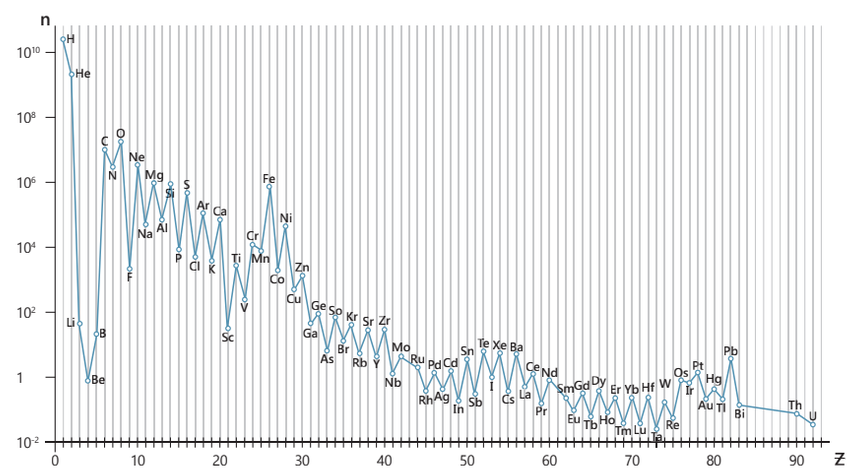
3.2. JAKIE WŁAŚCIWOŚCI MA NAJLŻEJSZY Z PIERWIASTKÓW?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: atom, chmura elektronowa, wiązanie atomowe, deuter, tryt; jak powstają cząsteczki;**
- **jak odczytujemy dane z układu okresowego; w jaki sposób zapisujemy wzory sumaryczne i strukturalne.**

Jądra wodoru – protony – stanowią pierwotną materię, która uformowała się w ciągu pierwszej milionowej części sekundy od początku Wielkiego Wybuchu. Następnie we wnętrzach gwiazd następowała ich przemiana w jądra kolejnych pierwiastków. Główną jest przemiana wodoru w hel. Względną częstość występowania pierwiastków we wszechświecie przedstawia poniższy wykres.



WYKRES 3.1. Względna częstość występowania pierwiastków we wszechświecie.

ĆWICZENIE 48.

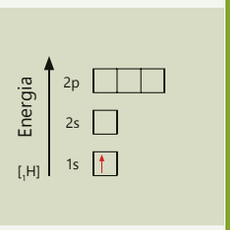
Korzystając z dostępnych źródeł, wyjaśnij, dlaczego we Wszechświecie jest tak duża ilość żelaza.

ĆWICZENIE 49.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij w niej informacje o wodorze. Skorzystaj z układu okresowego oraz wiadomości z poprzednich lekcji.

Z ilu protonów jest zbudowane jądro atomu wodoru?	1
Z ilu elektronów jest zbudowana chmura elektronowa otaczająca jądro?	1
Ile wynosi masa atomowa wodoru?	1u
Ile wynosi masa molowa wodoru?	1 g/mol
Ile elektronów uwspólnia atom wodoru?	1
Jakie są izotopy wodoru?	$^{1}_{1}H$ – prot; $^{2}_{1}H$ – deuter; $^{3}_{1}H$ – tryt

W przyrodzie wodór występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek. Powstają one w wyniku nakładania się chmur elektronowych pojedynczych atomów wodoru. Z tego powodu powstaje chmura elektronowa obejmująca swoim zasięgiem oba jądra atomowe wodoru. Chmura składająca się z 2 elektronów (po 1 od każdego z atomów wodoru) i obejmując jądra obu atomów, tworzy wiązanie. Jest to pojedyncze wiązanie kowalencyjne (atomowe):



H_2

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI WODORU

H — H

WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI WODORU

ĆWICZENIE 50.

Wiedząc, że wodór występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek, oblicz:

- masę molową wodoru M_{H_2} = $M_{H_2} = 2 \cdot 1\ g/mol = 2\ g/mol$
- gęstość wodoru w warunkach normalnych = $d = \frac{2\ g}{22{,}4\ dm^3} = 0{,}089\ \frac{g}{dm^3}$

Katastrofa sterowca Hindenburg [hajdenburg] (1937 r.).

Porównując masę molową wodoru z masami molowymi innych pierwiastków, możemy powiedzieć, że jest on najlżejszym ze wszystkich pierwiastków. Dlatego też dawniej był on stosowany do napełniania balonów i sterowców. Jednak po katastrofie niemieckiego sterowca Hindenburg zaczęto powszechnie stosować w tym celu hel.

Wodór można również otrzymywać w aparacie Kippa, nie jest on jednak dostępny we wszystkich szkołach, a poza tym ilości kwasu wykorzystywane w aparacie Kippa przemawiają raczej za proponowanym tu zestawem.

Po wkropleniu kwasu solnego zaszła burzliwa reakcja. Wydzieliły się pęcherzyki bezbarwnego gazu, który wypierał stopniowo wodę z probówki.

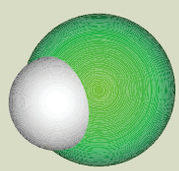
W reakcji kwasu solnego z niektórymi metalami można otrzymać wodór, który jest trudnorozpuszczalny w wodzie.

Jakie właściwości mają pierwiastki będące gazami?

Obecnie, ze względu na wysoką cenę helu, balony częściej wypełnia się ogrzanym powietrzem.

Istnieją przesłanki świadczące o tym, że wodór został uzyskany już w XVI wieku przez Paracelsusa. Jednak jako pierwszy za pierwiastek uznał go w 1766 roku Henry Cavendish [henry kawendisz], który zapisał tę informację w swych notatkach, lecz jej nie opublikował. Dopiero dzięki badaniom Antoine'a Lavoisiera około 20 lat później uznano wodór za pierwiastek. Polską nazwę „wodór" zaproponował Filip Walter. W 1900 roku zaakceptowała ją Akademia Umiejętności.

Wodór w stanie wolnym znajduje się w gwiazdach (stanowi około 75% masy Słońca), w obłokach międzygwiazdowych, a także (w niewielkiej ilości) w gazach wulkanicznych i atmosferze ziemskiej. Jest powszechny w postaci związków chemicznych (najbardziej rozpowszechnionym jest woda).

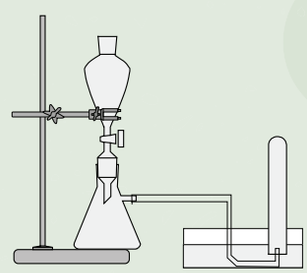


Model cząsteczki kwasu solnego HCl.

DOŚWIADCZENIE 29.

WYKONANIE

Zmontuj (w sposób przedstawiony na rysunku) zestaw do otrzymywania wodoru, a następnie nazwij jego elementy.



Pracuj ostrożnie w rękawicach i okularach ochronnych.

Do kolbki z tubusem bocznym wsyp magnez, a do wkraplacza wlej rozcieńczony roztwór kwasu solnego. Wydzielający się gaz zbieraj pod powierzchnią wody.

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

W kolbie zaszła gwałtowna reakcja: magnez rozpuścił się w kwasie i wydzieliły się pęcherzyki gazu.

Zapiszmy i uzgodnijmy równanie zachodzącej reakcji.

Magnez reagował z kwasem solnym:

$Mg + HCl \rightarrow ...$

Wydzielającym się gazem jest wodór:

$Mg + HCl \rightarrow H_2\uparrow + ...$

Drugim produktem tej reakcji jest chlorek magnezu o wzorze sumarycznym $MgCl_2$:

$Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow.$

Po uzgodnieniu równanie reakcji przyjmuje postać:

$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow.$

Równanie można odczytać następująco:

1 mol atomów magnezu reaguje z 2 molami cząsteczek kwasu solnego

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

strzałka skierowana ku górze oznacza, że powstający produkt jest lotny i opuszcza środowisko reakcji

w wyniku reakcji powstaje 1 mol chlorku magnezu oraz 1 mol cząsteczek wodoru

Opisana wyżej reakcja chemiczna jest przykładem procesu, w którym reagują ze sobą 2 substraty. W wyniku reakcji powstają 2 produkty. Taka reakcja chemiczna jest nazywana **reakcją wymiany**. Ponieważ w tej reakcji 1 pierwiastek (magnez) zajmuje miejsce innego (wodoru), jest to **reakcja wymiany pojedynczej**.

! ZAPAMIĘTAJ

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

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

Wzór $MgCl_2$ wynika z wartościowości poszczególnych pierwiastków.

Z układu okresowego możemy odczytać, że magnez jest pierwiastkiem elektrododatnim, więc oddaje elektrony:

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$,

zaś chlor jest pierwiastkiem elektroujemnym, więc przyjmuje elektrony:

$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$.

Ponieważ atom magnezu oddaje $2e^-$, a atom chloru przyjmuje tylko $1e^-$, potrzebne są 2 atomy chloru:

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$,

$2Cl + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$,

$Cl^- Mg^{2+} Cl^-$,

$MgCl_2$.

Zapis równań reakcji omawiamy krok po kroku. Dla części uczniów nie jest on oczywisty i wymaga czasu na przyswojenie.

Można ułożyć kilka prostych zadań stechiometrycznych opartych o to równanie reakcji chemicznej. Przykład:
Ile moli wodoru powstanie, gdy do reakcji użyjemy czterech moli kwasu solnego?
Ile gramów wodoru powstanie, gdy do reakcji użyjemy czterech moli magnezu?
Ile dm^3 wodoru powstanie, gdy w wyniku reakcji powstaną dwa mole chlorku magnezu?

Uczniowie powtarzają definicję.

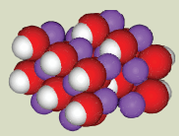
Uwaga, w wyniku tej reakcji wydziela się dużo ciepła. Niestety uczniowie mogą wykonać ją samodzielnie w domu, gdyż głównym składnikiem płynu do udrażniania rur – kreta jest wodorotlenek sodu, a folia aluminiowa jest również powszechnie dostępna. Dlatego doświadczenie należy bezwarunkowo wykonać na lekcji, zwracając uwagę uczniów na niebezpieczeństwa. Nie należy przy tym informować ich o dostępności substratów.

Po wkropleniu wodorotlenku sodu zaszła burzliwa reakcja. Wydzieliły się pęcherzyki bezbarwnego gazu, który wypierał stopniowo wodę z probówki.

Źródłem wodoru może być również reakcja wodorotlenku sodu z glinem.

Bańki wypełnione wodorem szybko unoszą się do góry. Zapalone, wybuchają.

Wodór jest lżejszy od powietrza. Jest palny i spala się wybuchowo.



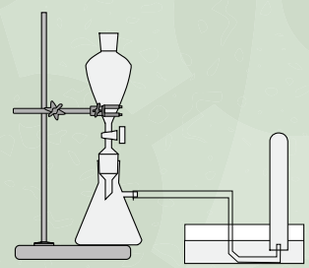
Wodorotlenek sodu NaOH.

W laboratorium wodór można otrzymać również inną metodą, wykorzystując reakcję wodorotlenku sodu z glinem.

DOŚWIADCZENIE 30.

WYKONANIE

Zmontuj zestaw do otrzymywania wodoru w sposób przedstawiony na rysunku. Nazwij jego elementy.



Pracuj ostrożnie w rękawicach i okularach ochronnych.

Do kolbki z tubusem bocznym wsyp wiórki glinu, a do wkraplacza wlej rozcieńczony roztwór wodorotlenku sodu. Wydzielający się gaz zbieraj pod powierzchnią wody.

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

Badając wodór otrzymany w jeden z powyższych sposobów, można stwierdzić, że jest on bezbarwnym, bezwonnym i bezsmakowym gazem. Został zebrany pod powierzchnią wody, co oznacza, że jest w niej trudno rozpuszczalny i nie reaguje z nią.

Aby sprawdzić inne właściwości wodoru, wykonajmy doświadczenie.

DOŚWIADCZENIE 31.

WYKONANIE

Otrzymaj wodór, wykorzystując jeden z podanych sposobów, lecz zamiast zbierać go do probówki, koniec gumowego węża wprowadź do wanienki zawierającej wodę ze środkiem do mycia naczyń lub płynem do robienia baniek mydlanych. Powstające bańki mydlane zapal za pomocą długiej zapałki lub płonącego łuczywka.

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

Wodór uległ spaleniu w tlenie, a produktem reakcji jest woda:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O.$$

Woda powstaje w reakcji syntezy (łączenia) tlenu i wodoru. Podobnie jak tlen, z wodorem reagują pozostałe pierwiastki 16. grupy w podwyższonej temperaturze. Można poćwiczyć pisanie równań reakcji, ich uzgadnianie oraz proste obliczenia:
$2H_2 + O2 \rightarrow 2H_2O$,
$8H_2 + S8 \rightarrow 8H_2S$,
$H_2 + Te \rightarrow H_2Te$,
$H_2 + Se \rightarrow H_2Se$.

Wodór zmieszany z tlenem w stosunku objętościowym 2:1 stanowi mieszaninę wybuchową, nazywaną „mieszaniną piorunującą". W wyniku tej reakcji wydzieliła się znaczna ilość energii – jest to reakcja egzoenergetyczna. Energii wytwarzanej przez ciekły wodór jest tak dużo, że wykorzystuje się ją jako paliwo do rakiet nośnych wynoszących w przestrzeń kosmiczną promy kosmiczne.

ZDJĘCIE 3.2. Moment startu promu kosmicznego.

Uczniowie powtarzają definicję, wykonując odpowiednie ruchy rękoma. Przy słowie „egzoenergetyczna" poruszają rękoma od siebie, przy słowie „endoenergetyczna" poruszają rękoma do siebie.
Należy unikać pojęć egzotermiczna i endotermiczna – stanowią one bowiem określenia reakcji, w których wymianie ulega jedynie ciepło.

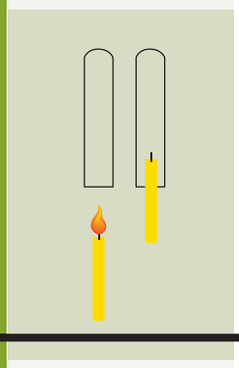
! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA EGZOENERGETYCZNA – reakcja chemiczna, w której wyniku następuje **wydzielenie energii** z układu do otoczenia.

REAKCJA ENDOENERGETYCZNA – reakcja chemiczna, w której wyniku następuje **pochłanianie** przez układ **energii** z otoczenia.

Zapalona świeca włożona do probówki z wodorem gaśnie, po wyjęciu z probówki zapala się.

Wodór jest palny, lecz nie podtrzymuje palenia. (Świeca uległa ponownemu zapaleniu od płonącego wodoru, który zapalił się podczas wsuwania świecy do probówki. Palił się on słabo widocznym płomieniem w miejscu kontaktu wodoru z powietrzem, czyli u wylotu probówki).



DOŚWIADCZENIE 32.

WYKONANIE

Do odwróconej do góry dnem probówki z zebranym we wcześniejszym doświadczeniu wodorem wsuń płonącą świecę, a następnie znów ją wysuń.

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

ZAPAMIĘTAJ

WODÓR (H_2) – bezbarwny gaz, bez smaku, zapachu, trudno rozpuszczalny w wodzie, spala się wybuchowo, nie podtrzymuje palenia. Zmieszany z tlenem w stosunku objętościowym 2:1 tworzy mieszaninę wybuchową.

SCHEMAT 3.2.
Zastosowanie wodoru.

ĆWICZENIE 51.

W poniższym fragmencie, pochodzącym z filmu „Daleko od noszy" (odc. 26: „Krwawa zemsta II"), znajdź wszystkie błędy z zakresu chemii i zapisz je w zeszycie. Czy wyjaśnienie działania termometru jest poprawne? Odpowiedź uzasadnij.

Siostra Basen: *Termometr to działa tak, że jak jest ciepło, to się podnosi do góry, a na zimne opada. Ot i cała filozofia! No jak to – co podnosi się i opada, no... No słupek! Czego słupek? [...] No! A to chodzi o rtęć. Podnosi się słupek rtęci. Dlaczego się podnosi? [...]*

Czesław Basen: *A jaki skrót ma rtęć?*

Siostra Basen: *Wojtuś, jaki ma skrót rtęć? [...] Hg.*

Czesław Basen: *Aaa! No to już wiadomo: „H" to jest wodór, który wszystko wynosi do góry i dlatego słupek rtęci się podnosi.*

Siostra Basen: *A dlaczego niekiedy opada?*

Czesław Basen: *(wzruszając ramionami) Może przez to „g"?*

Siostra Basen: *Wojtuś! Sprawdź, co to jest „g"! No nie śmiej się, ośle, bo tu nie ma nic do śmiania! [...] „g" to przyspieszenie ziemskie.*

Czesław Basen: *No, to wszystko jasne: no przecież to przyspieszenie ziemskie ściąga każdą rzecz w dół!*

Siostra Basen: *No to proste rzeczy są! Wojtuś, notuj: „H" to jest wodór i on pcha każdą rzecz do góry, a „g" – przyspieszenie ziemskie – ściąga ją na dół!*

Podana interpretacja działania termometru rtęciowego jest oczywiście błędna. Termometry cieczowe wykorzystują w swym działaniu ciecze o niskiej temperaturze krzepnięcia i wysokiej temperaturze wrzenia. Ciecze te muszą się przy tym charakteryzować dużą rozszerzalnością cieplną, zależną od temperatury w sposób liniowy. Taką cieczą napełnia się zakończony cienką rurką zbiorniczek. Ciecz w określonej temperaturze zajmuje pewną określoną objętość, na co wskazuje poziom cieczy w rurce. Obniżenie temperatury powoduje zmniejszenie tej objętości i obniżenie poziomu cieczy, natomiast wzrost temperatury zwiększa objętość i poziom cieczy w rurce się podnosi. Takie właściwości ma rtęć, stąd jej powszechne wykorzystanie w starych termometrach, szczególnie medycznych i laboratoryjnych. Obecnie rtęć, ze względu na jej toksyczność, jest zastępowana innymi cieczami.

1. Kolejne lekcje poświęcone gazom mają na celu przećwiczenie i utrwalenie informacji teoretycznych, zdobytych na wcześniejszych zajęciach. Dlatego też należy pytać uczniów o wprowadzone w rozdziałach pierwszym i drugim definicje i ćwiczyć obliczenia prostych zadań stechiometrycznych.
2. Podczas lekcji staramy się jak najczęściej odwoływać do informacji znanych uczniom z 1 i 2 rozdziału.
3. Umiejętność rozpoznania wodoru po charakterystycznym „szczęknięciu" podczas jego spalania jest jedną z ważniejszych umiejętności, jakie powinni nabyć uczniowie. Dlatego też spalanie wodoru wykonuje się kilkakrotnie w różnych wariantach.
4. Obecnie powraca się do sterowców (głównie w celach reklamowych) napełnianych wodorem. Trwają też prace nad budową ogniw paliwowych napędzanych wodorem (mogłyby stać się one źródłem napędu dla pojazdów). Informacje te są ważne z punktu widzenia ekologii.

Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że w powietrzu tlen występuje jako pierwiastek, a w wodzie czy piasku jako składnik związku chemicznego.

Zawartość tlenu w skorupie ziemskiej wynosi 46,6%.

ŚMIECH JEST DLA DUSZY TYM SAMYM, CZYM TLEN DLA PŁUC.

LOUIS DE FUNÈS [luis de fines]

3.3. DLACZEGO TLEN JEST TAK WAŻNYM PIERWIASTKIEM?

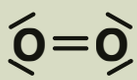
WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: atom, chmura elektronowa, indeks dolny; jak powstają cząsteczki;**
- **jak wykazać doświadczalnie, że tlen jest niezbędny do procesu spalania; jak odczytywać dane z układu okresowego.**

Tlen jest jednym z najważniejszych pierwiastków – większość roślin i zwierząt potrzebuje go do oddychania. Wytwarzają go rośliny w procesie fotosyntezy. Jest on też składnikiem wielu ważnych związków chemicznych, np. wody (H_2O) czy piasku (SiO_2).

Do organizmów rozwijających się w środowisku beztlenowym (anaerobów) należą niektóre gatunki: bakterii, grzybów, bezkręgowców, pierwotniaków i robaków pasożytniczych. Np. do anaerobowych bakterii zagrażających człowiekowi należą bakterie tężca i jadu kiełbasianego.



Wzór strukturalny tlenu.

O_2

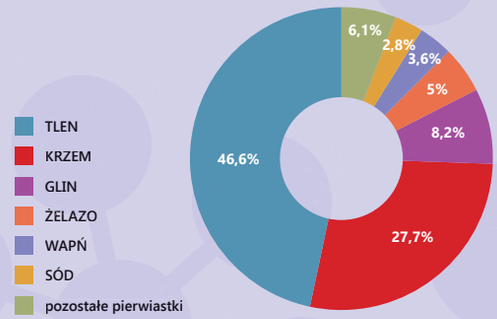
Wzór sumaryczny tlenu.

Piktogramy tlenu.

ĆWICZENIE 52.

Tlen jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem na Ziemi. Na podstawie poniższego wykresu powiedz, ile procent tlenu znajduje się w skorupie ziemskiej.

ZAWARTOŚĆ PROCENTOWA PIERWIASTKÓW W SKORUPIE ZIEMSKIEJ

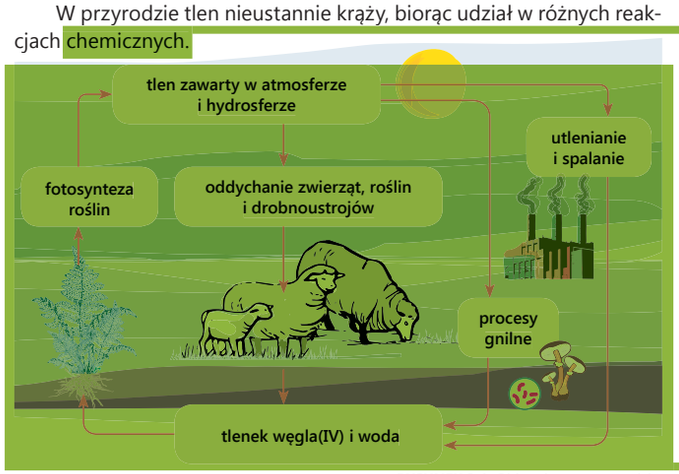


W przyrodzie tlen jest wydzielany do atmosfery w wyniku procesu fotosyntezy, która przebiega w komórkach zawierających chlorofil, przy udziale światła, wody i tlenku węgla(IV). W atmosferze tlen występuje głównie w postaci cząsteczek dwuatomowych, skąd jest pobierany przez organizmy żywe w procesie oddychania, a także w związanych z działalnością człowieka procesach spalania (przemysł, motoryzacja, energetyka). Produktami spalania związków organicznych są przede wszystkim tlenek węgla(IV) i woda, które stanowią substraty w procesie fotosyntezy.

Tlen, symbol O, liczba atomowa 8, liczba protonów w jądrze 8, liczba elektronów w chmurze 8, masa atomowa 16u.

Tlen stanowi około 21% objętości atmosfery ziemskiej (tj. około 23% masy atmosfery).

W przyrodzie tlen nieustannie krąży, biorąc udział w różnych reakcjach chemicznych.



RYSUNEK 3.1. Obieg tlenu w przyrodzie.

Bardzo ważne jest zwrócenie uwagi na fakt, że rośliny również oddychają, wydzielając tlenek węgla(IV). Proces ten przebiega w nocy, dlatego też w sypialni nie powinno być roślin, gdyż konkurują one z nami o tlen.

ĆWICZENIE 53.

Na podstawie powyższego rysunku omów obieg tlenu w przyrodzie.

ĆWICZENIE 54.

Z układu okresowego odczytaj dane dotyczące tlenu: jego symbol, liczbę atomową, liczbę protonów w jądrze i liczbę elektronów tworzących chmurę elektronową, a także jego masę atomową.

P: 2
U: 2

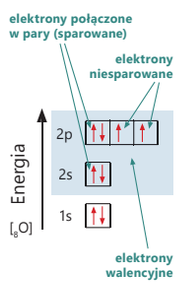
m_{at} = 15,99u

$_{8}O$

tlen

Proces fotosyntezy zapisujemy następująco: $6H_2O + 6CO_2 + h\nu$ (energia świetlna) $\rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow$; $\Delta E = -2872$ kJ/mol (–687 kcal/mol), gdzie: h – stała Plancka.
Uczniom można podać uproszczone równanie reakcji syntezy ($6H_2O + 6CO_2 + ☀ \rightarrow$ glukoza $+ 6O_2\uparrow$) lub jego pełną wersję. Nie wymagamy od uczniów umiejętności napisania go samodzielnie.

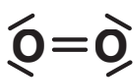
Konfiguracja elektronowa tlenu pokazuje, że atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, w tym 2 niesparowane elektrony oraz 2 wolne pary elektronowe. Z tego wynika, że atom tlenu jest dwuwartościowy. Wolny tlen w przyrodzie występuje głównie w postaci dwuatomowych cząsteczek, w których atomy połączone są podwójnym wiązaniem kowalencyjnym. Wzory sumaryczny i strukturalny cząsteczki tlenu zapisujemy następująco:



RYSUNEK 3.2. Elektrony w atomie tlenu.

O_2

Wzór sumaryczny cząsteczki tlenu.



Wzór strukturalny cząsteczki tlenu.

Pytanie na ocenę nie tylko na początku lekcji, lecz także w jej trakcie zmusza uczniów do uwagi przez cały czas.

Przy montażu zestawu można pominąć płuczkę. Należy bardzo uważać i koniecznie przed zgaszeniem palnika odłączyć probówkę z wyjściem bocznym od płuczki (lub wanienki z wodą, gdy nie używamy płuczki). W przeciwnym wypadku w probówce może spaść ciśnienie i woda z płuczki lub wanienki zostanie zassana do środka. Może dojść do wybuchu!
Podawane przy okazji doświadczeń wzory sumaryczne, strukturalne i nazwy bardziej skomplikowanych związków (w tym wypadku manganianu(VII) potasu) nie powinny być wymagane od uczniów.

Wydziela się bezbarwny gaz, który wypiera wodę z probówki.

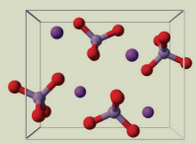
Tlen słabo rozpuszcza się w wodzie, gdyż może być zbierany pod jej powierzchnią.

Tlen jest bezbarwnym, pozbawionym zapachu gazem.

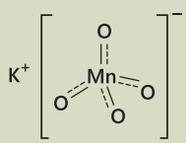
Tlen ma podobne do innych gazów właściwości fizyczne.

MANGANIAN(VII) POTASU

Kryształki manganianu(VII) potasu.



Model kryształu manganianu(VII) potasu.



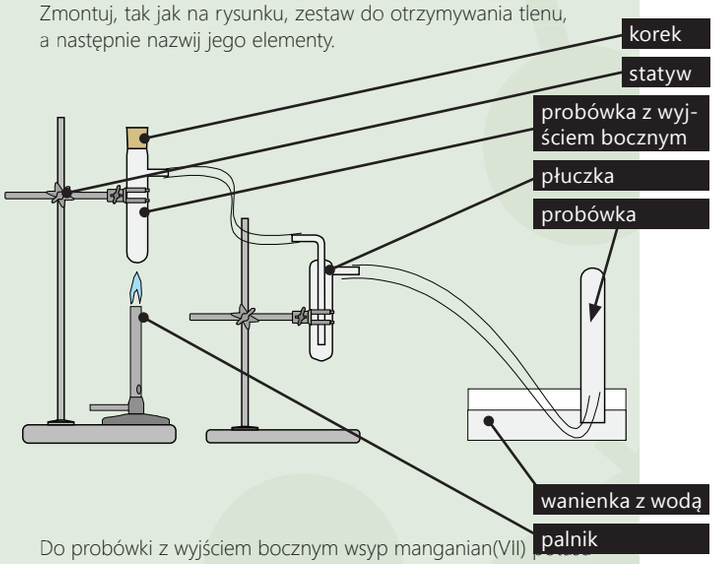
Wzór strukturalny manganianu(VII) potasu.

Piktogramy manganianu(VII) potasu.

DOŚWIADCZENIE 33.

WYKONANIE

Zmontuj, tak jak na rysunku, zestaw do otrzymywania tlenu, a następnie nazwij jego elementy.



Do probówki z wyjściem bocznym wsyp manganian(VII) potasu ($KMnO_4$). Probówkę zamknij korkiem, a następnie ogrzewaj płomieniem palnika. Wydzielający się gaz zbierz pod powierzchnią wody.

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

DOŚWIADCZENIE 34.

WYKONANIE

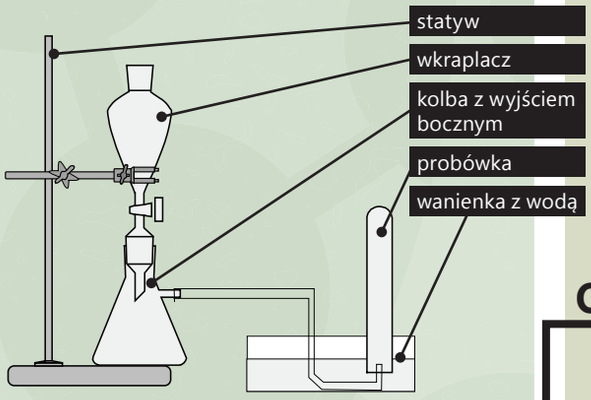
Obejrzyj zebrany w probówce tlen.

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

DOŚWIADCZENIE 35.

WYKONANIE

Zmontuj, tak jak na rysunku, zestaw do otrzymywania tlenu, a następnie nazwij jego elementy.

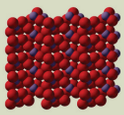


Do kolby z wyjściem bocznym wsyp tlenek manganu(IV) o wzorze MnO_2. Do wkraplacza wlej sześcioprocentowy roztwór nadtlenku wodoru H_2O_2 (jeden ze składników wody utlenionej). Wodę utlenioną wkraplaj do kolby. Wydzielający się gaz zbierz pod powierzchnią wody.

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

TLENEK MANGANU(IV)

Sproszkowany tlenek manganu(IV).



Model kryształu tlenku manganu(IV).

O=Mn=O

Wzór strukturalny tlenku manganu(IV).

Piktogram tlenku manganu(IV).

Tlenek manganu(IV) będzie omawiany przy okazji tlenków – informacje o nim znajdują się w tym miejscu jedynie dla wyjaśnienia, nie zaś po to, by uczniowie się ich uczyli.
Tlen można też otrzymać w wyniku rozkładu nadtlenku wodoru, elektrolizy wody. Należy podać uczniom tę informację, ale jej od nich nie wymagać.

Zachodzi burzliwa reakcja, wydziela się bezbarwny gaz.

Tlen można otrzymać różnymi metodami, w zależności od potrzeb i dostępności substancji.

DOŚWIADCZENIE 36.

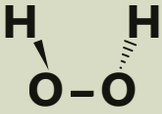
WYKONANIE

Do naczynia z tlenem wprowadź żarzące się łuczywko.

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

NADTLENEK WODORU

(woda utleniona)



Wzór strukturalny nadtlenku wodoru.

Piktogramy nadtlenku wodoru.

Łuczywko zapala się jasnym płomieniem.

Tlen podtrzymuje palenie.

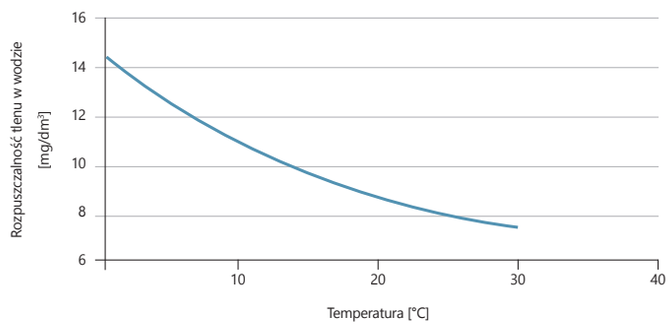
Rozpuszczalność tlenu w wodzie jest dość trudna do zrozumienia. Z jednej strony w doświadczeniach chemicznych zbieramy go pod wodą. Z drugiej strony produkują go rośliny wodne, a ryby i inne zwierzęta wodne nim oddychają. Zawartość tlenu w wodzie jest jednak niewystarczająca dla ssaków wodnych czy pająka topika. Dlatego szersze omówienie tych informacji pozwoli uczniom właściwie zrozumieć to zagadnienie.

ZASTANÓW SIĘ

Czy tlen rozpuszcza się w wodzie?

W wodzie żyją rośliny, które w procesie fotosyntezy produkują tlen, żyją także zwierzęta i rośliny oddychające tlenem – z tego wynika, że tlen rozpuszcza się w wodzie. Rozpuszczalność tlenu nie jest jednak duża.

Sprawdź na wykresie, jak zmienia się rozpuszczalność tlenu w wodzie w zależności od temperatury roztworu.



WYKRES 3.2. Rozpuszczalność tlenu w wodzie w zależności od temperatury roztworu.

Z wykresu wynika, że wraz ze wzrostem temperatury roztworu maleje rozpuszczalność tlenu w wodzie. Deficyt tlenu może powodować przyduchę, czyli masowe wymieranie organizmów żywych.

ZAPAMIĘTAJ

ROZPUSZCZALNOŚĆ GAZÓW W WODZIE najczęściej określa się liczbą miligramów gazu rozpuszczonych w 100 g wody. Rozpuszczalność można też podawać jako liczbę mg na 1 dm^3 wody.

Na podstawie danych z wykresu spróbujmy obliczyć, ile moli i ile dm^3 tlenu (w przeliczeniu na warunki normalne) rozpuści się w 1 dm^3 wody o temperaturze 20°C, pod ciśnieniem 1 atmosfery. Z wykresu możemy odczytać, że w tej temperaturze 9 mg tlenu rozpuszcza się w 1 dm^3 wody.

Przyducha – śnięte ryby.

CIEKAWOSTKI JĘZYKOWE

Łacińska nazwa tlenu ***oxygenium*** pochodzi z języka greckiego i oznacza:
oksy – kwaśny,
gennao – rodzę.
Wprowadzona została przez Antoine'a Lavoisiera.
Początkowo polska nazwa „kwasoród" (zaproponowana przez Jędrzeja Śniadeckiego) była dosłownym tłumaczeniem nazwy łacińskiej.
Obecną nazwę „tlen" (od słowa „tlić się") zaproponował przed 1851 rokiem Jan Oczapowski. Została ona zaakceptowana przez większość polskich chemików.

Tak, gdyż organizmy wodne oddychają tlenem rozpuszczonym w wodzie. Jednakże rozpuszczalność tlenu w wodzie jest niewielka.

Świadomość ekologiczna dotycząca zanieczyszczania rzek nie dotyczy temperatury. Wiele osób nie zdaje sobie sprawy, że wlewanie do rzeki czystej, ale ciepłej wody jest bardzo szkodliwe, a czasami nawet śmiertelne dla organizmów w niej żyjących.

Jedną z metod aktywizacji klasy podczas rozwiązywania zadania na tablicy jest wywoływanie kilku uczniów do tego zadania (przykładowo pierwszy układa pierwszą proporcję, a drugi z uczniów drugą). Uczniowie nie przepisują wtedy automatycznie z tablicy, tylko starają się śledzić tok rozumowania.

Należy ogrzewać wodę w temperaturze niższej niż temperatura wrzenia, wtedy rozpuszczalność tlenu w wodzie znacznie spada.
Można także przepuszczać przez długi czas przez naczynie z wodą inny obojętny gaz, na przykład argon.

Te informacje będą jeszcze raz powtórzone przy okazji omawiania roztworów i rozpuszczalności.

1. Podrozdział jest dosyć długi (zawiera cztery doświadczenia), dlatego też na lekcji można pominąć etap odpytywania z ostatnich zajęć, w trakcie całej lekcji pytając zarówno o materiał, który będzie nam potrzebny, jak i obliczając zadania. Mamy wtedy możliwość ocenienia wielu uczniów (zwłaszcza jeżeli będziemy oceniać pierwszych trzech uczniów, którzy zadanie rozwiązywane na tablicy rozwiążą wcześniej samodzielnie).
2. Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że pierwiastki możemy spalać nie tylko w tlenie, lecz np. także w chlorze czy nawet tlenku węgla(IV).

Tlen występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek, dlatego też masa molowa tlenu wynosi: M_{O_2} = 32 g/mol.

Aby obliczyć, jaką liczbę moli stanowi 9 mg, ułóżmy proporcję:

1 mol tlenu ma masę **32 g,**

x moli tlenu ma masę **0,009 g** (9 mg),

x = 0,000281 mola.

Skoro znamy liczbę moli tlenu, możemy obliczyć, jaką zajmuje on objętość. 1 mol gazu w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm^3, możemy więc ułożyć proporcję:

1 mol gazu zajmuje objętość **22,4 dm^3**,

0,000281 mola gazu zajmuje objętość **y dm^3**,

y = 0,000281 mol · 22,4 dm^3 / 1 mol = 0,0063 dm^3.

ĆWICZENIE 55.

Zaproponuj, w jaki sposób można rozdzielić mieszaninę tlenu i wody, czyli jak sprawić, by pozbyć się rozpuszczonego w wodzie tlenu.

ZAPAMIĘTAJ

ROZPUSZCZALNOŚĆ GAZÓW w wodzie zależy od temperatury i ciśnienia. Wraz ze wzrostem temperatury rozpuszczalność gazów w wodzie maleje. Wraz ze wzrostem ciśnienia rozpuszczalność gazów w wodzie rośnie.

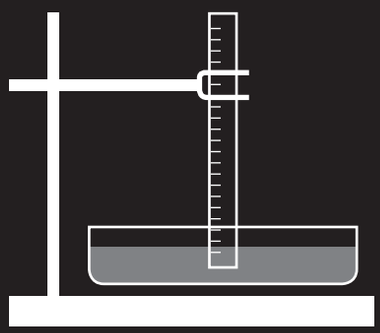
ZAPAMIĘTAJ

TLEN jest gazem bezbarwnym, bez zapachu, bez smaku, słabo rozpuszczalnym w wodzie. Jest niepalny, lecz podtrzymuje palenie.

Tlen jest stosowany między innymi w medycynie, do sporządzania mieszanek oddechowych wykorzystywanych w butlach do nurkowania, w procesach spalania paliw, a także w różnego rodzaju palnikach, w tym również acetylenowo-tlenowych, które służą do cięcia i spawania stali.

DLA TYCH, KTÓRZY LUBIĄ HISTORIĘ

Michał Sędziwój, polski alchemik, w utworze pt. „Dwanaście traktatów o kamieniu filozoficznym" opisywał otrzymanie „ducha światła" – gazu umożliwiającego życie ludzi i zwierząt (czyli tlenu). Był to rok 1604. Ponownie tlen odkrył Carl Sheele (przed 1773 rokiem), ale nie opublikował swego odkrycia aż do 1777 roku. Za odkrywcę tlenu w 1775 roku uznano Josepha Pristleya, który otrzymał go poprzez ogrzewanie tlenku rtęci(II). W 1877 roku mgłę skroplonego tlenu zaobserwowali Raoul Pictet [raul pikte] i – niezależnie – Louis-Paul Cailletet. Jednak ciekły tlen po raz pierwszy otrzymali profesorowie Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie: Zygmunt Wróblewski i Karol Olszewski (5 kwietnia 1883 roku).



Powstają pęcherzyki gazu, który stopniowo wypiera wodę z cylindra.

Rośliny wodne również produkują tlen.

Modyfikacji można dokonywać, odpowiednio zmieniając warunki prowadzenia eksperymentu, a także poprzez zastosowanie dodatkowych urządzeń, np. źródła światła.

DOŚWIADCZENIE DOMOWE 1.

Jak już wcześniej opisano, rośliny w procesie fotosyntezy produkują tlen. Zaproponuj doświadczenie, w którym zbadasz, ile cm^3 tlenu produkuje moczarka kanadyjska w ciągu jednostki czasu.

W zeszycie opisz, jak wykonasz to doświadczenie, narysuj zestaw do badań.

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

Zastanów się, jak zmodyfikować ten eksperyment, aby móc zbadać, czy ilość otrzymywanego tlenu w procesie fotosyntezy zależy od:

- **temperatury,**
- **oświetlenia,**
- **pory dnia (dzień/noc),**
- **ciśnienia,**
- **innych czynników.**

Przeprowadź samodzielnie jeden z eksperymentów. Wyniki i wnioski przedyskutuj na lekcji.

ZASTANÓW SIĘ

Coraz popularniejsze stają się tzw. bary tlenowe. Przeczytaj wypowiedzi lekarzy i zastanów się, czy bary tlenowe są szkodliwe, czy pożyteczne.

Prof. Jacek Przybylski:

Terapia tlenowa jest uznaną metodą medyczną w leczeniu ciężkich zaburzeń funkcji narządu oddechowego. Prowadzą ją specjaliści w wysoce wyspecjalizowanych ośrodkach. W żadnym wypadku nie w „barach". Jeśli nasze płuca są zdrowe, ilość tlenu, którą niesie hemoglobina, jest wystarczająca i dodatkowa ilość tlenu nie ma tu już żadnego znaczenia. Można by zatem powiedzieć, że bary tlenowe są nieszkodliwe. Niestety, to stwierdzenie jest zbyt optymistyczne. Wiemy, że oddychanie powietrzem wzbogaconym w tlen nie poprawia utlenowania naszego organizmu, a może spowodować poważne uszkodzenie narządów i tkanek. Dlatego też współczesna medycyna traktuje tlen jako lek i tak jak każdy lek, zasto-

sowanie tlenu wymaga ściśle sprecyzowanych wskazań, precyzyjnego „dawkowania" i pełnej świadomości o jego działaniach niepożądanych. To już jest olbrzymia wiedza oparta zarówno na teorii, jak i praktyce. Zostawmy więc stosowanie tlenu specjalistom.

Prof. Ewa Szczepańska-Sadowska:

Tlenoterapia jest przydatna u osób cierpiących na zapalenie płuc, gruźlicę, zatory gazowe, a także u niektórych chorych na astmę i rozedmę płuc (gdy utrudnione jest przenikanie tlenu przez tzw. barierę dyfuzyjną płuc do krwi). Pomaga w schorzeniach zakłócających przenoszenie tlenu przez hemoglobinę (na skutek zatrucia tlenkiem węgla) oraz ograniczających wchłanianie tlenu w komórkach. Nawet w tych przypadkach zwraca się jednak uwagę na możliwość wystąpienia powikłań i konieczność ścisłego monitorowania stanu chorego przez lekarza. Tlenoterapia jest tak niebezpieczna jak leczenie antybiotykami. Może przynosić korzyści, ale tylko pod nadzorem specjalisty.

Notatka przygotowana na podstawie:

Tlen to zdrowie? Fragment czatu z prof. Jackiem Przybylskim, 29.11.2002 [*http://portalwiedzy.onet.pl/*];

P. Górecki, *Wdychanie śmierci*, „Wprost" 2003, nr 45 (1093).

Korzystanie z barów tlenowych jest niewskazane, ponieważ może przynieść więcej skutków negatywnych niż pozytywnych, mimo ogólnej użyteczności tlenoterapii. Terapia tlenem powinna być prowadzona pod nadzorem specjalistów.

Uczniowie powtarzają definicję. Nauczyciel zwraca uwagę na dwie możliwości powstawania odmian alotropowych – albo poprzez różną liczbę atomów, albo poprzez różne ich ułożenie. Uczniowie nie muszą znać definicji, powinni jednak się nią właściwie posługiwać, w edukacji chemicznej mamy bowiem wiele odmian alotropowych. Termin pochodzi z języka greckiego ἄλλος – i oznacza *inny*.

GDYBY NAWET ŻADNEGO KRYZYSU NIE BYŁO, TRZEBA BY GO WYMYŚLIĆ, PODOBNIE JAK „GLOBALNE OCIEPLENIE", A WCZEŚNIEJ – „DZIURĘ OZONOWĄ".

STANISŁAW MICHALKIEWICZ, OBIECUJĄCE POCZĄTKI

3.4. KIEDY OZON JEST SZKODLIWY, A KIEDY POŻYTECZNY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

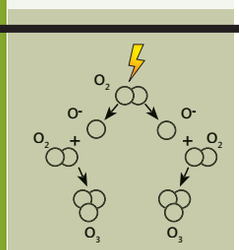
Przypomnij sobie:

- **budowę cząsteczki tlenu;**
- **jak odczytuje się dane z układu okresowego.**

Tlen może istnieć nie tylko w postaci cząsteczek dwuatomowych O_2. Znacie na pewno też ozon – odmianę tlenu zbudowaną z 3 atomów tlenu – o wzorze sumarycznym O_3. Zbadaj jego właściwości. W tym celu wykonaj poniższe doświadczenie.

Słychać trzaski, pojawia się charakterystyczny zapach, jak przy kserokopiarce lub zapach powietrza jak po burzy.

Ozon można otrzymać w prosty sposób w warunkach laboratoryjnych.



Powstawanie ozonu.

DOŚWIADCZENIE 37.

WYKONANIE

Zachowaj ostrożność – pracuj w rękawicach i okularach ochronnych.

Do porcelanowej parownicy lub tygla nasyp niewielką ilość manganianu(VII) potasu o wzorze sumarycznym $KMnO_4$ i dodaj kilka kropli stężonego kwasu siarkowego(VI).

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

Zaszła gwałtowna reakcja. Wydzielił się gaz o ostrym zapachu, który występuje w powietrzu po burzy, a także w punktach ksero. Wynika to z faktu, iż ozon powstaje m.in. w temperaturze łuku elektrycznego. Ozon jest **odmianą alotropową** tlenu.

ZAPAMIĘTAJ

ODMIANY ALOTROPOWE – odmiany tego samego pierwiastka, które różnią się między sobą liczbą atomów w cząsteczce lub przestrzennym ułożeniem atomów w sieci krystalicznej.

Odmiany alotropowe pierwiastków różnią się między sobą właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

ĆWICZENIE 56.

Przeczytaj poniższy tekst. Znajdź te fragmenty, które opisują, jak ozon działa na tytoń. Napisz w zeszycie, jak można wykryć obecność ozonu w powietrzu.

W latach pięćdziesiątych XX wieku amerykańscy farmerzy tytoniu ponieśli bardzo duże straty z powodu plam, które nagle pokryły liście roślin. Naukowcy stwierdzili, że plamy są spowodowane zwiększonym stężeniem ozonu w powietrzu. Taki był początek kariery tytoniu jako wskaźnika zanieczyszczenia ozonem. Wyhodowano 3 odmiany tytoniu: Bel-W3 bardzo wrażliwą, Bel-C wrażliwą i Bel-B najmniej wrażliwą. Tytoń może służyć jedynie do stwierdzenia obecności ozonu w środowisku. Trudno natomiast wnioskować o stężeniu ozonu na podstawie wielkości plam na jego liściach.

DOŚWIADCZENIE 38.

WYKONANIE

W probówce otrzymaj ozon (według przepisu z poprzedniego doświadczenia, ale zamiast parownicy użyj probówki). Wylot probówki zamknij korkiem z rurką, a następnie skieruj go na balon.

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

W związkach chemicznych budujących powłokę balonu występują wiązania podwójne. W związkach budujących pęcherzyki w naszych płucach także występują wiązania podwójne. Ozon nie tylko rozrywa wiązania podwójne występujące w związkach chemicznych w powłoce balonu, ale także niszczy strukturę związków chemicznych budujących pęcherzyki w naszych płucach. Dlatego możemy stwierdzić, że ozon występujący przy powierzchni Ziemi jest szkodliwy dla naszego zdrowia.

Uszkodzenia liści tytoniu przez ozon.

Aby wykryć zawartość ozonu w powietrzu, należy w badanym pomieszczeniu umieścić rośliny tytoniu, najlepiej wszystkie trzy odmiany.
Pojawienie się plam na liściach świadczy o obecności ozonu. O stężeniu ozonu może nas zaś poinformować pojawienie się brązowych plam na jednej, dwóch lub trzech odmianach tytoniu.

Powłoka balonu uległa zniszczeniu.

Ozon ma niszczące działanie na niektóre materiały.

Znane uczniom choćby z cząsteczki tlenu.

Dlatego praca w punkcie ksero jest szkodliwa, a po drukowaniu na drukarce laserowej w domu należy wywietrzyć pokój.

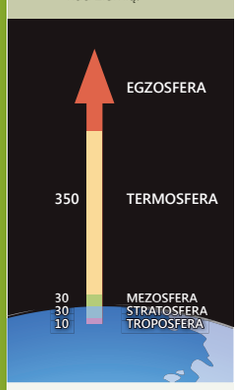
ĆWICZENIE 57.

Przeczytaj tekst na temat badań dotyczących bezpieczeństwa pracy w punkcie ksero. Wypisz w zeszycie objawy , które świadczą o nadmiernym działaniu ozonu.

Ozon jest wysokoenergetyczną, alotropową odmianą tlenu, którego specyficzny zapach jest wyczuwalny już nawet przy rozcieńczeniu 1:600. To gaz rozpuszczalny w wodzie. Ma właściwości toksyczne. Główną drogą wchłaniania ozonu do organizmu człowieka jest układ oddechowy. Objawy działania ozonu na organizm człowieka zależą od jego stężenia i czasu ekspozycji. Pierwszymi objawami krótkotrwałego narażenia na ozon są objawy ze strony układu oddechowego, takie jak podrażnienie gardła i kaszel. Działanie ozonu powoduje również podrażnienie spojówek oka. Najczęściej pracownicy obsługujący kserokopiarki są narażeni na długotrwałe działanie małych stężeń ozonu. Może to prowadzić do nieodwracalnych, rozległych zmian w płucach. W przypadku ostrych zatruć prowadzi do obrzęku płuc, a nawet do śmierci. Przy przewlekłym narażeniu na ozon pracownicy mogą odczuwać również takie dolegliwości, jak: podrażnienie i łzawienie oczu, pogorszenie jakości widzenia, bóle i zawroty głowy, duszności, nudności oraz obniżenie koncentracji. Wśród udokumentowanych skutków zdrowotnych narażenia na ozon są między innymi zwiększone ryzyko zachorowań i zgonów z powodu chorób układu oddechowego, takich jak astma, przewlekła obturacyjna choroba płuc oraz chorób układu krążenia.

Źródło: A. Żelazko, J. Mirosławski, *Dolegliwości zdrowotne związane z narażeniem na ozon na podstawie subiektywnych opinii osób obsługujących kserokopiarki*, „Zeszyty Naukowe Wyższej Szkoły Zarządzania Ochroną Pracy w Katowicach" 2012, nr 1 (8), s. 65–73.

Warstwy atmosfery nad ziemią.



Ozon powstaje nie tylko podczas pracy kserokopiarki czy drukarek, ale jest także produktem reakcji spalin w słoneczne dni. Dlatego w wielkich miastach w słoneczne dni często pojawia się smog ozonowy.

Ozon występujący przy powierzchni Ziemi jest bardzo szkodliwy. Natomiast występujący wysoko nad Ziemią – w stratosferze – jest pożyteczny. Ozonosfera, występująca 25–30 km nad poziomem morza,

chroni przed promieniowaniem ultrafioletowym dochodzącym do Ziemi ze Słońca. Promieniowanie to jest szkodliwe dla organizmów żywych. Niszczenie warstwy ozonowej przez różne związki chemiczne (szczególnie chloro- i fluoropochodne węglowodorów – tzw. freony) przenikające do warstwy ozonowej powoduje powstanie tzw. **dziury ozonowej**.

Powszechnie stosuje się termin ozonosfera, który sugeruje, że w tym miejscu istnieje gruba warstwa ozonu. Tymczasem gdyby zebrać całą jego ilość, to powstałaby warstwa o szerokości 3 mm.

Ozon ma silne właściwości aseptyczne i toksyczne. Stosowany jest do dezynfekcji wody pitnej i wyjaławiania pomieszczeń (np. w szpitalach). To bardzo skuteczny środek dezynfekujący (jego działanie bakteriobójcze jest około 50 razy skuteczniejsze i 3000 razy szybsze niż chloru).

$13\ \mu g = 13 \cdot 10^{-6}\ g = 0{,}000013\ g$

Oblicz, ile to moli ozonu.

1 mol — 48 g
x moli — 0,000013 g
$x = 2{,}7 \cdot 10^{-7}$ mola

Ozon wykazuje działanie bakteriobójcze już przy stężeniu około 13 $\mu g/dm^3$. Jednak wadą ozonu jest jego nietrwałość, a co za tym idzie ryzyko wtórnego skażenia uprzednio zdezynfekowanej wody (np. nie można jej bezpiecznie przesyłać długimi rurociągami). Dlatego istnieje konieczność dodatkowego chlorowania wody.

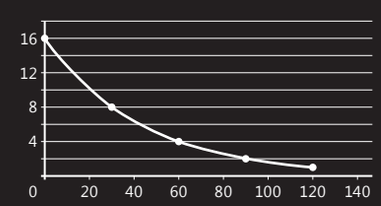
Czas półtrwania ozonu w wodzie to około 30 minut, co oznacza, że co każde pół godziny stężenie ozonu zmniejsza się o połowę w stosunku do początkowego (poprzedniego) stężenia.

Termin „okres półtrwania" był wprowadzony przy okazji pierwiastków promieniotwórczych. W tym miejscu jest on ponownie przydatny. Należy przypomnieć uczniom jego definicję.

ĆWICZENIE 58.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją, a następnie narysuj wykres przedstawiający, jak zmienia się stężenie ozonu w wodzie, gdy początkowe stężenie wynosiło 16 mg/dm^3.

CZAS	0	30 MINUT	60 MINUT	90 MINUT	120 MINUT
STĘŻENIE	16 mg/l	8 mg/l	4 mg/l	2 mg/l	1 mg/l



PRZEDYSKUTUJ

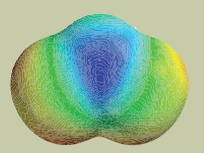
Przeczytaj uważnie cytat nad tytułem niniejszego podrozdziału. Czy zgadzasz się z nim? Jeżeli uważasz, że autor ma rację, poszukaj argumentów uzasadniających przeciwne stanowisko. Jeśli uważasz, że cytowany autor nie ma racji – znajdź argumenty, by bronić jego stanowiska.

Umiejętność dyskutowania, korzystania z argumentów i szacunku do przeciwnika jest jedną z podstawowych umiejętności, którą powinien osiągnąć uczeń. Dobrą metodą nauczania sztuki dyskutowania jest pytanie uczniów, jakie mają zdanie na dany temat, a potem poproszenie ich, by poszukali argumentów wspierających zdanie przeciwne.

Sejsmolog to specjalista w zakresie sejsmologii, zajmującej się badaniem trzęsień ziemi oraz rozchodzenia się fal wewnątrz Ziemi.
Chemia jest obecna w wielu dziedzinach życia i nauki, dlatego też jej znajomość, choćby w podstawowym zakresie, może być przydatna.

ppm – to jednostka informująca, ile cząsteczek danej substancji znajduje się 1 000 000 cząsteczek mieszaniny. W tym przypadku 13 ppm oznacza, że na 1 000 000 cząsteczek powietrza jest tylko 13 cząsteczek ozonu.

Model cząsteczki ozonu.



ĆWICZENIE 59.

Przeczytaj poniższy artykuł. Sprawdź w słowniku, co oznacza słowo „sejsmolog" i do jakiej gałęzi nauk należy sejsmologia. Wyjaśnij, dlaczego nie tylko chemicy powinni znać chemię.

Sejsmolodzy ciągle poszukują wskazówek, dzięki którym można by przewidywać trzęsienia ziemi. Niewykluczone, że natrafili na ślad czegoś ważnego, ponieważ okazuje się, że ***pod ciśnieniem skały emitują ozon*** *[...].*

Prof. Raúl A. Baragiola [raul a baragiola] z University of Virginia [juniwersiti of wirdżinia] przeprowadził z zespołem serię eksperymentów, w czasie których sprawdzano, ile ozonu wydziela się podczas kruszenia i wiercenia z różnych skał magmowych i metamorficznych, np. granitu, bazaltu, gnejsu i ryolitu. Najwięcej ozonu wytwarzał ryolit.

Jakiś czas przed wybuchem w obrębie uskoku wzrasta ciśnienie. Skały zaczynają pękać, emitując O_3.

Aby stwierdzić, czy ozon pochodzi ze skały, czy z reakcji przebiegających w atmosferze, naukowcy prowadzili badania w zwykłym powietrzu, czystym tlenie, azocie, wodorze i dwutlenku węgla. Stwierdzili, że ozon tworzył się podczas pękania skał tylko wtedy, gdy w otoczeniu występowały atomy tlenu. Wygląda więc na to, że chodzi o reakcje zachodzące w gazach. Eksperyment przeprowadzono przy przeciętnym ciśnieniu atmosferycznym. Jak ujawnia Baragiola, podczas kruszenia wydzielało się nawet 10 ppm ozonu. Inżynier zainteresował się O_3, przypuszczał bowiem, że zwierzęta, które według wielu bywają barometrami trzęsień ziemi, reagują właśnie na zmieniające się stężenie ozonu.

Baragiola podkreśla, że w przyszłości można by tworzyć sieci czujników, które nie tylko ostrzegałyby przed wzrostem aktywności sejsmicznej, ale i przed tąpnięciami w kopalniach.

Źródło: A. Błońska, *Ozonowe wykrywanie trzęsień ziemi*; [online]: *http://kopalniawiedzy.pl/ozon-uskok-trzesienie-ziemi-skala-magmowa-metamorficzna-ryolit-Raul-A-Baragiola,14571.*

O_2
- bez zapachu
- bezbarwny (w postaci ciekłej – niebieski)
- słabo rozpuszczalny w wodzie
- niepalny, podtrzymuje palenie

O_3
- ostry charakterystyczny zapach
- jasnoniebieski (w postaci ciekłej – fioletowy)
- słabo rozpuszczalny w wodzie
- niepalny, podtrzymuje palenie
- bardziej reaktywny niż tlen

O_4
- w stanie stałym czerwony
- występuje pod wysokim ciśnieniem

SCHEMAT 3.3.
Porównanie właściwości różnych odmian tlenu.

Skroplony tlen.

Rozwiązywanie zadań wykorzystujących nabyte wcześniej umiejętności ćwiczy je i utrwala. Umożliwia również ocenianie uczniów nawet na zakończenie lekcji.

ĆWICZENIE 60.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją.

	Liczba atomów tlenu w cząsteczce	Masa cząsteczkowa	Masa molowa	Objętość molowa (warunki normalne)	Gęstość (warunki normalne)
O_2	2	32u	32 g/mol	22,4 dm^3	1,43 g/dm^3
O_3	3	48u	g/mol	22,4 dm^3	2,14 g/dm^3
O_4	4	64u	g/mol	X	X

1. Znajomość terminu alotropii jest niezbędna w nauczaniu chemii.
2. Uczeń powinien znać różnicę pomiędzy ozonem występującym w stratosferze – gdzie jest niezbędny a ozonom występującym blisko ziemi, gdzie jest szkodliwy.

Azot jest jednym z ważniejszych pierwiastków.

Ćwiczenie podstawowych umiejętności (jaką jest na przykład odczytywanie danych z układu) pozwala na automatyzację tej czynności u uczniów. Nauczycielom pozwala zaś na wystawianie ocen za umiejętności, a nie za wiadomości.

Opis budowy chmury elektronowej na podstawie narysowanego diagramu także powinien zostać wyćwiczony i wykonywany na ocenę.

GDYBY ONA BYŁA MĘŻEM JEJ MATKI,
ODESZŁABY WIELE LAT TEMU.
NIE WYTRZYMAŁABY TAKIEGO CHŁODU.
BO JEJ MATKA POTRAFIŁA BYĆ ZIMNA JAK SKROPLONY AZOT.

JANUSZ L. WIŚNIEWSKI „ANOREXIA NERVOSA" [anoreksja nerwosa]

3.5. GDZIE ZNALAZŁ ZASTOSOWANIE AZOT?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

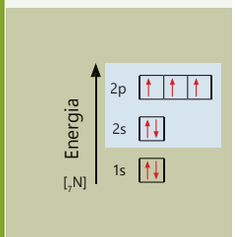
Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: cząsteczka, wiązanie atomowe;**
- **jak odczytuje się dane z układu okresowego.**

Azot jest gazem niezbędnym roślinom. Jego brak powoduje, że rośliny chorują z powodu braku chlorofilu, który jest niezbędny w procesie syntezy. Jednak przyswajać azot z powietrza, tj. w postaci gazu, potrafią tylko rośliny motylkowe (np. fasola, groch). Pozostałe muszą mieć podany azot w formie łatwo przyswajalnych związków chemicznych. Związki te są pobierane z gleby, a dostarczane do niej często w postaci nawozów.

ĆWICZENIE 61.

Z układu okresowego odczytaj wszystkie informacje o azocie (symbol, okres, grupę, liczbę atomową, liczbę protonów i elektronów, masę atomową).



Azot, podobnie jak wodór, tlen, chlor i fluor, w przyrodzie nie występuje w postaci pojedynczych atomów, lecz dwuatomowych cząsteczek.

Atom azotu ma 5 elektronów walencyjnych, z których 3 są niesparowane. 2 pozostałe tworzą wolną parę elektronową. Te 3 niesparowane elektrony tworzą 3 wiązania. Z tego powodu cząsteczka azotu składa się z 2 atomów połączonych ze sobą potrójnym wiązaniem kowalencyjnym. Takie połączenie sprawia, że azot jest mało reaktywny i uznawany za obojętny gaz nieszlachetny.

N_2

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI AZOTU

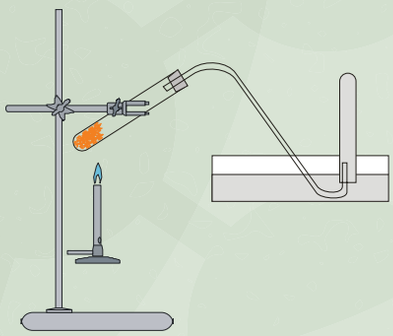
|N≡N|

WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI AZOTU

DOŚWIADCZENIE 39.

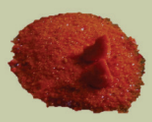
WYKONANIE

Do dużej probówki nasyp niewielką ilość dichromianu(VI) amonu, a następnie zatkaj probówkę korkiem z rurką. Po zmontowaniu aparatury, tak jak pokazano to na rysunku, delikatnie ogrzej probówkę z dichromianem(VI) amonu. Wydzielający się gaz zbieraj pod powierzchnią wody.

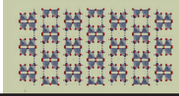


Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

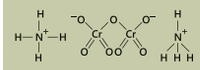
DICHROMIAN(VI) AMONU



Kryształki dichromianu(VI) amonu.



Model kryształu dichromianu(VI) amonu.



Wzór strukturalny dichromianu(VI) amonu.

$(NH_4)_2Cr_2O_7$

Wzór sumaryczny dichromianu(VI) amonu.

Piktogramy dichromianu(VI) amonu.

W powyżej opisanym doświadczeniu dichromian(VI) amonu o wzorze $(NH_4)_2Cr_2O_7$ ulega rozkładowi na 3 produkty:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{temperatura} N_2\uparrow + 4H_2O + Cr_2O_3.$$

Jednym z produktów tej reakcji jest azot, który zbieramy do probówki.

ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA ANALIZY (lub REAKCJA ROZKŁADU) to reakcja chemiczna, w której wyniku z jednego substratu powstaje kilka produktów.

To doświadczenie znane jest jako „wulkan". W tyglu na palniku ogrzewamy dichromian(VI) amonu.

W wyniku ogrzewania następuje zapalenie substancji. Wydziela się znaczna ilość zielonego proszku, ścianki probówki pokrywają się cieczą, wydziela się również gaz, który wypiera wodę z probówki.

Z jednej substancji powstaje kilka innych. Jednym z produktów reakcji termicznego rozkładu dichromianu(VI) amonu jest azot.

Uczniowie powinni odczytać równanie reakcji, korzystając z podanych nazw: jeden mol dichromianu(VI) amonu pod wpływem temperatury rozkłada się na jeden mol azotu, cztery mole wody i jeden mol tlenku chromu(III).
Podane wzory i nazwy związków biorących udział w reakcji nie powinny być wymagane do nauczenia się na pamięć.

Uczniowie powtarzają definicję.

Rozpuszczalność azotu w wodzie jest niewielka i znacznie maleje wraz ze wzrostem temperatury.

Gaz nie zapalił się. Płonące łuczywko zgasło.

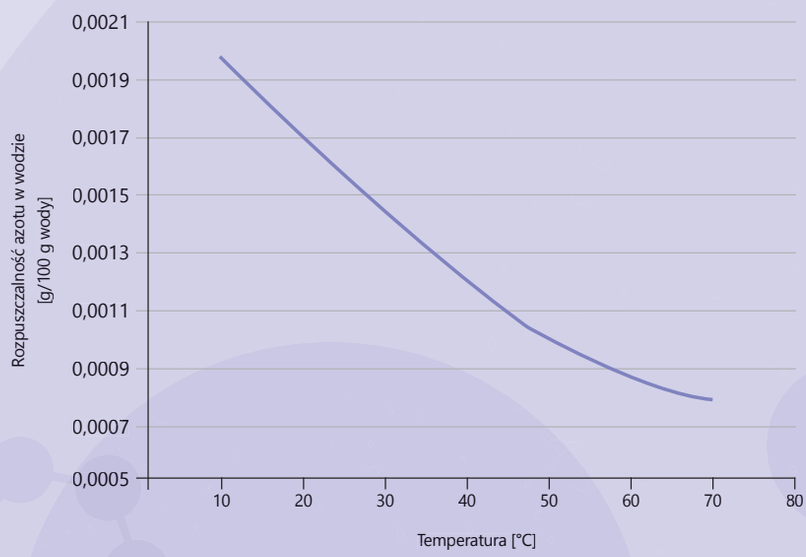
Azot jest niepalny i nie podtrzymuje palenia.

Jakie właściwości mają pierwiastki będące gazami?

Oglądając zebrany azot, można stwierdzić, że to gaz bezbarwny, bez smaku i zapachu. Jest słabo rozpuszczalny w wodzie, nie reaguje z nią. Można go zbierać pod powierzchnią wody.

ĆWICZENIE 62.

Na podstawie wykresu omów, jak zmienia się rozpuszczalność azotu w wodzie w zależności od temperatury.



DOŚWIADCZENIE 40.

WYKONANIE

Do probówki z azotem włóż płonące łuczywko. Przebieg doświadczenia przedstaw za pomocą schematycznego rysunku.

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

Gdzie znalazł zastosowanie azot?

Azot jest gazem niepalnym i nie podtrzymuje palenia. To główny składnik powietrza. Jest więc nietoksyczny. Nie reaguje z innymi pierwiastkami tak łatwo jak tlen, dlatego stosuje się go tam, gdzie potrzebna jest obojętna (niereagująca atmosfera). Azot wypełnia np.: paczki chipsów, żarówki. Używa się go w laboratoriach. Szczególne zastosowanie ma w mieszankach do nurkowania. Pod zwiększonym ciśnieniem azot lepiej rozpuszcza się w płynach ustrojowych i tkankach bogatych w tłuszcze (np. w mózgu), co prowadzi do pojawienia się objawów zatrucia, takich jak: euforia, skłonność do śmiechu, gadulstwo, spowolnienie reakcji na bodźce. Przy wyższych ciśnieniach pojawiają się ostre zaburzenia pracy mięśni, koordynacji ruchów, zawroty głowy, zaburzenia świadomości, a przy ciśnieniu powyżej 10 atmosfer następuje utrata świadomości i śpiączka. Jeszcze bardziej niebezpieczne jest jego wydzielanie się w postaci pęcherzyków gazu we krwi podczas zmniejszania ciśnienia. Szybkie zmniejszanie ciśnienia powoduje chorobę kesonową.

ZDJĘCIE 3.3. Nurek z butlą do nurkowania.

Ciekły azot stosuje się jako środek chłodzący do uzyskiwania temperatur poniżej –100°C. Jest używany w przemyśle spożywczym do szybkiego mrożenia produktów. Jest wykorzystywany także w medycynie – np. w krioterapii przy leczeniu schorzeń reumatycznych czy dermatologicznych. Często też stosuje się go w różnych pokazach, ponieważ substancje ochłodzone do niskiej temperatury zmieniają swoje właściwości, np. rtęć zamarza, kwiaty stają się kruche.

Pokazy wykorzystujące ciekły azot są jednymi z efektowniejszych pokazów chemicznych. Jeżeli tylko mamy możliwość, powinniśmy pójść z uczniami na taki pokaz lub przeprowadzić go samodzielnie.

Jest to kolejny element lekcji utrwalający proste obliczenia i pozwalający na ocenienie pracy jednego bądź kilku uczniów.

Poszczególni uczniowie obliczają masy molowe wymienionych gazów. Przypominając, że objętość jednego mola dowolnego gazu w warunkach normalnych wynosi 22,4 dm^3, porównujemy ich masy a także ich gęstość.

Umiejętność identyfikacji gazów jest bardzo ważna. Często pojawia się na egzaminach kompetencyjnych.

ĆWICZENIE 63.

Zastanów się i odpowiedz na pytanie, co się stanie z balonem napełnionym azotem w pokoju wypełnionym tlenem – poleci do góry, zawiśnie czy zostanie przy podłodze (pomijamy masę balonika). Odpowiedź uzasadnij stosownymi obliczeniami.

Azot został po raz pierwszy skroplony 13 kwietnia 1883 roku przez polskich naukowców, profesorów Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie: Zygmunta Wróblewskiego i Karola Olszewskiego.

Porównując masę molową azotu z masami molowymi innych poznanych dotąd gazów, można stwierdzić, że jest on cięższy od wodoru, helu i neonu, lecz lżejszy od tlenu, ozonu, tlenku węgla(IV), a także argonu i cięższych gazów szlachetnych.

ĆWICZENIE 64.

Masz w trzech nieoznakowanych probówkach azot, wodór i tlen. Zaprojektuj eksperyment pozwalający na identyfikację tych gazów.

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

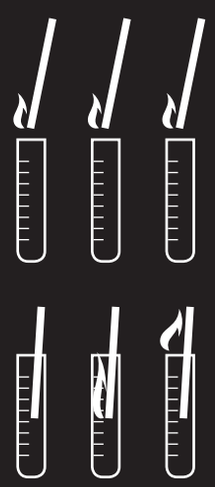
SCHEMAT 3.4. Zastosowanie azotu.

Tlen występuje w postaci cząsteczek O_2.
Azot występuje w postaci cząsteczek N_2.
Masa jednego mola tlenu wynosi 32 g, masa jednego mola azotu wynosi 28 g.
Gęstość azotu jest mniejsza niż gęstość tlenu, a zatem balon z azotem uniesie się do góry.

Wykonanie:
Ponumeruj probówki numerami od 1 do 3. W badanych probówkach zanurz płonące łuczywko.

Obserwacje:
- w probówce 1 łuczywko zgasło, a gaz w probówce nie zapalił się;
- w probówce 2 łuczywko rozpaliło się jasnym płomieniem, gaz nie zapalił się;
- w probówce 3 łuczywko zgasło, natomiast zapalił się gaz.

Wnioski:
W probówce nr 1 był azot, w probówce nr 2 był tlen, w probówce nr 3 był wodór.



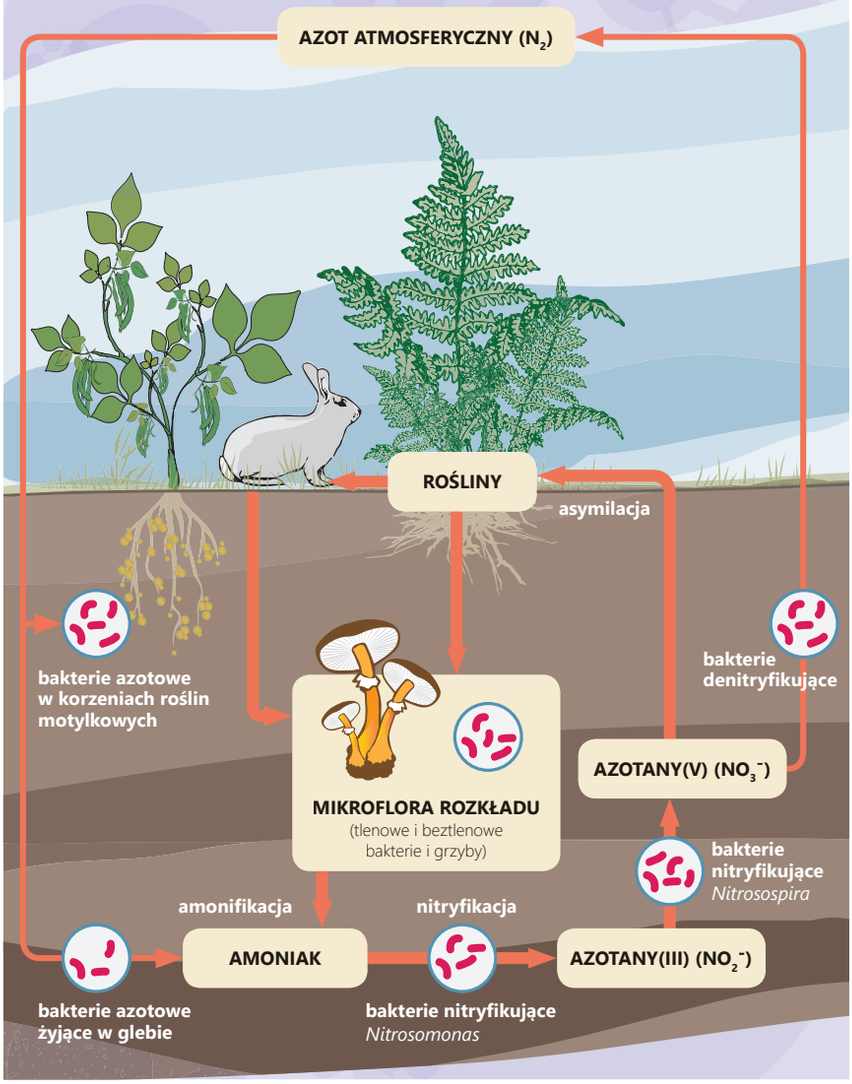
Azot jest mało reaktywnym gazem. Zdolność asymilacji (przyswajania) azotu z atmosfery mają bakterie azotowe, znajdujące się w korzeniach roślin motylkowych i w glebie. Zmieniają one azot w amoniak i jony amonowe, które są przekształcane przez bakterie nitryfikujące w związki chemiczne, zwane azotanami(III). Azotany(III) z kolei są przekształcane przez inne bakterie w związki chemiczne zwane azotanami(V). Te z kolei są przyswajane przez rośliny, które stanowią pokarm dla organizmów żywych. Odchody zwierząt, w skład których wchodzą związki chemiczne zawierające azot, są następnie rozkładane przez bakterie i grzyby do amoniaku i jonów amonowych, co zamyka obieg azotu.

Azotany(V) są również rozkładane przez bakterie denitryfikujące, a jednym z produktów tego rozkładu jest wolny azot, który jest uwalniany do atmosfery.

Informacje o zastosowaniu azotu w nurkowaniu są stosunkowo ważne – obecnie coraz więcej osób nurkuje hobbystycznie, bez większej znajomości tematu. Stąd konieczność wprowadzenia podstawowych informacji już w szkole.

ĆWICZENIE 65.

Na podstawie poniższego rysunku omów obieg azotu w przyrodzie.



Powietrze otacza nas od dnia narodzin, lecz często nie uświadamiamy sobie jego obecności. Dlatego dobrze jest rozumieć jego rolę i obecność w naszym życiu.

Powietrze występuje wszędzie wokół nas, jest niezbędne do życia.

CZTERY KORZENIE WSZYSTKICH RZECZY: OGIEŃ, POWIETRZE, WODA I ZIEMIA.

RALPH WALDO EMERSON [ralf łoldo emerson]

3.6. CZYM JEST POWIETRZE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: gaz, mieszanina, tlen, azot, argon;**
- **jak z tablic chemicznych odczytuje się temperatury wrzenia i skraplania gazów.**

ĆWICZENIE 66.

Przeczytaj wiersz Ludwika Jerzego Kerna *Piotruś i powietrze* i odpowiedz na pytanie, gdzie występuje powietrze.

Ludwik Jerzy Kern, *Piotruś i powietrze*

Był pewien chłopiec w różowym swetrze,
którego raz zapytano:
– Czym chciałbyś zostać, Piotrusiu?
– Powietrzem!
– Dlaczego powietrzem?
– Ano, dlatego tylko proszę mamusi,
że powietrze nic robić nie musi!

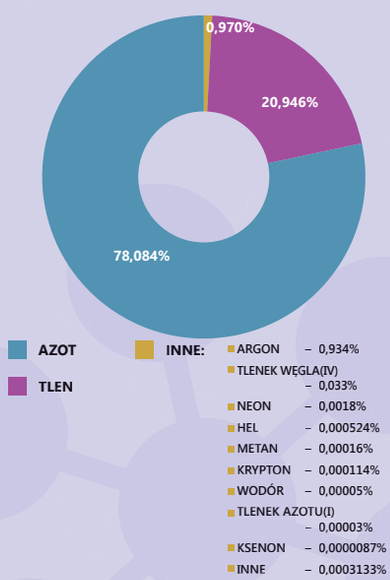
Pobladła biedna mama z wrażenia,
ot, los, mieć syna lenia.
Wieczorem poszedł Piotruś do łóżka,
mamusia światło zgasiła,
i zasnął Piotruś, a Dobra Wróżka
w powietrze go zamieniła.
I nagle patrzcie, co to się dzieje:
Piotruś po świecie wieje...
W miastach uderza o domów mury,
w górze na niebie rozpędza chmury,
na morzu białe spostrzega żagle,
wiec mocno dmucha w te żagle nagle,
na drogach siwe podnosi kurze,
organizuje trzy groźne burze,
porusza liście na wszystkich drzewach,
we wszystkich ptasich gardziołkach śpiewa.

Jest jednocześnie we wszystkich stronach,
w samochodowych siedzi oponach,
wierci się, kręci, tańczy jak fryga,
aeroplany na sobie dźwiga.
I – to już chyba największa heca –
dmucha jak wiatr we wszystkich piecach ...
Rano, gdy zbudził się, przetarł oczy
i rzekł:
– Zmęczyłem się bardzo w nocy.
Nie przypuszczałem, proszę mamusi,
że tak powietrze pracować musi.

ĆWICZENIE 67.

Otaczające nas powietrze jest mieszaniną gazów. Przerysuj tabelę do zeszytu i na podstawie rysunku opisz, jaki jest skład procentowy suchego powietrza.

SKŁAD PROCENTOWY SUCHEGO POWIETRZA
wg IUPAC



Substancja	Skład procentowy (procenty objętościowe)
azot	78,084
tlen	20,946
argon	0,934
tlenek węgla(IV)	0,0360
neon	0,00181
hel	0,00052
metan	0,00017
krypton	0,00011
wodór	0,00005
tlenek azotu(I)	0,00003
ksenon	0,000008
inne	0,000313

ĆWICZENIE 68.

Przepisz tabelę do zeszytu i uzupełnij ją.

	powietrze	azot	tlen
ZAPACH	brak	brak	brak
SMAK	brak	brak	brak
KOLOR	brak	brak	brak
ROZPUSZCZALNOŚĆ W WODZIE	słaba	słaba	słaba
PALNOŚĆ	niepalne	niepalny	niepalny
PODTRZYMYWANIE SPALANIA	tak	nie	tak

Na tym wykresie część gazów występujących w śladowych ilościach w powietrzu została przedstawiona inaczej niż poprzednio. Z takim typem wykresów uczniowie mają kłopoty, dlatego gdy tylko mamy okazję, należy ćwiczyć ich rysowanie i odczytywanie z nich danych.

Spalanie w tlenie jest reakcją syntezy. Uczniowie powinni umieć samodzielnie napisać odpowiednie równania reakcji:
$C + O_2 \rightarrow CO_2$,
$S_8 + O_2 \rightarrow SO_2$,
z wyjątkiem spalania fosforu:
$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$.
To równanie uczniowie powinni potrafić samodzielnie uzgodnić.

W powietrzu jest ok. 20% tlenu, dlatego proces spalania przebiega mniej intensywnie.

Nie można mówić o jednym molu mieszaniny. Powietrze jest mieszaniną a jego skład jest w miarę stały, dlatego do obliczeń traktuje się je jak substancję o stałym składzie. Należy wyjaśnić ten wyjątek uczniom.

Dokończ rysunek w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 41.

WYKONANIE

Zapal dwie świeczki. Jedną umieść w otwartej zlewce, a drugą w zlewce zamkniętej. Narysuj rysunek obrazujący to doświadczenie.

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

DOŚWIADCZENIE 42.

WYKONANIE

Z uwagi na powstające szkodliwe tlenki siarki oraz fosforu doświadczenie wykonaj pod dygestorium.

Przygotuj trzy kolby stożkowe wypełnione tlenem, piasek, siarkę, fosfor czerwony, węgiel, palnik oraz łyżeczkę do spalań.

Na łyżeczkę do spalań nasyp odrobinę piasku, a następnie niewielką ilość siarki. Zapal siarkę w płomieniu palnika i dokonaj obserwacji, w jaki sposób siarka spala się w powietrzu. Następnie płonącą siarkę zanurz do naczynia z tlenem. Czy jest jakaś różnica w spalaniu? Zanotuj obserwacje. Wykonaj takie same czynności również dla fosforu i węgla.

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

Obliczmy średnią masę 1 mola powietrza. Można tego dokonać w sposób podobny do obliczania standardowej masy atomowej, lecz wtedy należy znać skład powietrza w procentach masowych. Mając do dyspozycji skład powietrza w procentach objętościowych, można to uczynić w następujący sposób. Przyjmijmy, że nasze powietrze składa się z azotu, tlenu, argonu, a resztę stanowi tlenek węgla(IV). Pozostałe gazy, ze względu na ich niewielką ilość w powietrzu, nie mają istotnego wpływu na średnią masę molową powietrza. By obliczenia były bardziej przejrzyste, objętość tych gazów włączmy do objętości CO_2.

W zamkniętej zlewce świeczka po chwili gaśnie, w otwartej zlewce pali się nadal.

Do spalania niezbędny jest tlen zawarty w powietrzu, a zamknięcie naczynia powoduje odcięcie jego dostępu.

W powietrzu siarka pali się słabo bladoniebieskim płomieniem, a w naczyniu z tlenem płomień staje się bardzo intensywny, niebieski.
W powietrzu fosfor pali się słabo białożółtym płomieniem, a w naczyniu z tlenem płomień staje się bardzo intensywny, wydzielają się ponadto znaczne ilości białego dymu.
W powietrzu węgiel żarzy się, a w naczyniu z tlenem rozpala się intensywnym płomieniem.

Substancje w czystym tlenie palą się zdecydowanie lepiej niż w powietrzu. Za podtrzymywanie spalania w powietrzu odpowiedzialny jest tlen.

Następnie skorzystajmy z informacji, że 1 mol powietrza zajmuje w warunkach normalnych objętość 22,4 dm^3, co wyniesie 100%. Poszczególne gazy stanowić więc będą ułamkowe części mola.

Każdy z tych ułamków mola stanowi część masy 1 mola powietrza. Wystarczy zsumować masy pochodzące od poszczególnych składników. Z obliczeń zestawionych w tabeli poniżej wynika, że **średnia masa molowa powietrza wynosi 28,956 g/mol**, co można zaokrąglić do **29 g/mol**.

Skoro obliczone zostały masy poszczególnych składników powietrza oraz masa 1 mola powietrza, można w prosty sposób obliczyć skład powietrza w procentach masowych. Informacje te zestawiono w ostatniej kolumnie poniższej tabeli.

NAZWA GAZU	MASA MOLOWA	% OBJĘTOŚCI POWIETRZA	LICZBA MOLI	MASA, JAKĄ STANOWI DANA LICZBA MOLI (liczba moli · masa molowa)	% MASY SKŁADNIKA POWIETRZA $\%\ masy = \frac{masa\ składnika}{28{,}956} \cdot 100\%$
azot (N_2)	28 g/mol	78,084	0,78084	21,864 g	75,51%
tlen (O_2)	32 g/mol	20,946	0,20946	6,703 g	23,15%
argon (Ar)	40 g/mol	0,934	0,00934	0,374 g	1,29%
tlenek węgla(IV) (CO_2) i inne gazy	44 g/mol	0,036 (0,033 + 0,003)	0,00036	0,016 g	0,05%
powietrze	?	100	1	**28,956 g**	100%

TABELA 3.1. Skład powietrza w procentach masowych.

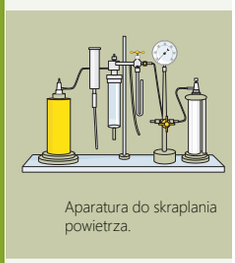
Gęstość jest to stosunek masy do objętości, jaką ta masa zajmuje:

$$d = m/v.$$

Z uwagi na fakt, że każdy gaz w warunkach normalnych (temperatura 0°C i ciśnienie 101 325 Pa) ma taką samą objętość (22,4 dm^3), porównując gęstości dwóch gazów, wystarczy porównać ich masy molowe (gdyż mianowniki są takie same).

Najszybciej poleci w górę balon z wodorem, następnie balon z helem, potem balon z neonem. Balon z azotem, który jest nieznacznie lżejszy od powietrza i stanowi jego główny składnik, powoli będzie się unosić i opadać, natomiast balony z pozostałymi gazami pozostaną przy podłodze

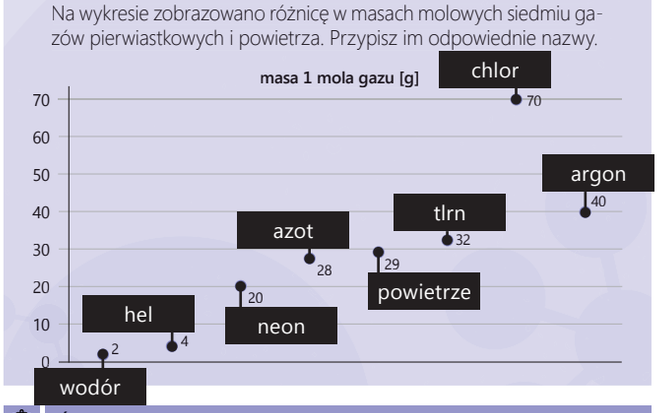
Balony z helem.



Aparatura do skraplania powietrza.

ĆWICZENIE 69.

Na wykresie zobrazowano różnicę w masach molowych siedmiu gazów pierwiastkowych i powietrza. Przypisz im odpowiednie nazwy.



ĆWICZENIE 70.

Osiem balonów napełniono gazami zaznaczonymi na wykresie w poprzednim ćwiczeniu. Na podstawie tego wykresu określ, które z balonów polecą w górę, a które pozostaną na podłodze (pomiń masę balonu).

Każda substancja ma swoje ściśle określone właściwości fizyczne, np. temperaturę wrzenia (jest to temperatura, w której dana ciecz przechodzi w gaz, a gaz w ciecz). Wykorzystując tę właściwość, profesorowie Uniwersytetu Jagiellońskiego Zygmunt Wróblewski i Karol Olszewski jako pierwsi na świecie skroplili powietrze, rozdzielając je na składniki. 5 kwietnia 1883 roku skropili tlen, a 13 kwietnia tego samego roku skroplili azot.

Gdy skroplimy powietrze, a następnie stopniowo odparujemy jego składniki w kolejności ich temperatur wrzenia, powietrze rozdzieli się na poszczególne substancje. Metoda ta jest wykorzystywana na szeroką skalę do otrzymywania czystego azotu, tlenu oraz gazów szlachetnych.

ĆWICZENIE 71.

Na podstawie informacji zebranych w dostępnych źródłach, np. Internecie, napisz krótkie notki biograficzne Zygmunta Wróblewskiego i Karola Olszewskiego.

Zygmunt Florenty Wróblewski

Karol Olszewski

1. Znajomość składu procentowego powietrza jest niezbędna, gdyż pytania dotyczące zawartości powietrza mogą pojawić się na testach kompetencji.
2. Uczeń powinien stale ćwiczyć wykonywanie prostych obliczeń, umiejętność ta jest bowiem przydatna na dalszych etapach nauki, kiedy będzie musiał radzić sobie z bardziej skomplikowanymi zadaniami.
3. Powinno się jak najczęściej zwracać uwagę uczniów na różnice pomiedzy symbolami chemicznymi pierwiastków a wzorami. W przypadku niektórych substancji (głównie metali) nie jest to tak istotne, gdyż symbol pierwiastka jest tożsamy z symbolem postaci, w jakiej występuje pierwiastek, jednak dla niemetali przeważnie inny jest zapis symbolu (na przykład H, O), a inny jest zapis wzoru cząsteczek, np. H_2, O_2.

Zygmunt Florenty Wróblewski
Urodzony w Grodnie w 1845 roku, studiował w Kijowie. W 1963 roku uczestniczył w powstaniu styczniowym. Studia ukończył w Berlinie, a doktorat obronił w Monachium. Od 1880 roku był członkiem Akademii Umiejętności, a od 1882 roku profesorem Uniwersytetu Jagiellońskiego.
Zajmował się badaniem właściwości gazów i metali w niskich temperaturach.
Wraz z Karolem Olszewskim dokonał skroplenia tlenu i azotu oraz zestalenia tlenku węgla(IV) i metanolu. Zmarł tragicznie w 1888 roku w następstwie wypadku w laboratorium (przypadkowo wylał na siebie zawartość płonącej lampy naftowej).

Karol Olszewski
Urodzony w 1846 roku w Broniszowie Tarnowskim. Studiował chemię i fizykę na Uniwersytecie Jagiellońskim, a następnie w Heidelbergu. Był członkiem Akademii Umiejętności w Krakowie oraz profesorem Uniwersytetu Jagiellońskiego.
Wraz z Zygmuntem Wróblewskim dokonał skroplenia tlenu i azotu oraz zestalenia tlenku węgla(IV) i metanolu. Przyczynił się do rozwoju rentgenografii, pracując z profesorem Alfredem Obalińskim. Był zgłaszany jako kandydat do Nagrody Nobla w dziedzinie fizyki. Zmarł w 1915 roku.

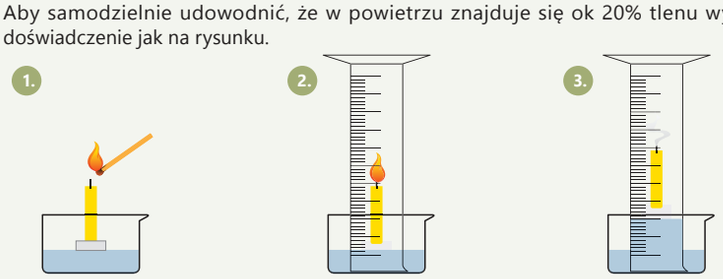
3.7 PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Jak udowodnisz, że powietrze jest mieszaniną?
2. Jaki jest skład powietrza?
3. Jakie właściwości ma powietrze?
4. Opisz właściwości fizyczne i chemiczne azotu, tlenu, wodoru.
5. Odczytaj z układu okresowego pierwiastków informacje o azocie, tlenie i wodorze.
6. Zaplanuj doświadczenia dotyczące badania właściwości wymienionych gazów.
7. Wyjaśnij, dlaczego gazy szlachetne są bardzo mało aktywne chemicznie.
8. Wymień zastosowanie gazów szlachetnych.
9. Napisz równania reakcji otrzymywania: tlenu, wodoru i azotu.
10. Podaj definicję reakcji wymiany pojedynczej, reakcji analizy (rozkładu).
11. Podaj definicje reakcji egzo- i endoenergetycznej.
12. Opisz, na czym polega powstawanie dziury ozonowej. Zaproponuj sposoby zapobiegania jej powiększaniu.
13. Opisz obieg tlenu w przyrodzie.
14. Wymień źródła, rodzaje i skutki zanieczyszczeń powietrza.
15. Zaplanuj sposób postępowania pozwalający chronić powietrze przed zanieczyszczeniami.

ODPOWIEDZI

1. Powietrze jest jednorodną mieszaniną. Nie można rozróżnić jego składników gołym okiem. To, że powietrze jest mieszaniną, a nie związkiem chemicznym lub pierwiastkiem, udowodnili Zygmunt Wróblewski i Karol Olszewski, którzy jako pierwsi na świecie skroplili powietrze, rozdzielając je na składniki. 5 kwietnia 1883 roku skropili tlen, a 13 kwietnia tego samego roku skroplili azot.

Aby samodzielnie udowodnić, że w powietrzu znajduje się ok 20% tlenu wykonaj doświadczenie jak na rysunku.



Do krystalizatora wlej wodę, wstaw świecę na styropianowej podstawce.

Zapal świecę.

Po zapaleniu świecy od razu przykryj ją cylindrem miarowym.

Odczytaj na podziałce poziom wody.

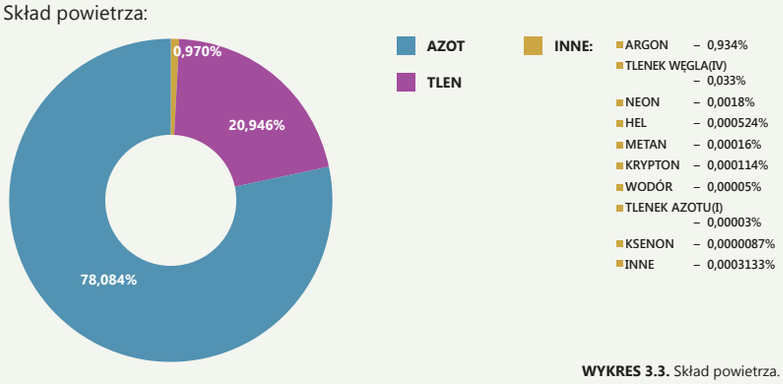
Świeca po pewnym czasie gaśnie.

Odczytaj poziom wody po zgaśnięciu świecy.

RYSUNEK 3.3. Sposób doświadczalnego udowodnienia faktu, że powietrze jest mieszaniną.

Z gazów występujących w powietrzu tylko tlen bierze udział w reakcji spalania. Dlatego w miejsce słabo rozpuszczalnego w wodzie tlenu podczas spalania świecy powstaje bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie dwutlenek węgla (tlenek węgla(IV)). Poziom wody w cylindrze podniósł się o ok. 1/5 (20%). Można uznać, że w skład powietrza wchodzi ok. 20% tlenu i 80% innych, niereagujących w tych warunkach, gazów. Powietrze jest zatem mieszaniną.

2. Skład powietrza:



WYKRES 3.3. Skład powietrza.

W powietrzu można rozróżnić 2 rodzaje składników:

- składniki główne, których ilość w powietrzu nie zmienia się, nazywane są składnikami stałymi. Są to: azot, tlen, argon, neon, hel, metan, krypton, wodór, ksenon.
- składniki zmienne (których zawartość zmienia się w zależności od położenia geograficznego, pory roku i innych sytuacji, np. erupcji wulkanu) to tlenek węgla(IV), tlenki siarki, tlenki azotu, ozon, a także składniki mineralne: pył, sadza i składniki organiczne: drobnoustroje, zarodniki roślin.

3. Powietrze jest bezbarwne, bezwonne, bez smaku, słabo rozpuszcza się w wodzie. Suche powietrze ma średnią masę molową 28,84 g/mol.

4. Opisz właściwości fizyczne i chemiczne tlenu, wodoru, azotu.

TLEN	WODÓR	AZOT
właściwości fizyczne: gaz nieco cięższy od powietrza bezbarwny, bezwonny słabo rozpuszczalny w wodzie **właściwości chemiczne:** niepalny podtrzymuje palenie reaktywny	**właściwości fizyczne:** najlżejszy gaz lżejszy od powietrza bezbarwny, bezwonny **właściwości chemiczne:** palny reaktywny	**właściwości fizyczne:** gaz nieco lżejszy od powietrza bezbarwny, bezwonny słabo rozpuszczalny w wodzie **właściwości chemiczne:** niepalny nie podtrzymuje palenia

TABELA 3.2. Właściwości fizyczne i chemiczne tlenu, wodoru i azotu.

5. Z układu okresowego pierwiastków można odczytać symbol pierwiastka, numer grupy, okres, liczbę atomową (porządkową), tj. liczbę protonów i elektronów w atomie tego pierwiastka oraz masy: atomową i molową.

	Symbol	Grupa	Okres	Liczba atomowa	Liczba protonów	Liczba elektronów	Masa atomowa	Masa molowa
Wodór	H	1	1	1	1	1	1u	1 g/mol
Azot	N	15	2	7	7	7	14u	14 g/mol
Tlen	O	16	2	8	8	8	16u	16 g/mol

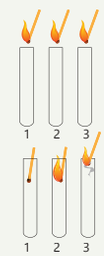
TABELA 3.3. Informacje o wodorze, azocie i tlenie odczytane z układu okresowego pierwiastków.

6. Aby sprawdzić, w której z probówek jest wodór, tlen i azot, wykonaj doświadczenie jak na rysunku obok:

W 1. probówce jest azot – nie pali się, nie podtrzymuje palenia.

W 2. probówce jest tlen – nie pali się, podtrzymuje palenie.

W 3. probówce jest wodór – pali się, nie podtrzymuje palenia.

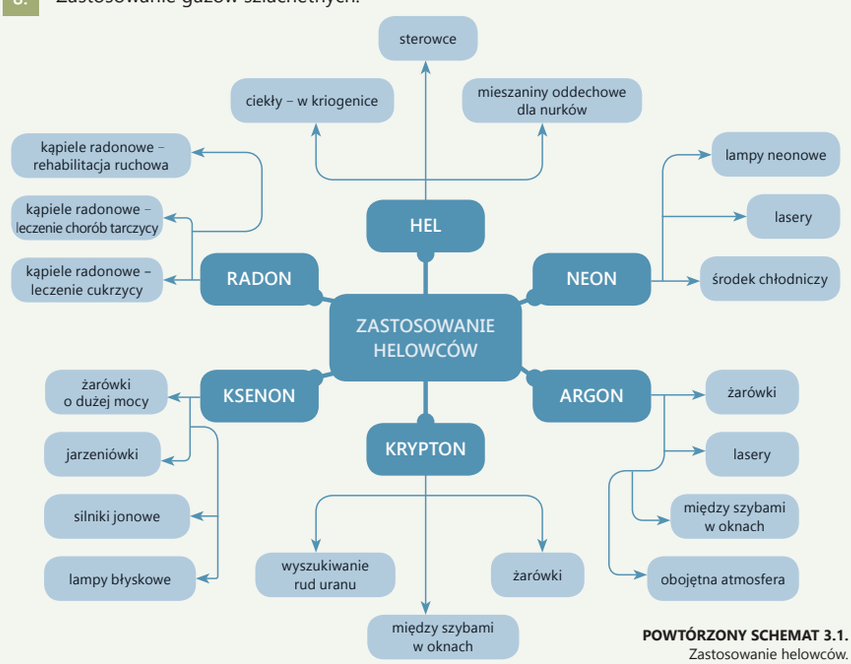


RYSUNEK 3.4. Sposób doświadczalnego sprawdzenia, w której próbówce jest wodór, tlen i azot.

7. Gazy 18. grupy to tzw. gazy szlachetne. Ich nazwa wzięła się stąd, iż początkowo myślano, że nie reagują one z innymi substancjami (pierwsze związki chemiczne gazów szlachetnych pochodzą z lat sześćdziesiątych XX wieku).

Gazy szlachetne nie są reaktywne. Jeżeli spojrzymy na konfigurację elektronową dowolnego z nich, zobaczymy, że w obrębie poszczególnych poziomów energetycznych nie ma nieobsadzonych elektronami orbitali, a także, że wszystkie orbitale są obsadzone całkowicie. Co za tym idzie, nie ma niesparowanych elektronów. Taka konfiguracja elektronowa jest niezwykle trwała. Jej konsekwencją jest również to, że gazy szlachetne (w odróżnieniu od pozostałych pierwiastków, które w warunkach normalnych są gazami) nie występują w postaci cząsteczek, a w postaci pojedynczych atomów.

8. Zastosowanie gazów szlachetnych.



POWTÓRZONY SCHEMAT 3.1. Zastosowanie helowców.

9. Napisz równania reakcji otrzymywania: tlenu, wodoru i azotu.

Wodór można otrzymać np. w reakcji magnezu z kwasem solnym:
$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$.

Tlen można otrzymać np. w reakcji rozkładu wody utlenionej:
$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$.

Tlen powstaje również w procesie fotosyntezy, a także w procesie elektrolizy wody (rozkładu wody pod wpływem prądu).

W laboratorium azot najprościej otrzymać w reakcji:
$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{temperatura} N_2\uparrow + 4H_2O + Cr_2O_3$.

10. **! ZAPAMIĘTAJ**

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

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

REAKCJA ANALIZY (LUB REAKCJA ROZKŁADU) to reakcja chemiczna, w której wyniku z jednego substratu powstaje kilka produktów.

$$ABC \rightarrow AC + B$$

11. **! ZAPAMIĘTAJ**

REAKCJA EGZOENERGETYCZNA – reakcja chemiczna, w której wyniku następuje **wydzielenie energii** z układu do otoczenia.

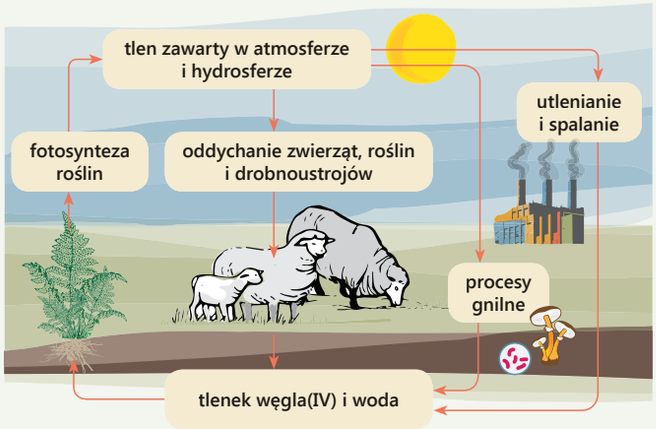
REAKCJA ENDOENERGETYCZNA – reakcja chemiczna, w której wyniku następuje **pochłanianie** przez układ **energii** z otoczenia.

12. Ozon występuje wysoko nad Ziemią, w stratosferze (25–30 km n.p.m.). Chroni Ziemię przed promieniowaniem ultrafioletowym dochodzącym ze Słońca.

Promieniowanie to jest szkodliwe dla organizmów żywych. Niszczenie warstwy ozonowej jest spowodowane przez różne związki chemiczne (szczególnie chloro- i fluoropochodne węglowodorów – tzw. freony). Powodują one powstanie tzw. dziury ozonowej. Aby chronić warstwę ozonową, należy używać kosmetyków, lodówek ze znakiem „ozone friendly" [ozon frendli].

RYSUNEK 3.5.
Znak „ozone friendly" (dosłownie: przyjazny dla ozonu).

13. Obieg tlenu w przyrodzie:



POWTÓRZONY RYSUNEK 3.1. Obieg tlenu w przyrodzie.

14. Zanieczyszczenia powietrza są tzw. składnikami zmiennymi. Są to przede wszystkim tlenek węgla(IV), tlenki siarki, tlenki azotu, ozon, a także składniki mineralne: pył, sadza i składniki organiczne: drobnoustroje, zarodniki roślin.

Skutkiem zanieczyszczenia powietrza są choroby ludzi i zwierząt, a także uszkodzenia budynków, mostów i innych elementów krajobrazu.

15. By chronić powietrze przed zanieczyszczeniami, należy instalować filtry na kominach, używać ekologicznych środków transportu (np. roweru), a także stosować alternatywne źródła energii.

4. JAKIE WŁAŚCIWOŚCI MAJĄ NIEKTÓRE CIAŁA STAŁE?

CZY ŻELAZO JEST PEWNE,
GDZIE LEŻY MAGNES?

URSULA K. LE GUIN [ersula le gin], „ZIEMIOMORZE"

4.1. JAKIE CECHY MAJĄ METALE, A JAKIE NIEMETALE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: metal i niemetal; jakie są ich właściwości fizyczne;**
- **w jaki sposób odczytujemy informacje z układu okresowego pierwiastków i jak badamy właściwości fizyczne substancji.**

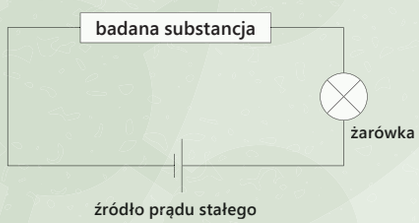
Otaczający nas świat jest zbudowany z wielu różnych substancji. Przeprowadź kilka doświadczeń i poznaj właściwości fizyczne niektórych z nich.

Samodzielne wykonywanie przez uczniów prostych doświadczeń jest niezbędnym elementem edukacji chemicznej.

DOŚWIADCZENIE 43.

WYKONANIE

Aby zbadać przewodnictwo prądu elektrycznego przez różne substancje, zamontuj obwód elektryczny. Jako źródło prądu możesz użyć baterii do latarki.



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

Stacja transformatorowa słupowa średniego napięcia. Widoczne są kable elektryczne przewodzące prąd i ceramiczne izolatory.

Uczniowie powinni potrafić wymienić przykłady zastosowania metali jako przewodników, a także podać przykłady i wykorzystanie izolatorów.

Czajnik wykonany z metalu przewodzącego ciepło i z drewna, które nie przewodzi ciepła.

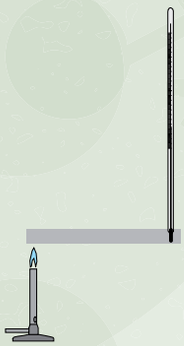
Przewodzenie prądu elektrycznego przez niektóre substancje jest wykorzystywane w energetyce. Natomiast substancje, które nie przewodzą prądu elektrycznego, stosuje się jako izolatory.

DOŚWIADCZENIE 44.

Badanie przewodnictwa ciepła przez różne substancje.

WYKONANIE

Ogrzewaj jeden koniec przedmiotu i sprawdzaj, czy ciepło dociera do drugiego jego końca.



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

Kowal kujący żelazo.

DOŚWIADCZENIE 45.

Badanie kowalności i połysku różnych substancji.

WYKONANIE

Przy pomocy młotka i kombinerek sprawdź kowalność wybranego metalu. Dowolny metalowy przedmiot obejrzyj dokładnie i sprawdź jego połysk. Jeśli przedmiot będzie zanieczyszczony, oczyść go, np. papierem ściernym.

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

ĆWICZENIE 72.

Przerysuj tabelę do zeszytu, a następnie, na podstawie wykonanych uprzednio doświadczeń (nr 43., 44., 45.), uzupełnij ją.

Jakie cechy mają metale, a jakie niemetale?

	Przewodzenie prądu	Przewodzenie ciepła	Połysk	Kowalność	Wniosek
Żelazo	tak	tak	tak	tak	metal
Ołów	tak	tak	tak	tak	metal
Miedź	tak	tak	tak	tak	metal
Szkło	nie	słabo	tak	nie	niemetal
Siarka	nie	słabo	zależnie od odmiany i stopnia rozdrobnienia	nie	fsfd
Węgiel	nie (za wyjątkiem grafitu)	słabo		nie	fsfd
?					
?					
?					

Niektóre z badanych substancji mają połysk, są kowalne, a także przewodzą prąd elektryczny i ciepło. Substancje te nazywamy **metalami**.

! ZAPAMIĘTAJ

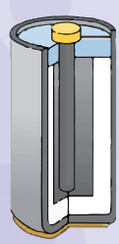
METALE – pierwiastki, które przewodzą prąd elektryczny i ciepło, są kowalne oraz mają charakterystyczny połysk.

NIEMETALE – pierwiastki, które nie mają jednej cechy, dwóch, trzech lub wszystkich wyżej wymienionych cech metali.

Niektóre **niemetale** mają jedną cechę lub więcej cech metali: np. grafit przewodzi prąd – są elektrody grafitowe, kryształ krzemu ma połysk metaliczny, a szkło przewodzi ciepło.

ĆWICZENIE 73.

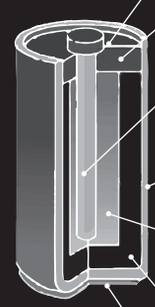
Przerysuj schemat baterii, a następnie podpisz elementy, z których jest zbudowane ogniwo cynkowe (popularnie zwane baterią). Wykorzystaj następujące terminy: metalowe wieczko (+), grafitowy pręt (dodatnia elektroda), cynkowy pojemnik (ujemna elektroda), tlenek manganu(IV), wilgotna pasta chlorku amonu (elektrolit), metalowe denko (–), izolator.



KRZEM

ZŁOTO

MIEDŹ



złoto, miedź

Sód jest bardzo miękkim metalem, można go kroić nożem. Ołów również jest miękki, ale twardszy od sodu. Można nim pisać po twardej powierzchni.

Niektóre metale są miękkie.

Należy zmierzyć objętość danej próbki, na przykład przy pomocy cylindra miarowego, a następnie ją zważyć.

$$\text{gęstość} = \frac{\text{masa}}{\text{objętość}}$$

Metale lekkie:
Mg, Al, Na, Ca.

Metale ciężkie:
Zn, Sn, Pb, Fe, Cu, Ag, Pt, Au, Hg.

Jakie właściwości mają niektóre ciała stałe?

Wskazane cechy metali (połysk, kowalność, przewodzenie prądu i ciepła) to tak zwane **cechy definicyjne metali.** Oznacza to, że każdy metal MUSI je mieć. Pozostałe cechy metali, takie jak np. srebrzysta barwa, twardość, stały stan skupienia, wysoka temperatura topnienia, rozszerzalność cieplna, gęstość czy magnetyczność, nie są cechami definicyjnymi, co oznacza, że niektóre metale je mają, a niektóre nie.

ĆWICZENIE 74.

Podaj nazwy metali, które nie mają srebrzystej barwy.

DOŚWIADCZENIE 46.

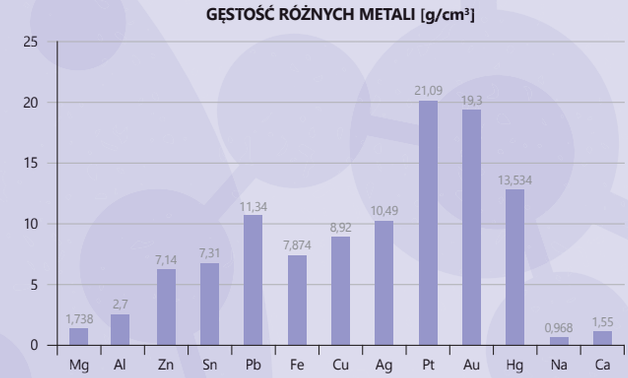
WYKONANIE

Zbadaj twardość ołowiu i sodu. Pracując z sodem, zachowaj szczególną ostrożność. Unikaj wody i śladów wilgoci!

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

ĆWICZENIE 75.

Na podstawie poniższego wykresu wypisz w zeszycie pierwiastki lekkie (o gęstości mniejszej niż 7 g/cm³) i ciężkie (o gęstości większej niż 7 g/cm³).



Według legendy król Syrakuz poprosił Archimedesa, by ten zbadał, czy korona zawiera tylko złoto, czy jest z pozłacanego srebra. Archimedes nie wiedział, jak rozwiązać ten problem, dopiero podczas kąpieli w wannie poczuł, że w miarę zanurzania się w wodzie ciężar jego ciała się zmniejsza. Wyskoczył z wanny i z okrzykiem: *Eureka!* nago wybiegł na ulicę.

Czy na tej podstawie wiesz, jak zbadać gęstość metali?

Jakie cechy mają metale, a jakie niemetale?

W temperaturze pokojowej tylko rtęć jest cieczą, pozostałe metale są ciałami stałymi. Jednak już w 30°C (czyli w temperaturze, jaką osiągają substancje ogrzewane w rękach) cieczami będą również cez, frans i gal. Natomiast niektóre metale mają bardzo wysokie temperatury topnienia, np.: żelazo (1593°C) czy platyna (1773°C). Najwyższą temperaturę topnienia ma wolfram (3410°C).

Niska temperatura topnienia rtęci (–38,83°C) i jej bardzo dobra rozszerzalność cieplna były przez lata wykorzystywane w termometrach.

Rozszerzalność cieplna metali ma zarówno pozytywne, jak i negatywne skutki. Wykorzystuje się ją przy produkcji czujników bimetalicznych (zbudowanych z dwóch metali o różniącej się rozszerzalności cieplnej), bierze się ją także pod uwagę przy budowie torów kolejowych, mostów i innych metalowych konstrukcji.

RTĘĆ

Uczniowie powinni umieć odróżnić cechy definicyjne metali od popularnych przekonań o tych substancjach. Powszechnie bowiem za cechy wszystkich metali uznaje się cechy żelaza – jego twardość, ciężar i właściwości magnetyczne.

DOŚWIADCZENIE 47.

WYKONANIE

Zbadaj, które z metali są przyciągane przez magnes.

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

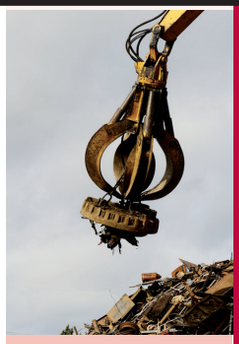
Rozszerzalność cieplna:

- przed ogrzaniem, po schłodzeniu.
- po ogrzaniu, przed schłodzeniem.

Magnes przyciągnął żelazo, kobalt i nikiel.

Metalami, które w temperaturze pokojowej mają właściwości magnetyczne, są: żelazo, nikiel i kobalt. W życiu codziennym wykorzystujemy je w naczyniach stosowanych do gotowania na kuchenkach indukcyjnych. Siły przyciągania magnetycznego wykorzystuje się również np. przy rozdzielaniu złomu za pomocą elektromagnesów.

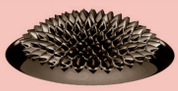
Obecnie obiektem intensywnych badań naukowych są **ferrofluidy** – substancje o cechach cieczy, które w warunkach pokojowych mają właściwości magnetyczne. Taką ciecz można wykonać samodzielnie, dodając do oleju żelazny pył bądź też toner do drukarki laserowej lub kserokopiarki. Tak otrzymana substancja reaguje na magnes.



Rozdzielanie złomu za pomocą elektromagnesu.

Jedynie niektóre metale są przyciągane przez magnes.

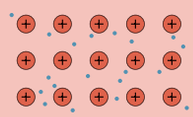
Właściwości definicyjne metali (przewodzenie ciepła, prądu, kowalność i połysk) wynikają z ich specyficznej budowy wewnętrznej. W tzw. węzłach sieci metalicznej są umieszczone kationy metalu, natomiast pomiędzy nimi poruszają się swobodne elektrony (zwane **gazem elektronowym**). Suma ładunków dodatnich (z kationów metalu w węzłach) jest równa sumie ładunków ujemnych (gazu elektronowego). Metal jako całość jest więc elektrycznie obojętny. Liczba elektronów oddanych przez dany atom nie musi odpowiadać liczbie elektronów walencyjnych.



FERROFLUID

Znajomość budowy wewnętrznej metali (wiązania metalicznego) pozwala na zrozumienie ich specyficznych właściwości.

Jakie właściwości mają niektóre ciała stałe?



Wiązanie metaliczne

W węzłach sieci krystalicznej (zrębach) znajdują się kationy, pomiędzy nimi poruszają się elektrony, tworząc wiązanie metaliczne.

Elektrony tworzące tzw. gaz elektronowy mogą poruszać się swobodnie po całym krysztale – mówimy, że są one zdelokalizowane. Pod wpływem przyłożonego napięcia elektrycznego poruszają się w sposób uporządkowany – przewodząc prąd. Skutkiem tej delokalizacji elektronów jest też istnienie w metalach trójwymiarowej sieci silnych wiązań. Ta cecha decyduje o kowalności, przewodzeniu ciepła i innych właściwościach charakterystycznych dla metali.

! ZAPAMIĘTAJ

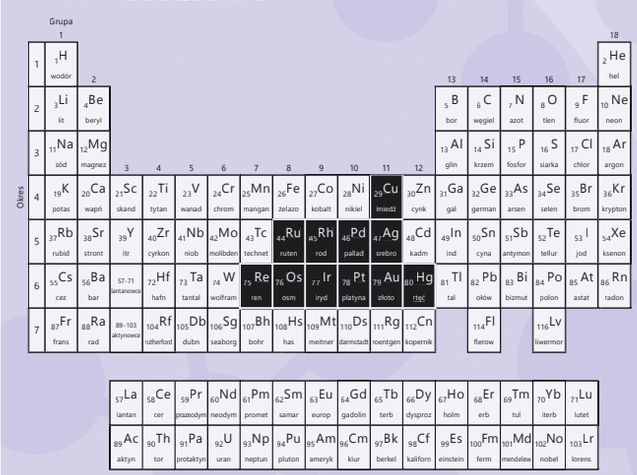
WIĄZANIE METALICZNE – wiązanie między kationami metalu osadzonymi w węzłach sieci, pozostającymi w równowadze z gazem elektronowym, który wypełnia przestrzeń sieciową.

Przypomnij sobie informacje z lekcji: *Co oznacza nazwa gazy szlachetne?* W jakim kontekście używamy w chemii pojęcia „szlachetny"?

Zwyczajowo metale nieaktywne (czyli nieulegające łatwo reakcjom chemicznym) nazywa się szlachetnymi. Do **metali szlachetnych** zalicza się: ruten, rod, pallad, osm, iryd, platynę, srebro i złoto, a także miedź, rtęć i ren.

ĆWICZENIE 76.

Przerysuj schematycznie układ okresowy pierwiastków i zaznacz w nim metale szlachetne.



Jakie cechy mają metale, a jakie niemetale?

Metale szlachetne nie reagują z substancjami zawartymi w powietrzu lub reagują bardzo powoli, dlatego nie ulegają zniszczeniu pod wpływem czynników atmosferycznych. Dzięki temu możemy podziwiać zachowane do dziś w dobrym stanie figurki ze srebra czy złota pochodzące z odległych epok. Żelazo, które nie jest metalem szlachetnym, pod wpływem substancjii chemicznych zawartych w środowisku, ulega korozji (zniszczeniu). Dlatego tak mało żelaznych artefaktów* pochodzących ze starożytności zachowało się do naszych czasów (mimo iż przedmiotów wykonanych z żelaza było znacznie więcej niż tych wykonanych ze złota czy srebra, a jedna z epok dziejów ludzkości nazywała się epoką żelaza).

Metale szlachetne nie reagują z większością kwasów (złoty czy srebrny pierścionek nie zareaguje z octem – wodnym roztworem kwasu octowego, natomiast żelazny gwóźdź – tak). Zjawisko to wykorzystywali alchemicy, pokrywając kawałki złota metalem nieszlachetnym. Następnie tak spreparowany przedmiot wkładali do kwasu. Zewnętrzna warstwa metalu nieszlachetnego się roztwarzała (znikała) i pozostawało złoto!

*** ARTEFAKT** – (w archeologii) każdy przedmiot wykonany lub zmodyfikowany przez człowieka, odkryty podczas badań archeologicznych.

Artefakt z żelaza.

Artefakt ze złota.

Który z powyższych artefaktów zachował się lepiej?

Czy umiesz wyjaśnić dlaczego?

W tym miejscu można zwrócić uwagę uczniów na fakt, że dawniej znajomość chemii pozwalała oszukać nawet wielkich tego świata.

CHCĘ ZAPOMNIEĆ O TOBIE, ZATRZEĆ
W PAMIĘCI TE NOCE,
BY ODESZŁY W NIEPAMIĘĆ CHWILE,
KTÓRE ZWAŁEM ZŁOTEM.
TAMTE CHWILE TO TOMBAK, BO JUŻ WIEM,
CO BYŁO POTEM.

JEDEN OSIEM L, „JAK ZAPOMNIEĆ"

4.2. CZY WSZYSTKIE METALE SĄ PIERWIASTKAMI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- definicje pojęć: metal i niemetal, mieszanina;
- w jaki sposób bada się właściwości metaliczne substancji.

PROMIL
oznacza 1 część na 1000 (ma symbol ‰).

Obejrzyj dokładnie przedmioty wykonane ze srebra lub złota.

Zwróć uwagę, że znajduje się na nich tzw. próba. Jest to sposób określania zawartości złota lub srebra w przedmiocie wyrażony w promilach (czyli jeżeli przedmiot zawiera 33,3% złota, to jest to próba 333). Czyste złoto i srebro są bardzo miękkie, dlatego, by zwiększyć ich twardość, dodaje się do nich inne metale.

Próby złota i srebra

DOŚWIADCZENIE 48.

WYKONANIE

Zbadaj przewodnictwo cieplne, przewodnictwo prądu elektrycznego, kowalność i połysk dla: mosiądzu, brązu, stali, aluminium, tombaku.

	przewodnictwo prądu	przewodnictwo ciepła	połysk	kowalność	wniosek
mosiądz	tak	tak	tak	tak	tak
brąz	tak	tak	tak	tak	tak
stal	tak	tak	tak	tak	tak
aluminium	tak	tak	tak	tak	tak
tombak	tak	tak	tak	tak	tak

Przerysuj tabelę do zeszytu i zapisz w niej obserwacje.
Wnioski zapisz w zeszycie.

Badane stopy można zaliczyć do metali.

Mosiądz, brąz, stal, aluminium i tombak wykazują cechy metali, jednak ich symboli nie ma w układzie okresowym. Wynika to z faktu, iż nie są one pierwiastkami tylko **stopami metali**.

Popularna definicja stopu metali stanowi, że składa się on wyłącznie z metali. Nie jest to jednak prawidłowa definicja, stal np. składa się z żelaza i węgla.

! ZAPAMIĘTAJ

STOPY METALI – substancje składające się z dwóch lub więcej pierwiastków chemicznych, z których co najmniej jeden, ale występujący w przeważającej ilości, jest metalem.

Złote naczynie z epoki brązu.

Bransoleta z epoki brązu.

Stopy metali były używane już od tysięcy lat. Po epoce kamiennej nastała epoka miedzi, następnie brązu, a po niej epoka żelaza.

We wcześniejszym okresie (neolicie) używano narzędzi z miedzi, która jest stosunkowo miękka. Nazwa epoki „brąz" pochodzi od powszechnie używanych wówczas narzędzi z nowego surowca – brązu (stopu miedzi z cyną o stosunku masowym około 9:1). Jednak i brąz jest na tyle miękki, że wykuta z niego broń w czasie bitwy wyginała się, dlatego w następnym okresie zaczęto stosować narzędzia ze stali, która jest jeszcze twardsza.

DOŚWIADCZENIE 49.

WYKONANIE

Doświadczenie wymaga nadzoru nauczyciela. Podczas pracy z wodorotlenkiem sodu zachowaj szczególną ostrożność, pracuj koniecznie w okularach ochronnych!

CZĘŚĆ 1.

Przygotuj przedmiot wykonany z miedzi (np. pręt, fragment grubego przewodu elektrycznego, kolanko, rurkę, itp.). Oczyść go dokładnie.

Do parownicy umieszczonej na trójnogu wsyp 2 lub 3 łyżki pyłu cynkowego i nalej 40% roztwór wodorotlenku sodu w takiej ilości, aby powstała mieszanina o konsystencji pasty. Następnie zanurz w niej oczyszczony, miedziany przedmiot. Całość ogrzewaj kilka minut. Przygotuj także dużą zlewkę z zimną wodą. Po kilku minutach ogrzewania wyłącz palnik i za pomocą metalowych szczypiec wyciągnij miedziany przedmiot. Włóż go do zlewki z zimną wodą, a następnie opłucz pod bieżącą wodą.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Doświadczenie pozwala otrzymać warstwę tombaku na miedzianym przedmiocie. Ukazuje sposób, w jaki alchemicy oszukiwali nie znających wiedzy tajemnej władców. Dzisiaj wielu ludzi jest wprowadzanych w błąd przez reklamy, co warto wskazać uczniom.

Obserwacje:
1. Miedź pokryła się srebrnym nalotem.
2. Srebrna barwa zmieniła się na złotą.

Wnioski:
1. Miedz pokryła się cynkiem.
2. Pod wpływem ogrzewania powstał mosiądz.

Saksofon – instrument z mosiądzu.

Amunicja z mosiądzu.

Struny gitarowe z fosfobrązu (Cu, Sn i P).

Butla z duraluminium.

CZĘŚĆ 2.

Ponownie przygotuj zlewkę z czystą, zimną wodą. Weź ogrzewany wcześniej przedmiot w metalowe szczypce i przez kilka chwil ogrzewaj bezpośrednio w płomieniu palnika, a następnie zanurz w zlewce z zimną wodą.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Miedź jest metalem, który tworzy wiele użytecznych stopów. Do stopów tych należą m.in.: brąz, mosiądz, spiż, tombak, miedzionikiel.

BRĄZ	MOSIĄDZ	SPIŻ	TOMBAK	MIEDZIONIKIEL
(Cu i Sn) 80%–90% Cu ma dobre właściwości wytrzymałościowe łatwo się go obrabia jest kosztowny	(Cu, Zn) do 40% Zn odporny na korozję (w tym wodę morską) łatwy do obróbki plastycznej i do odlewania	(Cu, Sn, Zn, Pb) 11% Sn, Zn i Pb po 2–6% odporny na korozję i ścieranie twardy	(Cu, Zn) ponad 80% Cu przypomina barwą złoto stosunkowo tani	(Cu,Ni) wytrzymały żaroodporny odporny na korozję

TABELA 3.1. Informacje o brązie, mosiądzu, spiżu, tombaku i miedzioniklu.

Stopy miedzi były i są nadal wykorzystywane w wielu dziedzinach, np.:

- **brąz** stosuje się do produkcji monet, łożysk, śrub, sprężyn, elementów pracujących w wodzie morskiej, do odlewania pomników;
- **mosiądz** służy do wytwarzania armatury, amunicji, osprzętu odpornego na wodę morską (np. śrub okrętowych) i elementów maszyn przemysłowych, także do produkcji monet, medali, świeczników, kłódek, moździerzy, pomników, klamek, odważników, okuć czy ram obrazów; jest też używany do produkcji instrumentów muzycznych;

- ze **spiżu** w średniowieczu odlewano dzwony, zaś w czasach późniejszych armaty (to wspólne zastosowanie stało się przyczyną przetapiania dzwonów na armaty podczas wojen); obecnie jest stosowany w rzeźbiarstwie i do wyrobu elementów ozdobnych;
- **tombak** jest stosowany głównie w jubilerstwie jako imitacja złota oraz do wyrobu instrumentów muzycznych; jest też używany do produkcji naboi;
- **miedzionikiel** jest stosowany do wyrobu monet i elementów sprężystych.

Przypomnij sobie wcześniej wykonane doświadczenie „otrzymywania złota" z miedzi. Przedmiot miedziany pokrywaliśmy warstwą drobno sproszkowanego cynku – miedź nabierała wtedy srebrnej barwy. Następnie przedmiot pokryty cynkiem ogrzewaliśmy w płomieniu palnika, w wyniku czego powstawał tombak udający złoto!

Jedną z metod podziału stopów jest ich klasyfikacja ze względu na główny składnik. Wcześniej opisano niektóre ze stopów miedzi. Kolejną rodzinę stopów tworzą te, których głównym składnikiem jest **glin**. Najważniejszy jego stop to **duraluminium** (Cu, Mn, Mg, Si, Fe), stosowane m.in. w lotnictwie i skateboardingu (do konstrukcji trucków). Bardzo ważnym stopem jest **amalgamat**, którego głównym składnikiem jest **rtęć**. Powstaje on przez rozpuszczenie metalu w rtęci. Żelazo nie rozpuszcza się w rtęci, dlatego w naczyniach żelaznych można przechowywać amalgamaty. Po ogrzaniu rtęć całkowicie odparowuje ze stopu, dlatego dawniej amalgamaty wykorzystywano do powierzchniowego złocenia i srebrzenia, a także do ekstrakcji (wydzielania) złota lub srebra ze złóż. Do początku XXI wieku amalgamat (Hg z Ag, Sn, Cu, Cd, Zn) był stosowany w stomatologii jako wypełnienie (plomba).

Największe znaczenie mają jednak stopy żelaza: **stal** i **żeliwo**, w których węgiel jest rozpuszczony w żelazie. Stopy o zawartości węgla poniżej 2% to stale, a powyżej 2% to żeliwa. Stal stosuje się do wyrobu karoserii samochodów, konstrukcji budowlanych, kadłubów statków i innych elementów konstrukcyjnych.

Mówiąc o stali, nie można zapomnieć o **stali damasceńskiej**, stosowanej w średniowieczu do wyrobu tzw. białej broni. Do legendy przeszły wykonane z niej szable, bo nawet obecnie nie otrzymuje się stali o tak dobrych cechach fizycznych, jakie miała stal damasceńska.

Elementy „deski" wykonane są z duraluminium.

Ząb z plombą amalgamatową.

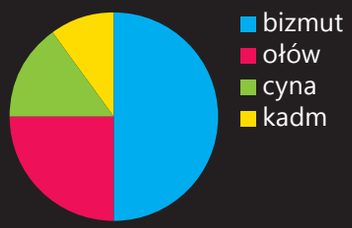
Wzór stali damasceńskiej na ostrzu noża.

Ukazanie różnorodności stopów miedzi ma na celu podkreślenie, jak często korzystamy z nich w życiu codziennym. Na podstawie samego wyglądu nie jesteśmy w stanie określić składu stopu.

Z jednej strony stal damasceńska jest przykładem ogromu wiedzy dawnych kultur. Z drugiej strony podobne informacje stanowią argument dla tych, którzy twierdzą, że Ziemię odwiedzają obce cywilizacje. Należy liczyć się z tym, że któryś z uczniów może poruszyć ten problem.

Stop Wooda przewodzi prąd elektryczny oraz ciepło, jest kowalny i połyskliwy. Topi się w gorącej wodzie.

Stop Wooda posiada cechy definicyjne metali. Jego temperatura topnienia jest natomiast zdecydowanie niższa niż temperatura topnienia jego poszczególnych składników.



Stopy można także podzielić ze względu na zastosowanie, np.:

	STOP DRUKARSKI	■ Pb z dodatkami Sn i Sb ■ odlewanie czcionek i elementów składu zecerskiego
	STOP LUTOWNICZY	■ Sn i Pb ■ lutowanie – trwałe łączenie elementów metalowych
	STOP ŁOŻYSKOWY	■ Sn i Sb, Cu lub Sn, Pb i Sb, Cu ■ łożyska ślizgowe, dawniej też koła w pociągach
	STOPY NISKOTOPLIWE	■ np. galinstan, stop Wooda, pewter (cynołów), stop Lichtenberga

TABELA 4.2. Podział stopów ze względu na ich zastosowanie.

Stop Wooda o składzie: bizmut (50%), ołów (25%), cyna (15%) i kadm (10%) ma najniższą temperaturę topnienia.

Piktogramy stopu Wooda [łuda].

DOŚWIADCZENIE 50.

WYKONANIE

Zbadajmy przewodnictwo cieplne, przewodnictwo prądu, kowalność, połysk, a także temperaturę topnienia stopu Wooda.

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

ĆWICZENIE 77.

Narysuj wykres kołowy, ilustrujący skład stopu Wooda.

Porównaj temperaturę topnienia stopu Wooda (doświadczenie nr 50.) z temperaturą topnienia jego składników: Bi: 271°C, Pb: 327°C, Sn: 232°C, Cd: 321°C.

Uczniowie powinni samodzielnie wykonać doświadczenie 50. Przykład stopu Wooda ukazuje, że właściwości stopów metali mogą być zupełnie inne niż właściwości metali wchodzących w ich skład. W związku z tym uczniowie mogą mieć wątpliwości, czy w takim razie stopy metali można uznać za mieszaniny. Odpowiedź na to pytanie nie jest łatwa. Zwyczajowo stopy zalicza się do mieszanin jednorodnych, tak zwanych roztworów stałych. Jednak niektóre stopy mają ściśle określony skład, a co za tym idzie również właściwości. Dlatego bywają zaliczane do bertolidów (związków niestechiometrycznych).

Stopy można podzielić na dwa typy.

1. Typ pierwszy charakteryzuje się tym, że kationy drugiego metalu są umieszczone w węzłach sieci krystalicznej metalu pierwotnego (z tą sytuacją mamy do czynienia wtedy, gdy kationy obu metali mają porównywalną wielkość). Temu typowi odpowiada drugi rysunek po lewej.
2. Typ drugi charakteryzuje się tym, że kationy drugiego metalu są umieszczone pomiędzy węzłami sieci krystalicznej metalu pierwotnego (z tą sytuacją mamy do czynienia wtedy, gdy kationy drugiego metalu są zdecydowanie mniejsze od kationów pierwotnego metalu). Temu typowi odpowiada trzeci rysunek od lewej.

Jeżeli mamy zaś do czynienia ze stopem wieloskładnikowym, równocześnie mogą wystąpić obie opisane właściwości (taka sytuacja została przedstawiona na ostatnim rysunku).

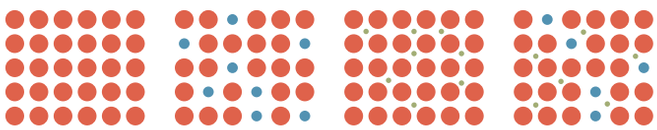
Masa platyny:
1 kg — 100%
x kg — 90%
x = 0,9 kg = 900 g

Masa irydu:
1 kg — 100%
y kg — 10%
y = 0,1 kg = 100 g

Wzorcowy odważnik zawiera 10 g irydu oraz 90 g platyny.

Stopy wytwarzamy po to, aby zmienić właściwości metali. Dodanie domieszek innych pierwiastków zmienia budowę wewnętrzną metali. Domieszki wbudowują się w strukturę metalu. Proces ten ilustruje poniższy schematyczny rysunek.

BUDOWA WEWNĘTRZNA CZYSTEGO METALU (PIERWSZY RYSUNEK OD LEWEJ STRONY) I RÓŻNYCH TYPÓW STOPÓW



RYSUNEK 4.1. Budowa wewnętrzna czystego metalu i różnych typów stopów.

Ćwiczenia z obliczania zawartości z wykorzystaniem nowych jednostek (w tym przypadku karatów) pozwalają uczniom na rozwijanie zdobytych umiejętności w nowych, nietypowych sytuacjach.

ĆWICZENIE 78.

Jednostką używaną w jubilerstwie do określania zawartości złota w stopie jest karat. 1 karat to 1/24 część masowa w stopie, czyli zawiera on jedną część masową złota. Pozostałe 23 części to reszta stopu, która nie zawiera złota. Złoto 24-karatowe to czyste złoto. Na podstawie powyższych informacji oblicz w zeszycie, ile gramów czystego złota zawarte jest w 200 g próbki 18-karatowego stopu złota.

Skoro jeden karat to 1/24 część masowa w stopie, to w próbce o masie 200 g jeden karat to:

$$\frac{200\ \text{g}}{24} = 8{,}3(3)\ \text{g}.$$

18 karatów to: 8,3(3) g • 18 = 150 g.

Próbka 18-karatowego złota o masie 200 g zawiera 150 g czystego złota.

ĆWICZENIE 79.

Jako wzorzec masy stosuje się stop platyny z irydem (90% Pt, 10% Ir). Oblicz w zeszycie, ile gramów platyny, a ile irydu zawiera wzorcowy odważnik o masie 1 kg.

Odważnik o masie jednego kilograma.

W ramach wstępu do lekcji można wymienić wraz z uczniami te dzieła kultury, w których diamenty grają istotną rolę, na przykład „Popiół i diament", „Diamonds are a girl's best friends", „Diamonds are forever".

CZY POPIÓŁ TYLKO ZOSTANIE I ZAMĘT,
CO IDZIE W PRZEPAŚĆ Z BURZĄ? – CZY ZOSTANIE
NA DNIE POPIOŁU GWIAŹDZISTY DYJAMENT,
WIEKUISTEGO ZWYCIĘSTWA ZARANIE!

CYPRIAN K. NORWID „W PAMIĘTNIKU"

4.3. JAKIE CECHY WSPÓLNE MAJĄ DIAMENT I GRAFIT?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: substancja, pierwiastek, odmiana alotropowa;**
- **sposób badania właściwości i stanu skupienia substancji.**

Diamenty fascynowały ludzi od najdawniejszych czasów. Pierwsze informacje o nich pochodzą z księgi podatkowej napisanej 400 lat p.n.e. Już wtedy były one towarem, którym się powszechnie handlowało.

Grafit odkryto zdecydowanie później, bo dopiero w XVI wieku. Początkowo był on wykorzystywany do tworzenia form przydatnych do odlewu kul armatnich. Porównajmy właściwości tych minerałów.

BRYLANT
(oszlifowany diament).

GRAFIT

DOŚWIADCZENIE 51.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości grafitu: stan skupienia, rozpuszczalność w H_2O, barwę, przewodnictwo prądu, twardość, kruchość. Porównaj je z właściwościami diamentu. Uzupełnij tabelę.

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

	DIAMENT	GRAFIT
Stan skupienia	ciało stałe	ciało stałe
Rozpuszczalność w H_2O	nierozpuszczalny w H_2O	nierozpuszczalny w H_2O
Barwa	przezroczyste	szary
Przewodnictwo prądu	nie przewodzi prądu	przewodzi prąd
Twardość	twarde	miękkie
Kruchość	kruche	kruche

Jakie cechy wspólne mają diament i grafit?

O: 2 lub 4 e

$_{6}C$

węgiel

Zarówno grafit, jak i diament, mimo zdecydowanie różnych właściwości, są zbudowane z atomów węgla połączonych wiązaniami atomowymi. Ich różne właściwości fizyczne wynikają z odmiennej budowy wewnętrznej (z różnego ułożenia atomów w siatce krystalicznej). Diament i grafit to odmiany alotropowe węgla.

Należy zwrócić uwagę uczniów na to, że pojęcie alotropii było już wcześniej używane w przypadku tlenu. Cząsteczki tlenu miały inną liczbę atomów w cząsteczce, a co za tym idzie inne właściwości. W przypadku diamentu i grafitu alotropia polega natomiast na odmiennym ułożeniu atomów, tj. innych rodzajach sieci krystalicznej.

Grafit tworzą atomy węgla. Każdy atom węgla łączy się z 3 innymi atomami. Tworzą one płaską strukturę połączonych sześciokątów, przypominającą plaster miodu. Poszczególne płaszczyzny nie są ze sobą powiązane wiązaniami chemicznymi. Przyciągają się tylko słabymi siłami van der Waalsa (od nazwiska Johannesa Diderika van der Waalsa [johanesa diderika wan der walsa], holenderskiego fizyka, laureata Nagrody Nobla w dziedzinie fizyki w 1910 roku). Dlatego poszczególne płaszczyzny mogą się względem siebie przesuwać. Z tej budowy wynikają właściwości grafitu, który jest stosowany np. do rysowania lub jako smar.

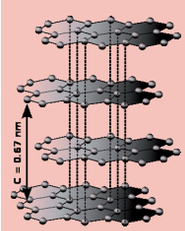
DOŚWIADCZENIE 52.

WYKONANIE

Porównaj, w jaki sposób grafit rysuje „prostopadle", a jak „równolegle".

RYSUNEK RÓWNOLEGLE	RYSUNEK PROSTOPADLE

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



GRAFIT

DIAMENT

Gdy warstwy grafitu są ułożone równolegle do płaszczyzny kartki, podczas rysowania „zdzieramy" je po kolei, gdyż utrzymują się razem tylko dzięki słabym siłom van der Waalsa. W sytuacji, gdy warstwy grafitu ułożone są prostopadle do płaszczyzny kartki, rysowanie jest utrudnione (grafit źle rysuje), gdyż musimy odrywać atomy z poszczególnych płaszczyzn (a nie zdzierać całe płaszczyzny), w których atomy są połączone ze sobą wiązaniami atomowymi znacznie trwalszymi od słabych oddziaływań van der Waalsa.

Łatwość rysowania zależy od ułożenia grafitu względem kartki.

Sytuację, w której jakaś substancja wykazuje różne właściwości fizyczne w zależności od kierunku badania, nazywa się **anizotropią**. Powstaje ona, gdy kryształ budujący substancje jest „niesymetryczny".

Diament spala się dopiero w temperaturze powyżej 700° C. Dlatego wcześniejsze próby spalenia go w ogniu nie dawały żadnych rezultatów.

PLINIUSZ STARSZY

(starożytny pisarz i historyk) spostrzegł, że macerowanie diamentów w świeżej, jeszcze ciepłej krwi kozy nieco je zmiękcza, lecz „i tak jeszcze pękają młoty i kowadła wyjąwszy [te] nadzwyczaj wielkie".

W średniowieczu nieuczciwi alchemicy namawiali handlarzy diamentów na tzw. próbę młota. Wybrany kamień uderzano młotem, a gdy ten pękł, oskarżano handlarza o oszustwo, które karano śmiercią.

Atom węgla, tworząc wiązania, może wykorzystać cztery elektrony (walencyjne), a tworząc strukturę grafitu, łączy się trzema trwałymi, silnymi wiązaniami tylko z trzema innymi atomami, używając swoich trzech elektronów walencyjnych. Każdy z atomów węgla w strukturze grafitu ma ponadto jeden elektron, który zostaje zaangażowany do wytworzenia wiązania rozciągającego się na całą płaszczyznę pojedynczej warstwy grafitu. Utworzone wiązanie nie jest więc zlokalizowane (umiejscowione) pomiędzy dwoma konkretnymi atomami i nosi nazwę wiązania zdelokalizowanego. Po utworzonej przez wiązanie zdelokalizowane płaszczyźnie mogą poruszać się swobodnie elektrony. Swobodny ruch elektronów umożliwia przepływ prądu elektrycznego.

Grafit wykazuje również anizotropię podczas przewodzenia prądu elektrycznego. Przewodzi prąd wyłącznie w kierunku płaszczyzn.

W diamencie każdy atom węgla jest połączony z 4 innymi atomami wiązaniami pojedynczymi, kowalencyjnymi, rozmieszczonymi w 4 narożach czworościanu foremnego (tetraedru). Taka struktura jest symetryczna, co oznacza, że właściwości diamentu nie zależą od kierunku ich badania.

Mocne wiązania (atomowe) powodują, że diament jest twardy, ale równocześnie kruchy – uderzony młotem rozbija się.

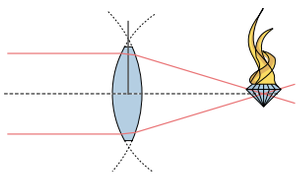
Diament ma bardzo wysoki współczynnik załamania światła, który powoduje efekt połysku, gry barw i tzw. ogień.

P: 2 e
U: 2 e

$_{8}$**O**

tlen

Przez długi czas uważano, że diament nie pali się. Dopiero Antoine Lavoisier po raz pierwszy spalił diament pod szklanym kloszem, używając promieni słonecznych skupionych soczewką. W wyniku tej reakcji powstał tlenek węgla(IV).



RYSUNEK 4.2. Diament i załamanie światła.

Reakcja spalania węgla jest

DOŚWIADCZENIE 53.

WYKONANIE

Przygotuj kolbę stożkową z wodą wapienną umieszczoną na jej dnie. Następnie wprowadź do niej tlen. Na łyżeczce do spalań umieść kawałek grafitu i rozpal go w płomieniu palnika. Zanurz płonący węgiel w naczyniu z tlenem i wodą wapienną. Wylot kolby zakryj szkiełkiem zegarkowym.

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

Podczas badania przewodzenia prądu przez grafit uczniowie często popełniają błąd, polegający na próbie pomiaru w poprzek poszczególnych warstw.

Hybrydyzacja atomów węgla i odpowiadający im kształt cząsteczek zostaną omówione nieco później (w podrozdziale 6.1).

Grafit pali się w tlenie, a woda wapienna staje się mętna.

Produktem spalania grafitu w tlenie jest tlenek węgla(IV), który powoduje mętnienie wody wapiennej.

Ćwiczenia, które nawiązują do przedstawionych wcześniej informacji, mają za zadanie utrwalenie najważniejszych wiadomości. Są również okazją do oceniania uczniów.

720u : 12u = 60. W cząsteczce było 60 atomów węgla o wzorze sumarycznym C_{60}.

Wizjonerskie projekty Richarda Buckminstera Fullera zasługują na to, by uczniowie się z nimi zapoznali, zwłaszcza że kopuły projektu naukowego Biosfera 2 były wykonane według jego założeń. Także warszawskie centrum handlowe „Złote Tarasy" jest oparte na tych samych kształtach.
Należy liczyć się z tym, że część uczniów może znać pierwotną, nieoficjalną nazwę fulenerów. Ich odkrywcy żartobliwie nazywali związki tego rodzaju „Bucky balls" (czyli w wolnym tłumaczeniu „jaja Buckiego").

Masa cząsteczkowa: $m_{C_{540}} = 540 \cdot 12u = 6480u$.
Masa molowa: $M_{C_{540}} = 540 \cdot 12 \frac{g}{mol} = 6480 \frac{g}{mol}$.

$C_{60} + 30O_2 \rightarrow 60CO$
$C_{60} + 60O_2 \rightarrow 60CO_2$

reakcją **egzoenergetyczną**, podczas której wydziela się znaczna ilość ciepła. Zjawisko to wykorzystuje się w energetyce.

W latach osiemdziesiątych XX wieku pracujący w Anglii i Stanach Zjednoczonych zespoły naukowców zajmowały się nowatorskimi badaniami dotyczącymi węgla. Ich wspólna praca doprowadziła w 1985 roku do odkrycia nowej odmiany alotropowej węgla o masie cząsteczkowej równej 720u. Za to odkrycie badacze otrzymali w 1986 roku Nagrodę Nobla w dziedzinie chemii.

ĆWICZENIE 80.

Na podstawie podanej masy cząsteczkowej podaj wzór sumaryczny cząsteczki węgla odkrytej w 1985 roku.

Ponieważ kształt odkrytej cząsteczki przypominał tzw. kopuły geodezyjne, które wymyślił architekt Richard Buckminster Fuller [riczard bakminster fuler], cząsteczki o tym kształcie zaczęto nazywać **fulerenami**.

ZAPAMIĘTAJ

FULERENY – cząsteczki składające się z parzystej liczby atomów węgla, tworzące zamkniętą, pustą w środku bryłę.

Cząsteczki fulerenów zawierają od 28 do około 1500 atomów węgla.

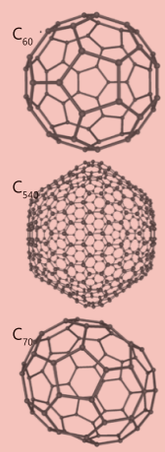
Fulereny są kolejną odmianą alotropową węgla.

ĆWICZENIE 81.

Oblicz w zeszycie masę cząsteczkową i molową fulerenu o wzorze C_{540}.

ĆWICZENIE 82.

Zapisz w zeszycie i uzgodnij równanie reakcji całkowitego oraz niecałkowitego spalania fulerenu o wzorze C_{60}.

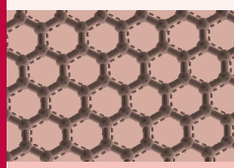


Modele cząsteczek fulerenów.

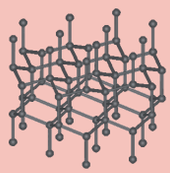
Montreal Biosphère [montreal biosfer] zaprojektowana przez Buckminstera Fullera.

Na takiej samej konstrukcji jak C_{60} był oparty wzór na piłce nożnej (Buckminster Ball) [backminster bol], zatwierdzony przez FIFA i używany przez 36 lat (1970–2006).

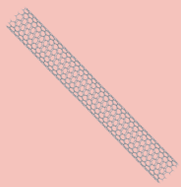
Obecnie kategoryzacja odmian alotropowych nie jest kontynuowana, jako że odkrywanie takich odmian jest jedną z prężniej rozwijających się gałęzi chemii. Tempo odkryć sprawia, że nie zawsze wiadomo, czy jest to nowa odmiana alotropowa, czy tylko nowa substancja.



Struktura grafenu.



Struktura lonsdaleitu.

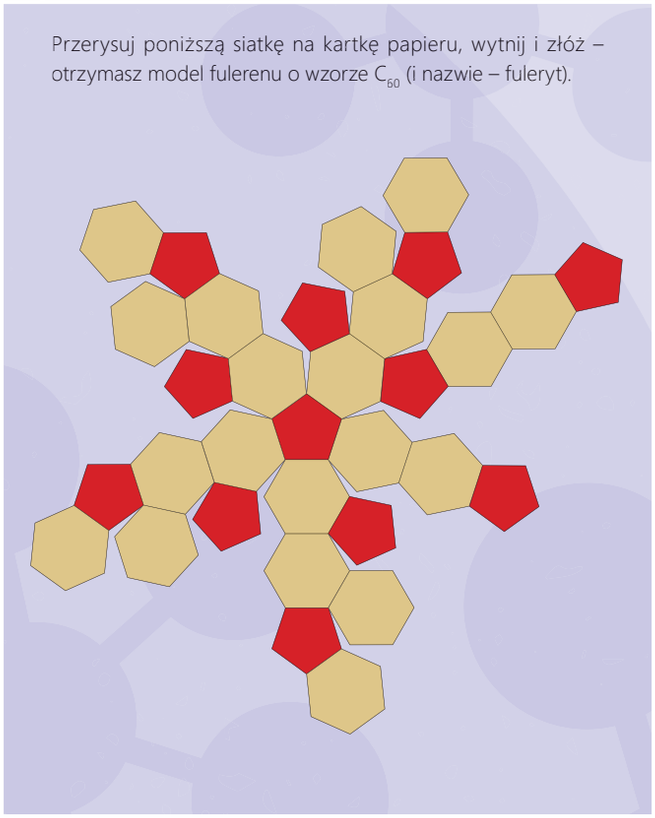


Struktura nanorurki.

*Nanorurki węglowe tylko przez niektórych są uznawane za odmianę alotropową węgla.

ĆWICZENIE 83.

Przerysuj poniższą siatkę na kartkę papieru, wytnij i złóż – otrzymasz model fulerenu o wzorze C_{60} (i nazwie – fuleryt).



Kolejne nowe odmiany alotropowe węgla to:

- **grafen** – płaski, zbudowany z atomów połączonych w sześciokąty (jest to jakby jedna warstwa grafitu); za badania grafenu Andriej Gejm i Konstantin Nowosiłow otrzymali w 2010 roku Nagrodę Nobla w dziedzinie fizyki;
- **lonsdaleit** – występuje w postaci mikroskopijnych kryształów w meteorytach (jest odmianą polimorficzną diamentu); jego teoretycznie obliczona twardość jest większa niż diamentu;
- **nanorurki węglowe*** – zrolowane pojedyncze warstwy grafenowe o średnicy rzędu nanometrów; mogą być jedno lub wielowarstwowe; są badane pod kątem zastosowań w nanotechnologii, elektronice i optyce.

ĆWICZENIE 84.

Różne odmiany alotropowe węgla mają liczne zastosowania wynikające z ich właściwości fizykochemicznych. Poszukaj w dostępnych źródłach informacji na ten temat i na ich podstawie narysuj w zeszycie mapę pojęć. Możesz dopisać kolejne odmiany alotropowe, jeżeli je znajdziesz i uznasz za ważne.

Wyszukiwanie nowych odmian alotropowych przez uczniów przygotowuje ich do pracy naukowej. Co więcej, aktualny podział na odmiany nie jest precyzyjny, co pozwala uczniom wykazać się kreatywnością.

PRZEDYSKUTUJ

Jedna ze szwajcarskich firm oferuje niezwykłą usługę – skremowane ciała zmarłych zamienia w brylanty. Na całym świecie rośnie zainteresowanie kamieniami szlachetnymi pozyskiwanymi z ludzkich prochów.

Przedstaw swoje stanowisko w tej sprawie. Porównaj je ze stanowiskiem swoich koleżanek i kolegów.

Dyskusja nad stroną etyczną nowych odkryć naukowych jest w dzisiejszych czasach bardzo potrzebna. Uczniowie przy okazji ćwiczą się w sztuce dyskutowania, tak by nie obrażali partnerów dyskusji i stosowali precyzyjną argumentację.

Jednym z podstawowych zadań nauczyciela chemii jest uświadomienie uczniom odrębności języka chemicznego. Występują w nim bowiem zarówno terminy o znaczeniu podobnym do języka potocznego (na przykład mieszanina i destylacja); terminy o znaczeniu rozszerzonym w stosunku do języka potocznego (na przykład sól i cukier); terminy o znaczeniu ściślejszym niż w języku potocznym (np. metal); oraz terminy o znaczeniu zupełnie innym niż w języku potocznym (na przykład bagietka, która w języku potocznym oznacza rodzaj pieczywa, a w języku chemicznym szklany pręcik). Ponadto w języku chemicznym na określenie znanych czynności używa się czasami nowych terminów, na przykład odcedzanie to w chemii dekantacja, filtrowanie jest nazywane sączeniem itd.

Omówienie procesu powstawania węgla kamiennego powinno odbyć się we współpracy z nauczycielem geografii.

MIŁOŚĆ JEST JAK WĘGIEL –
KIEDY PŁONIE, PARZY, KIEDY ZGAŚNIE, PLAMI.

BOLESŁAW S. HERBACZEWSKI

4.4. CZY WĘGIEL KOPALNY TO PIERWIASTEK?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicję pojęć: pierwiastek, węgiel, tlenek węgla(IV), wartościowość, mieszanina;**
- **w jaki sposób uzgadnia się i zapisuje równania reakcji chemicznych oraz bada właściwości substancji.**

W języku polskim słowem węgiel nazywa się zarówno pierwiastek węgiel, jak i węgiel kopalny.

Z punktu widzenia chemika węgle kopalne to mieszanina związków chemicznych, które w swoim składzie zawierają dużą procentową zawartość pierwiastka węgla. Powstały one w procesie gromadzenia się, a później przeobrażania szczątków roślinnych. Epoka, w której powstawał węgiel kamienny, to **karbon**. Węgiel powstawał od 360 do 28 milionów lat temu na bagnistych terenach porośniętych przez las tropikalny. Szczątki martwych roślin opadały na dno bagna, gdzie ulegały rozkładowi, zamieniając się w torf. Na wierzchu torfowiska osadzał się muł. W wyniku dalszych procesów torf przeobrażał się w węgiel brunatny, a potem kamienny.

Torf jest najmłodszym węglem kopalnym. Zawiera mniej niż 60% węgla. Po upływie milionów lat zamienia się w węgiel brunatny, który zawiera 62–75% węgla. Po upływie kolejnych milionów lat powstaje węgiel kamienny o zawartości węgla 75–97%. Odmianą węgla kopalnego, która ma jeszcze większą zawartość węgla, jest antracyt. Zawiera on aż 90–97% czystego pierwiastka. Najwyższą zawartość węgla, bo aż 99%, ma szungit.

ZDJĘCIE 4.1. Torf.

Przykłady języków, w których inną nazwą określa się pierwiastek węgiel, a inną węgiel kopalny:

Język	Pierwiastek	Węgiel kopalny
angielski	carbon	coal
arabski	كربون	فحم
baskijski	karbono	ikatz
chorwacki	ugljik	ugljen
esperanto	karbono	karbo
francuski	carbone	charbon
hiszpański	carbono	carbón
niemiecki	Kohlenstoff	Kohle
rosyjski	углерод	уголь
słowacki	uhlík	uhlie
włoski	carbonio	carbone

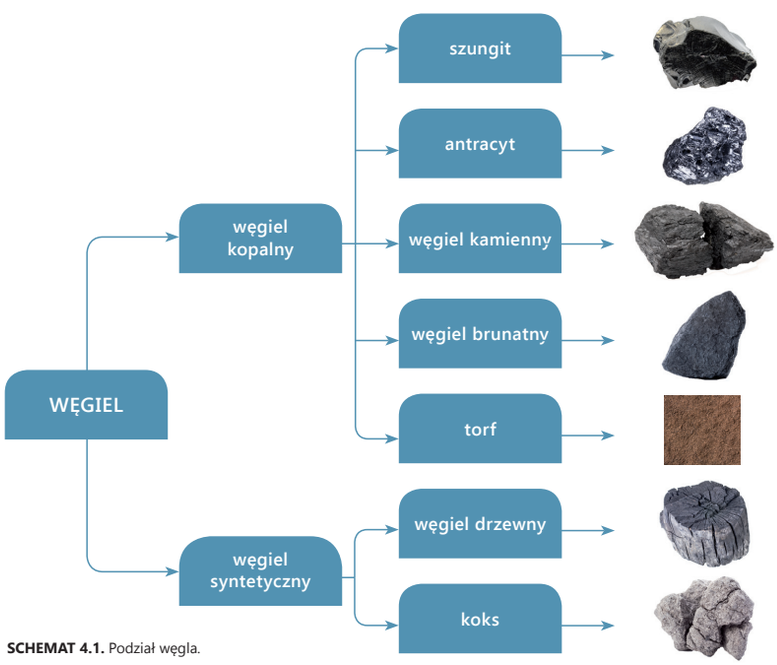
DOŚWIADCZENIE 54.

WYKONANIE

Obejrzyj bryłki węgla kamiennego, brunatnego, torfu, węgla drzewnego i koksu. Zbadaj ich rozpuszczalność w wodzie, gęstość i kruchość.

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

	Wygląd bryłki	Rozpuszczalność w wodzie	Kruchość	Gęstość
Węgiel kamienny	czarny, twardy, z połyskiem	nierozpuszczalny	kruchy	Najpierw należy zważyć próbkę węgla, a następnie zanurzyć ją całkowicie w cylindrze miarowym z wodą. Zmiana poziomu wody w cylindrze jest równa objętości bryłki węgla.
Węgiel brunatny	brunatna	nierozpuszczalny	kruchy	
Torf	brunatno brązowy, luźny	nierozpuszczalny	kruchy	
Węgiel drzewny	czarny, lekki	nierozpuszczalny	kruchy	
Koks	szaro-czarny	nierozpuszczalny	kruchy	



SCHEMAT 4.1. Podział węgla.

Uczniowie powinni dostać do ręki bryłki poszczególnych rodzajów węgla, ponieważ większość z nich w dzisiejszych czasach nie potrafi rozróżnić jego rodzajów.

Należy przypomnieć uczniom podział na substancje naturalne (występujące w naturze) i syntetyczne (wytworzone przez człowieka), dodając że podział ten nie jest wartościujący. W ramach zadania dodatkowego uczniowie mogą wyszukać błędne reklamy, utrwalające stereotyp, że naturalne oznacza zdrowe, lub przeprowadzić badania wśród znajomych i rodziny, dotyczące rozróżniania tych pojęć.

W wyniku ogrzewania celuloza brązowieje, a w końcowej fazie doświadczenia czernieje.

Celuloza uległa zwęgleniu.

Węgiel drzewny w naczyniu z tlenem rozpala się jasnym płomieniem.

Węgiel drzewny jest palny.

Jakie właściwości mają niektóre ciała stałe?

O: 2 lub 4 e

$_{6}$**C**

węgiel

P: 2 e
U: 2 e

$_{8}$**O**

tlen

Piktogramy tlenu.

Nie wszystkie odmiany węgla należą do węgli kopalnych. Węgiel drzewny i koks to produkty syntetyczne – otrzymywane w procesach chemicznych.

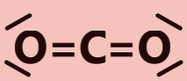
Węgiel drzewny ma dużo większą kaloryczność niż zwykłe drewno. Daje 3 razy więcej energii i jest od niego dużo lżejszy. Dlatego też wykorzystywano go od bardzo dawna (pierwsze wzmianki pochodzą z Egiptu sprzed 5000 lat i dotyczą wytopu żelaza przy użyciu węgla drzewnego). Węgiel drzewny otrzymuje się w wyniku tzw. suchej destylacji drewna (prażenia go bez dostępu powietrza).

DOŚWIADCZENIE 55.

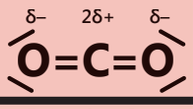
WYKONANIE

Głównym składnikiem drewna jest celuloza – spróbujmy ją zatem zwęglić. Probówkę wypełnij gęsto celulozą, a następnie zatkaj korkiem z długą rurką. Probówkę ogrzewaj.

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



Wzór strukturalny cząsteczki tlenku węgla(IV).



Znaki graficzne δ+ i δ– nad atomami węgla i tlenu oznaczają polaryzację wiązania. Chmura elektronowa jest przesunięta w stronę pierwiastka bardziej elektroujemnego (tlenu), stąd jego cząstkowy ładunek ujemny.

Koks, podobnie jak węgiel drzewny, otrzymuje się przez wygrzewanie węgla kamiennego w wysokiej temperaturze przy ograniczonym dostępie powietrza. Zawiera on aż 90%–95% czystego pierwiastka węgla. Usunięte są też inne substancje występujące w węglu kamiennym (np. siarka), dlatego spaliny powstające w wyniku spalania koksu są mniej szkodliwe dla środowiska.

DOŚWIADCZENIE 56.

WYKONANIE

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

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

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej ma postać:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2.$$

Odczytajmy ten zapis:

1 atom węgla reaguje z 1 (dwuatomową) cząsteczką tlenu, w wyniku czego powstaje 1 cząsteczka tlenku węgla(IV).

Lub uwzględniając pojęcie „mol":

1 mol atomów węgla reaguje z 1 molem (dwuatomowych) cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstaje 1 mol cząsteczek tlenku węgla(IV).

Z przedstawionej reakcji wynika, że stosunek substratów (węgla i tlenu) wynosi 1:1

W oparciu o tę proporcję można rozwiązać z uczniami kilka prostych zadań.

ZASTANÓW SIĘ

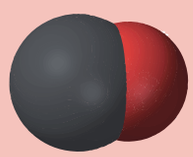
Co się stanie, gdy do reakcji użyjemy mniej tlenu niż węgla?

Zajdzie wtedy spalanie niecałkowite: $2C + O_2 \rightarrow 2CO$, lub też część węgla nie ulegnie spaleniu.

Przy małym dostępie tlenu nie powstaje tlenek węgla(IV) tylko tlenek węgla(II) – tzw. czad.

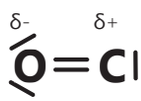
ZASTANÓW SIĘ

Jak jest zbudowana cząsteczka tlenku węgla(II) – czadu?

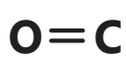


Model cząsteczki tlenku węgla(II).

Nazwa związku tlenek węgla(II) wskazuje, że w skład tej cząsteczki wchodzi tlen i węgiel. Cyfra II umieszczona w nawiasie po słowie węgiel informuje o tym, że atom węgla jest w tym związku dwuwartościowy – tworzy 2 wiązania. Ponieważ tlen też jest dwuwartościowy, wzór strukturalny tego związku przyjmuje postać:



Wzór strukturalny tenku węgla(II) z zaznaczonymi wolnymi parami elektronowymi oraz polaryzacją wiązań.



Wzór strukturalny tlenku węgla(II) bez zaznaczonych wolnych par elektronowych.

Cząsteczka tlenku węgla(II) zbudowana jest z 1 atomu tlenu i 1 atomu węgla połączonych ze sobą podwójnym wiązaniem atomowym. Wzór sumaryczny tlenku węgla(II) to **CO**, a przebieg reakcji spalania przy mniejszym dostępie tlenu zapisujemy następująco:

$$2C + O_2 \rightarrow 2CO.$$

Piktogramy tlenku węgla(II).

Tlenek węgla bezbarwnym, bezwonnym gazem. Jest **TRUJĄCY**, gdyż trwale łączy się z hemoglobiną.

Cząsteczka tlenku węgla(II) jest zbudowana z jednego atomu węgla i jednego atomu tlenu. Ponieważ węgiel różni się od tlenu elektroujemnością, pomiędzy atomem węgla i atomem tlenu powstaną wiązania atomowe spolaryzowane. Wzór sumaryczny tlenku węgla(II) CO.

Masa 1 mola C = 12 g

Objętość 1 mola dowolnego gazu w warunkach normalnych wynosi 22,4 dm^3.

Jest to tak zwana reakcja półspalania.

Odczytajmy ten zapis:

2 atomy węgla reagują z 1 (dwuatomową) cząsteczką tlenu, w wyniku czego powstają 2 cząsteczki tlenku węgla(II).

Lub uwzględniając pojęcie „mol":

2 mole atomów węgla reaguje z 1 molem (dwuatomowych) cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstają 2 mole cząsteczek tlenku węgla(II).

Można powiedzieć, że stosunek substratów (węgla i tlenu) wynosi 2:1, czyli tlenu jest dwukrotnie mniej niż w przypadku poprzedniej reakcji.

W rzeczywistości oba procesy zachodzą równocześnie. W każdym procesie spalania węgla powstaje zarówno CO_2, jak i CO. Od ilości tlenu zależy, którego gazu powstanie więcej. Przy dużym nadmiarze tlenu powstająca ilość CO jest znikoma.

Obliczmy, ile dm^3 tlenu odmierzonego w warunkach normalnych potrzeba, aby spalić 6 g węgla.

W przypadku spalania całkowitego możemy ułożyć następującą proporcję:

Spalanie całkowite: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

Z równania reakcji: 1 mol C — 1 mol O_2
12 g C — 22,4 dm^3 O_2

Z treści zadania: 6 g C — x dm^3 O_2

$$x = \frac{6\ g \cdot 22{,}4\ dm^3}{12\ g} = 11{,}2\ dm^3$$

Natomiast w przypadku półspalania proporcja będzie wyglądać następująco:

Półspalanie: $2C + O_2 \rightarrow 2CO$

Z równania reakcji: 2 mole C — 1 mol O_2
2 · 12 g C — 22,4 dm^3 O_2

Z treści zadania: 6 g C — x dm^3 O_2

$$x = \frac{6\ g \cdot 22{,}4\ dm^3}{2 \cdot 12\ g} = 5{,}6\ dm^3$$

Odp.: Aby spalić całkowicie [do tlenku węgla(IV)] 6 g węgla, potrzeba 11,2 dm^3 tlenu, natomiast aby spalić do tlenku węgla(II) 6 g węgla, potrzeba tylko 5,6 dm^3 tlenu.

Otrzymane dane można przedstawić na wykresie, aby uświadomić uczniom różnice w ilości tlenu potrzebnego do spalenia węgla.

ĆWICZENIE 85.

Tlenek węgla(II) jest gazem palnym, który na powietrzu pali się niebieskim płomieniem, tworząc tlenek węgla(IV).

Zapisz w zeszycie równanie reakcji. Uzgodnij je.

$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$

Węgiel kopalny jest mieszaniną różnych związków, dlatego też podczas jego spalania powstaje nie tylko tlenek węgla(IV) i tlenek węgla(II), ale również inne związki, np. tlenki siarki, tlenki azotu, pyły. Związki te przyczyniają się do zanieczyszczenia naszego środowiska, dlatego węgiel kamienny coraz rzadziej wykorzystujemy w gospodarstwach domowych.

Węgle kopalne oraz syntetyczne znalazły różnorodne zastosowania, nie tylko jako opał.

ZASTOSOWANIE WĘGLI KOPALNYCH

SZUNGIT
- przemysł chemiczny

WĘGIEL BRUNATNY
- jako opał

ANTRACYT
- jako opał
- do wyrobu elektrod
- w przemyśle:
  - hutniczym
  - chemicznym
  - gumowym

WĘGIEL KAMIENNY
- jako opał
- do otrzymywania:
  - gazu koksowniczego
  - koksu
  - smoły węglowej

TORF
- dawniej jako opał
- w medycynie:
  - kąpiele borowinowe
  - preparaty torfowe
- w ogrodnictwie:
  - nawozy
  - doniczki

SCHEMAT 4.2. Zastosowanie węgli kopalnych.

Zastosowanie węgla drzewnego:

- adsorbent w filtrach wodnych i gazowych

- paliwo do grilla

- składnik czarnego prochu strzelniczego

- do rysowania

- w medycynie (lekarstwo na zatrucia pokarmowe, biegunki)
- w przemyśle spożywczym barwnik (E153): soków owocowych, dżemów, żelków lukrecji

ĆWICZENIE 86.

Poszukaj informacji o zastosowaniu koksu. Wyjaśnij, dlaczego zamiast węgla kamiennego używa się koksu.

Koks jest stosowany jako opał w wielkich piecach hutniczych, a także jako wysokiej jakości paliwo do opalania kotłów grzewczych w gospodarstwach domowych lub zakładach przemysłowych.

ĆWICZENIE 87.

W dostępnych źródłach znajdź mapę konturową Polski lub przerysuj schematycznie do zeszytu mapę zamieszczoną poniżej. Zaznacz na niej złoża węgla kamiennego, brunatnego oraz torfowiska.

- Węgiel kamienny
- Węgiel brunatny
- Torfowiska

Porównaj występowanie węgla brunatnego z poziomem zanieczyszczeń powietrza tlenkiem węgla(IV).

Czy informacja, że podczas transportu kolejowego węgiel brunatny (ponieważ jest mokry i zapopielony) zbija się w jednolitą masę trudną do rozładowania (a zimą zamarza), może być pomocna w wyjaśnieniu, dlaczego tereny, na których występuje, mają zanieczyszczone powietrze?

Torfowce

domena	eukarionty
królestwo	rośliny
gromada	mchy
klasa	torfowce
rząd	torfowce
rodzina	torfowcowate
rodzaj	torfowiec

Przykładowe gatunki
torfowiec bałtycki (*Sphagnum balticum*)
torfowiec błotny (*Sphagnum palustre*)
torfowiec brodawkowaty (*Sphagnum papillosum*)
torfowiec brunatny (*Sphagnum fuscum*)
torfowiec cieniutki (*Sphagnum tenellum*)
torfowiec czerwonawy (*Sphagnum rubellum*)
torfowiec Dusena (*Sphagnum majus*)
torfowiec frędzlowaty (*Sphagnum fimbriatum*)
torfowiec Girgensohna (*Sphagnum girgensohnii*)
torfowiec jednoboczny (*Sphagnum subsecundum*)
torfowiec pierzasty (*Sphagnum subnitens*)
torfowiec pięciorzędowy (*Sphagnum quinguefarium*)
torfowiec płowy (*Sphagnum subfulvum*)
torfowiec pogięty (*Sphagnum flexuosum*)
torfowiec pokrewny (*Sphagnum affine*)
torfowiec nastroszony (*Sphagnum squarrosum*)
torfowiec kończysty (*Sphagnum fallax syn. S. recurvum*)

Torfowce przystosowują się do środowiska naturalnego w ten sposób, że ich liście wykształciły dwa rodzaje komórek, z których jedne są odpowiedzialne za proces fotosyntezy, drugie zaś za gromadzenie wody. Ponadto torfowce nie posiadają chwytników i tkanki przewodzącej.

Wszystkie 36 gatunków torfowców, które występują w Polsce, znajduje się pod ochroną. Dwa z nich, torfowiec nastroszony (*Sphagnum squarrosum*) i torfowiec kończysty (*Sphagnum fallax syn. S. recurvum*), znajdują się pod ochroną częściową, pozostałe zaś pod ochroną ścisłą.

ĆWICZENIE 88.

Roślinami najczęściej występującymi na torfowiskach są mchy, należące do klasy torfowców (łac. *Sphagnopsida*).

Na podstawie dostępnych źródeł podaj dane systematyczne torfowców (domenę, królestwo, gromadę, itp.).

Wypisz przynajmniej kilka ich gatunków.

Zwróć uwagę na gatunki, które są w Polsce pod całkowitą ochroną.

W zeszycie opisz przystosowanie torfowca do życia w swoim środowisku.

Interdyscyplinarne powiązania chemii z biologią stanowią istotną część procesu nauczania.

1. Niniejszy podrozdział jest przykładem korelacji międzyprzedmiotowej, dlatego być może dobrym rozwiązaniem byłoby przygotowanie odpowiedniej lekcji wspólnie z nauczycielami geografii i biologii. Innym rozwiązaniem jest również przygotowanie tej lekcji przez uczniów w postaci projektu.
2. Z punktu widzenia chemii, najważniejszym elementem tego podrozdziału jest wprowadzenie pojęć reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego, które będą potrzebne podczas omawiania procesu spalania węglowodorów.

1. Celem podrozdziału jest ukazanie różnorodności niemetali. O ile bowiem metale charakteryzują się wyraźnymi cechami wspólnymi, o tyle niemetale są pozbawione takich cech dystynktywnych.
2. Nie należy wymagać, aby uczniowie znali na pamięć właściwości i sposoby zastosowania poszczególnych niemetali.
3. Podane doświadczenia to jedynie propozycje do wykonania, dlatego nie wszystkie muszą zostać przeprowadzone. Im więcej z nich uda się jednak zrealizować nauczycielowi, tym lepiej.
4. Zawarte w tym podrozdziale ćwiczenia oraz informacje o właściwościach i zastosowaniu niemetali uczniowie mogą samodzielnie przeczytać i uzupełnić w domu.

NAPOMNIJ GŁUPIEGO –
ZAPALI SIĘ JAK SIARKA!

PRZYSŁOWIE KARAIMSKIE

4.5. KTÓRE JESZCZE PIERWIASTKI TO NIEMETALE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

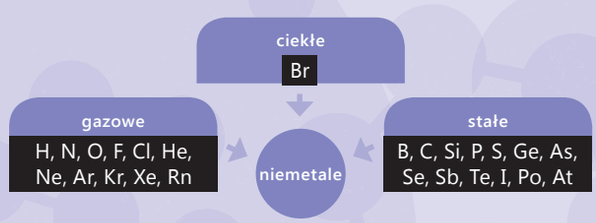
Przypomnij sobie:

- definicje pojęć: metal, niemetal, pierwiastek, wiązanie atomowe; różnice pomiędzy metalami i niemetalami; właściwości i zastosowanie: wodoru, azotu, tlenu, gazów szlachetnych, węgla;
- sposób badania właściwości metali i niemetali; tworzenie wzorów strukturalnych i sumarycznych; sposób zapisywania konfiguracji elektronowej.

Pierwiastkowe niemetale występują w 3 stanach skupienia.

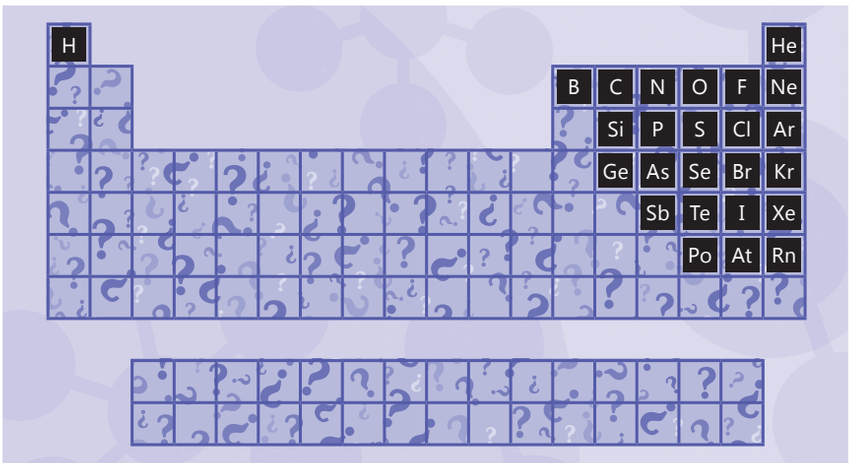
ĆWICZENIE 89.

Przerysuj schemat do zeszytu. Uzupełnij go, wpisując symbole niemetali w odpowiednie pola:



ĆWICZENIE 90.

W układzie okresowym pierwiastków umieszczono symbole zarówno metali, jak i niemetali. Przerysuj schemat do zeszytu i uzupełnij go, wpisując w odpowiednie miejsca symbole niemetali.

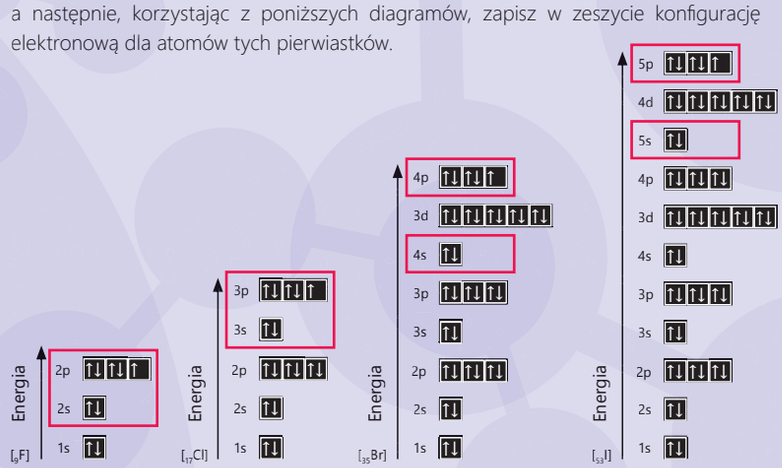


W układzie okresowym jest 25 pierwiastków – niemetali. Część z nich została już omówiona w poprzednich rozdziałach. Teraz zbadamy kolejne.

Fluorowce

ĆWICZENIE 91.

Odszukaj w układzie okresowym następujące pierwiastki: fluor, chlor, brom i jod, a następnie, korzystając z poniższych diagramów, zapisz w zeszycie konfigurację elektronową dla atomów tych pierwiastków.



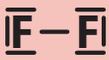
Czy zauważasz jakieś podobieństwa w konfiguracji elektronowej pierwiastków z tej samej grupy układu okresowego?

Wszystkie omawiane pierwiastki posiadają jeden niesparowany elektron na najdalej oddalonym od jądra orbitalu p. Ponadto każdy z tych pierwiastków posiada siedem elektronów walencyjnych.

Piktogramy fluoru.

F_2

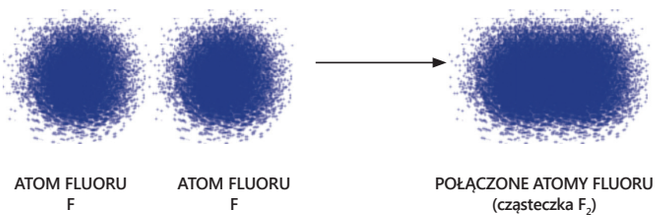
Wzór sumaryczny cząsteczki fluoru.



Wzór strukturalny cząsteczki fluoru.

Fluor jest **żółtozielonym**, silnie trującym **gazem** o ostrym zapachu. Występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek F_2.

Przypomnijmy sobie, jak powstają cząsteczki dwuatomowe. Najpierw zbliżają się do siebie 2 atomy fluoru. W pewnej niewielkiej odległości ich chmury elektronowe nakładają się na siebie. Powoduje to powstanie oddziaływania, które prowadzi do obniżenia energii układu. W ten sposób tworzy się wiązanie chemiczne, które nazywa się wiązaniem kowalencyjnym (atomowym).



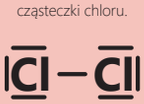
RYSUNEK 4.3. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów fluoru.

CHLOR SKROPLONY

Piktogramy chloru.

Cl_2

Wzór sumaryczny cząsteczki chloru.



Wzór strukturalny cząsteczki chloru.

Chmura elektronowa każdego z atomów fluoru składa się z 7 elektronów walencyjnych mogących tworzyć wiązania. 6 z nich jest sparowana (tworzą 3 pary) i w przypadku łączenia się 2 atomów fluoru nie biorą udziału w tworzeniu wiązania. W wyniku zbliżenia się atomów nakładają się chmury elektronowe z 1 niesparowanym elektronem w każdym atomie. Na skutek połączenia atomów nastąpiło uwspólnienie obszarów z elektronami. Od tej pory oba atomy połączone wiązaniem kowalencyjnym (atomowym) będą korzystać wspólnie z obu elektronów. W wyniku połączenia się atomów fluoru powstała cząsteczka fluoru – F_2.

Fluor jest najaktywniejszym z niemetali, ponieważ ma największą elektroujemność (tworzy związki z większością pierwiastków, nawet z gazami szlachetnymi). Został on odkryty przez Henriego Moissana [auriego młasana] w 1886 roku. Moissan za swoje odkrycie otrzymał Nagrodę Nobla w 1906 roku.

Kolejnym fluorowcem jest **chlor** – **żółtozielony gaz** o nieprzyjemnym, duszącym zapachu, silnie trujący! (Podczas I wojny światowej był stosowany jako gaz bojowy). Obecnie chlor, ze względu na właściwości bakteriobójcze, jest używany do uzdatniania wody do celów spożywczych.

Konfiguracja elektronowa chloru (układ elektronów w chlorze) jest podobna do konfiguracji fluoru, dlatego również chlor występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych Cl_2.

ĆWICZENIE 92.

Fluor i chlor są gazami. Porównaj ich gęstość do gęstości powietrza (zobacz: podrozdział 3.1.).

Aby porównać gęstość gazów, porównujemy ich masy molowe. Masa 1 mola F_2 = 38 g; masa 1 mola Cl_2 = 71 g; masa 1 mola powietrza = 29 g. Fluor i chlor są cięższe od powietrza.

Chlor jest nieco mniej aktywny niż fluor, lecz nadal jest bardzo reaktywny.

DOŚWIADCZENIE 57.

WYKONANIE

Do probówki z tubusem bocznym wsyp niewielką ilość manganianu(VII) potasu. Za pomocą wkraplacza dodaj stężony kwas solny. Zbierz wydzielający się gaz (chlor) w probówkach (zastanów się, jak ustawić probówki – czy chlor jest lżejszy, czy cięższy od powietrza).

Zbadaj właściwości fizyczne chloru (stan skupienia, kolor, zapach, rozpuszczalność w wodzie, gęstość względem powietrza, wpływ na rośliny).

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

W wyniku reakcji wydziela się gaz o żółtozielonej barwie. Gaz ten posiada charakterystyczną woń, przypominającą zapach wody w basenie. Po opuszczeniu probówki, gaz opada. Badana substancja rozpuszcza się w wodzie oraz działa niszcząco na rośliny.

Chlor jest żółtozielonym, toksycznym gazem. Jest cięższy od powietrza i rozpuszcza się w wodzie.

Jednymi z bardziej spektakularnych reakcji są reakcje spalania metali w chlorze.

ZAPAMIĘTAJ

SPALANIE – reakcja chemiczna z wydzieleniem ciepła i światła.

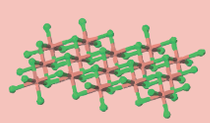
DOŚWIADCZENIE 58.

WYKONANIE

Wszystkie doświadczenia z chlorem prowadź pod dygestorium!

Do kolby stożkowej z chlorem wprowadź rozżarzony metal (opiłki żelaza, miedziany drut lub sód).

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



Fragment siatki krystalicznej związku powstającego w wyniku reakcji chloru i miedzi, tj. chlorku miedzi(II).

Badane metale po zanurzeniu w chlorze uległy spaleniu.

W chlorze spalają się niektóre metale. Reakcja, która wtedy zachodzi, jest reakcją syntezy.

Piktogramy chlorku miedzi(II).

Poprawny wzór strukturalny chlorku miedzi(II):

$Cl^- Cu^{2+} Cl^-$.

Czasami zapisywany błędnie jako:

Cl—Cu—Cl.

Zaszła reakcja syntezy (łączenia się). Chlor połączył się z metalem (dalsze rozważania będziemy prowadzić, zakładając, że metalem tym była miedź).

Przyglądając się konfiguracji elektronowej atomu chloru, można zauważyć, że spośród 7 elektronów walencyjnych tylko 1 jest niesparowany, a pozostałe 6 tworzy 3 pary elektronowe. Aby uzyskać bardziej korzystną i trwalszą konfigurację elektronową, w której wszystkie elektrony będą sparowane, atomowi chloru brakuje 1 elektronu. Gdy atom miedzi utraci swoje 2 elektrony walencyjne, również uzyska trwalszą konfigurację elektronową. Konsekwencją odłączenia 2 elektronów od atomu miedzi jest powstanie niedoboru elektronów w odniesieniu do liczby protonów, a co za tym idzie dodatniego ładunku wypadkowego. W ten sposób powstał dodatni jon miedzi (dwudodatni kation) Cu^{2+}:

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-.$$

Efektem przyjęcia elektronu przez atom chloru jest powstanie nadmiaru ładunku ujemnego w stosunku do ładunku protonów w jądrze. W ten sposób powstał ujemny jon (anion) chloru Cl^-:

$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-.$$

Aby liczba oddanych i przyjętych elektronów zgadzała się w reakcji, na każdy atom miedzi oddający 2 elektrony muszą przypadać 2 atomy chloru przyjmujące po 1 elektronie. Najmniejsza elektrycznie obojętna część sieci krystalicznej składa się z kationu miedzi i 2 anionów chloru: $Cl^- Cu^{2+} Cl^-$. Jest to wzór strukturalny powstałej substancji. Jony o przeciwnych znakach („+" i „–") przyciągają się siłami elektrostatycznymi i tworzą wiązanie jonowe. W ten sposób powstaje substancja chemiczna o wzorze sumarycznym $CuCl_2$.

Równanie reakcji przyjmuje postać:

$$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2.$$

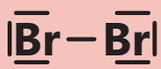
Odczytujemy je następująco: 1 mol atomów miedzi reaguje z 1 molem cząsteczek chloru i powstaje 1 mol chlorku miedzi(II).

BROM

Piktogramy bromu.

Br_2

Wzór sumaryczny cząsteczki bromu.



Wzór strukturalny cząsteczki bromu.

Brom jest jedynym ciekłym (w temperaturze pokojowej) niemetalem w układzie okresowym. Jest **brunatnoczerwoną cieczą** o ostrym, nieprzyjemnym zapachu. W dużych ilościach czysty brom jest silnie toksyczny. Tak jak fluor i chlor występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych – Br_2.

DOŚWIADCZENIE 59.

WYKONANIE

Wszystkie doświadczenia z bromem prowadź pod dygestorium!

Pracuj w rękawicach i okularach ochronnych.

Zamontuj w statywie za pomocą łapy dużą probówkę. Podłóż pod nią zlewkę z piaskiem, a następnie do probówki wprowadź około 2 cm^3 bromu. Na koniec wrzuć małą łyżeczkę wiórków glinu.

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

Po chwili zachodzi gwałtowna reakcja, podczas której z probówki są wyrzucane płonące opiłki glinu.

Glin łączy się z bromem w wyniku reakcji syntezy.

Kolejnym niemetalem z 17. grupy układu okresowego jest **jod**.

DOŚWIADCZENIE 60.

WYKONANIE

Jod brudzi ręce, więc pracuj w rękawicach ochronnych.

Zbadaj właściwości fizyczne jodu (stan skupienia, kolor, twardość, przewodzenie prądu, przewodzenie ciepła, rozpuszczalność w wodzie).

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

JOD

Piktogramy jodu.

I_2

Wzór sumaryczny cząsteczki jodu.

Wzór strukturalny cząsteczki jodu.

Jod jest ciałem stałym o krystalicznej budowie. Jest kruchy i słabo rozpuszcza się w wodzie. Nie przewodzi prądu elektrycznego.

Doświadczenie potwierdza, że jod jest niemetalem.

DOŚWIADCZENIE 61.

WYKONANIE

Wsyp na dno wysokiej zlewki kilka kryształków jodu, a następnie przykryj zlewkę kolbą okrągłodenną z zimną wodą. Całość umieść na trójnogu i siatce ceramicznej.

Ogrzewaj zawartość zlewki przez kilka minut, a następnie wyłącz palnik i pozostaw całość do ostygnięcia.

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

Kryształki jodu powstałe w wyniku resublimacji.

W wyniku ogrzewania zawartości zlewki, naczynie wypełniło się fioletowymi parami. Po ostygnięciu na dnie kolby osadziły się ciemne kryształki.

W wyniku ogrzewania jod ulega sublimacji.
Pary jodu, ochładzając się, ulegają resublimacji.

W parownicy zaszła burzliwa reakcja, w wyniku której wydzieliły się fioletowe pary.

Jod reaguje z magnezem w obecności wody. Jest to reakcja silnie egzotermiczna, co sprawia, że część jodu sublimuje.

Siarka jest żółtą i połyskliwą substancją o krystalicznej budowie. Jest krucha, nie przewodzi prądu elektrycznego i słabo przewodzi ciepło.

Siarka nie spełnia cech metalu – jest zatem niemetalem.

DOŚWIADCZENIE 62.

WYKONANIE

Przygotuj dwa moździerze. W pierwszym utrzyj niewielką ilość magnezu. W drugim utrzyj jod. Zmieszaj obie utarte substancje w parowniczce. Dodaj kilka kropli wody.

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

Z powyższych doświadczeń wynika, że fluorowce są bardzo reaktywne i dość gwałtownie reagują z metalami, tworząc związki chemiczne o wiązaniach jonowych.

Kolejnym fluorowcem (tj. pierwiastkiem należącym do 17. grupy układu okresowego) jest **astat**. Pierwiastek ten otrzymano w 1940 roku w ośrodku naukowym w Berkeley [berkli] – bombardując ^{209}Bi cząstkami alfa. Interesujące, że istnienie tego pierwiastka przewidział Mendelejew. W układzie okresowym pozostawił dla niego puste miejsce oraz nadał mu nazwę eka-jod.

Ze względu na krótki czas połowicznego rozpadu astatu (dla najtrwalszego izotopu wynosi on nieco ponad 8 godzin) niewiele wiadomo o jego właściwościach.

Niemetale z 16. grupy.

SIARKA

Piktogram siarki.

P: 2 e
U: 2, 4, 6s e

^{16}S

siarka

TLENOWCE

W układzie okresowym niemetale występują też w 16. grupie (tlenowcach). Charakter chemiczny pierwiastków z tej grupy zmienia się od typowego niemetalu – tlenu – po metaliczny polon. Z uwagi na fakt, że właściwości tlenu omawialiśmy w rozdziale 3.3., zbadajmy teraz właściwości siarki.

DOŚWIADCZENIE 63.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości fizyczne siarki (kolor, twardość, przewodzenie prądu, przewodzenie ciepła).

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

DOŚWIADCZENIE 64.

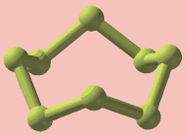
WYKONANIE

Prace z toluenem wykonaj pod dygestorium; nie używaj otwartego ognia, gdyż toluen jest łatwopalny.

1. Do probówki z zimną wodą wsyp łyżeczkę siarki i wymieszaj zawartość. Przeprowadź obserwacje. Następnie ogrzej zawartość probówki we wrzącej łaźni wodnej. Ponownie poczyń obserwacje.
2. Do probówki nalej około 3 cm^3 toluenu oraz wsyp łyżeczkę siarki i wymieszaj zawartość. Przeprowadź obserwacje. Następnie ogrzej zawartość probówki we wrzącej łaźni wodnej. Ponownie poczyń obserwacje.
3. Pozostaw probówkę z siarką i toluenem do ostygnięcia. Przeprowadź obserwacje.

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

W cząsteczce siarki o wzorze sumarycznym S_8 atomy łączą się w pierścień.



1. Zarówno w niskiej, jak i w wysokiej temperaturze siarka nie uległa rozpuszczeniu w wodzie.
2. W niskiej temperaturze siarka słabo rozpuszcza się w toluenie, natomiast w wysokiej temperaturze jest dobrze rozpuszczalna w toluenie. W wyniku reakcji powstaje żółty roztwór.
3. Po ostygnięciu roztworu, wydzieliły się kryształy.

Siarka jest trudno rozpuszczalna w wodzie, natomiast dobrze rozpuszczalna w toluenie.

Siarka to **żółte, kruche ciało stałe**, nie przewodzi prądu elektrycznego ani ciepła. Z tego wynika, że jest niemetalem.

Siarka nie rozpuszcza się w wodzie, natomiast na gorąco rozpuszcza się w toluenie.

DOŚWIADCZENIE 65.

WYKONANIE

Umieść drobną siarkę (pył siarkowy) w probówce, dodaj wodę oraz płyn do prania. Wytrząsaj zawartość przez kilka chwil.

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

Siarka unosi się na powierzchni wody. Po dodaniu środka spieniającego i wstrząśnięciu, jest wynoszona w pianie nad powierzchnię wody.

Siarka unosi się na wodzie. Efekt ten jest jeszcze lepiej widoczny po dodaniu płynu do prania. Ta właściwość siarki jest wykorzystywana przy jej wydobywaniu ze złóż (omawiana metoda nosi nazwę flotacji).

W ten sposób można oddzielić siarkę od zanieczyszczeń. Metoda ta jest nazywana flotacją.

Siarka występuje w kilku odmianach alotropowych, zbudowanych z pierścieni zawierających 6, 7, 8, 9–15, 18, a nawet 20 atomów. W najbardziej trwałych odmianach alotropowych pierścienie zbudowane są z ośmioatomowych cząsteczek. Wzór siarki to S_8.

DOŚWIADCZENIE 66.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonaj pod dygestorium.

Przygotuj kolbę stożkową wypełnioną tlenem. Na łyżeczce do spalań umieść odrobinę piasku, a następnie niewielką ilość siarki. Zapal siarkę w płomieniu palnika i zanurz ją w naczyniu z tlenem.

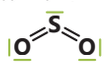
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Siarka pali się w tlenie jasnoniebieskim płomieniem.

Siarka jest palna.

Siarka spala się w tlenie niebieskim płomieniem, wydzielając gryzący i duszący dym. Produktem spalania jest tlenek siarki(IV). Z nazwy związku wynika, że siarka jest w nim czterowartościowa. Oznacza to, że może wytworzyć 4 wiązania, natomiast atom tlenu jest dwuwartościowy: wzór strukturalny przyjmuje postać:



stąd wzór sumaryczny to SO_2.

Równanie reakcji spalania siarki w tlenie: $S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2$.

Tlenek siarki(IV) jest jedną z substancji zanieczyszczających powietrze (jak już wiemy, powstaje także przy spalaniu węgla kopalnego).

DOŚWIADCZENIE 67.

WYKONANIE

Przygotuj zlewkę z zimną wodą. Nasyp do dużej probówki, do około 1/3 jej pojemności, sproszkowanej siarki a następnie, trzymaj probówkę w drewnianej łapie i ogrzewaj w płomieniu palnika. Gdy cała siarka stopi się i przyjmie barwę brunatnoczerwoną, z wysokości około 30 cm przelej zawartość probówki do zlewki z zimną wodą.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Wpadając do zimnej wody ciecz zastyga, pozostaje jednak plastyczna i sprężysta.

Odmiany alotropowe selenu.

W wyniku reakcji powstała siarka plastyczna.

Piktogramy selenu.

Powyżej temperatury topnienia (118,9°C) siarka tworzy jasnożółtą, ruchliwą ciecz. Wraz z dalszym ogrzewaniem ciecz gęstnieje i zmienia barwę na ciemnobrązową. W temperaturze 187°C osiąga ona maksymalną lepkość. Przy dalszym ogrzewaniu siarka staje się znów płynna i osiąga punkt wrzenia w temperaturze 444,6°C.

Gdy szybko schłodzimy siarkę mającą postać jasnożółtej ruchliwej cieczy, otrzymamy tzw. siarkę plastyczną – bezpostaciową, prawie czarną masę, o właściwościach podobnych do plasteliny (stąd nazwa). Ta forma siarki nie jest trwała.

Pary siarki w temperaturze wrzenia składają się z cząsteczek S_8 i S_6. W wyniku ich dalszego ogrzewania cząsteczki stają się coraz mniejsze. W temperaturze 800°C para siarki składa się już tylko z cząsteczek dwuatomowych S_2.

Jeżeli szybko ochłodzimy pary siarki, to skondensują się one do postaci tzw. kwiatu siarczanego.

ĆWICZENIE 93.

Oblicz masę cząsteczkową następujących cząsteczek: S_2 i S_8.

S_2 $m_{S_2} = 32u \cdot 2 = 64u$

S_8 $m_{S_8} = 32u \cdot 8 = 256u$

W grupie 16. kolejnym niemetalem jest **selen** występujący w 3 odmianach alotropowych. Jego właściwości chemiczne są podobne do właściwości siarki. Selen jest jednym z mikroelementów niezbędnych człowiekowi.

Tellur jest **srebrzystobiały** i kruchy. Wdychanie jego pyłu i pary jest szkodliwe. Drażnią one także oczy.

TELLUR

Piktogram telluru.

Fosfor jest czerwonym, nieregularnym w budowie proszkiem. Nie jest rozpuszczalny w wodzie i nie przewodzi prądu elektrycznego. W tlenie spala się on jasnym płomieniem, wydzielając duże ilości białego, gryzącego dymu.

AZOTOWCE

W 15. grupie układu okresowego niemetalami są azot i fosfor. Właściwości azotu zostały omówione w podrozdziale 3.5.

DOŚWIADCZENIE 68.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości fizyczne czerwonego fosforu (kolor, twardość, przewodzenie prądu, przewodzenie ciepła, rozpuszczalność w wodzie, spalanie w tlenie).

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

Odmiany alotropowe fosforu: fosfor biały, czerwony, fioletowy i czarny.

Piktogram fosforu.

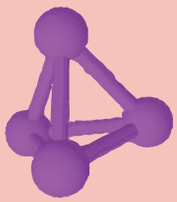
Fosfor jest niemetalem. Jest substancją palną.

Fosfor występuje w 4 odmianach alotropowych o różnych właściwościach.

WĘGLOWCE

ĆWICZENIE 94.

Znajdź w dostępnych źródłach informacje o krzemie. Na tej podstawie omów jego właściwości.



Model cząsteczki fosforu białego P_4.

Krzem jest szarym, krystalicznym niemetalem, znajdującym się w układzie okresowym pierwiastków w 14. grupie i 3. okresie. Jego krystaliczna forma jest wykorzystywana w elektronice. Jest wyjątkowo rozpowszechniony w przyrodzie. Występuje w niej w postaci związków chemicznych krzemionki, krzemianów oraz glinokrzemianów, które to substancje są składnikami skał.
Tworzy liczne związki chemiczne, łącząc się w łańcuchy z innymi atomami krzemu, tlenu i azotu.

JADĄ DO POLSKI
DESKI I SZYNY,
WAPNO I CEMENT,
SZKŁO I MASZYNY.
AUTA I DŹWIGI,
BRĄZY, MARMURY
BY STANĄŁ PIĘKNY
PAŁAC KULTURY.

ROMAN PISARSKI, „ROŚNIE W WARSZAWIE PAŁAC KULTURY"

4.6. JAKĄ ROLĘ W NASZYM ŻYCIU ODGRYWAJĄ METALE I NIEMETALE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: metal, niemetal, elektroujemność;**
- **jak zachowują się metale i niemetale w reakcjach chemicznych.**

Podział na metale i niemetale nie dotyczy tylko pierwiastków. Właściwości metaliczne mają także stopy metali, natomiast niemetalami są np.: szkło, celuloza, kauczuk, PCV.

Pałac Kultury i Nauki w Warszawie.

ĆWICZENIE 95.

Z wiersza Romana Pisarskiego zamieszczonego nad tytułem rozdziału wypisz do zeszytu nazwy przedmiotów wykonanych z metali i niemetali.

METAL	NIEMETAL
szyny, brąz, maszyny, auta, dźwigi	deski, wapno, cement, szkło, marmur

Podstawą klasyfikacji metali jest posiadanie przez nie tak zwanych cech definicyjnych*.

* Cechy definicyjne – to cechy, które mają wszystkie egzemplarze danego pojęcia.

ĆWICZENIE 96.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Wpisz w odpowiednie rubryki cechy, jakie musi mieć substancja (cechy definicyjne), by można ją było uznać za metal. Po prawej stronie dopisz przykłady wykorzystania danej cechy metalu w życiu codziennym.

Cechy definicyjne* metalu	Przykłady wykorzystania w życiu codziennym danej cechy metalu
połysk	elementy dekoracyjne, zwierciadła, biżuteria
przewodnictwo prądu	przewody elektryczne, urządzenia elektryczne
przewodnictwo ciepła	grzejniki, wymienniki ciepła
kowalność	narzędzia, ogrodzenia, biżuteria

Wszystkie metale mają 4 cechy: kowalność, przewodnictwo prądu, przewodnictwo ciepła, połysk.

Niektóre metale mają właściwości magnetyczne. Są twarde, mają wysokie temperatury topnienia. Nie są to cechy definicyjne, ponieważ nie wszystkie metale je mają.

Wszystkie metale cechuje kowalność, przewodnictwo prądu elektrycznego, przewodnictwo ciepła, a także połysk. Inne cechy nie dotyczą wszystkich metali (nie są definicyjne), jednak często właściwości te są wykorzystywane. Na przykład ciekły stan skupienia rtęci, jej niska temperatura krzepnięcia (–38,38°C) i dobra rozszerzalność cieplna są wykorzystywane w termometrach.

Nagrzewanie metali pod wpływem przepływu prądu elektrycznego o określonym natężeniu jest wykorzystywane w bezpiecznikach topikowych. Powyżej określonego natężenia prądu bezpiecznik się przepala i przerywa przepływ prądu.

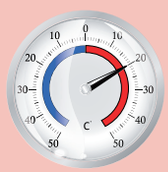
Właściwości magnetyczne metali wykorzystuje się przy oddzielaniu złomu metali żelaznych od nieżelaznych, a także w zamknięciach (lodówek, torebek, portfeli), również w elementach magnetycznych silników i czujników oraz innych przyrządów, np. kompasów.

Termometr lekarski.

Bezpiecznik topikowy, nazywany potocznie "korkiem".

Umiejętność poprawnego konstruowania definicji jest nieodzowna na poziomie gimnazjum. W związku z tym kwalifikowanie cech danej substancji do cech definicyjnych określonej kategorii jest podstawową umiejętnością gimnazjalisty.

Bezpiecznik topikowy stosowany w sprzęcie elektronicznym.



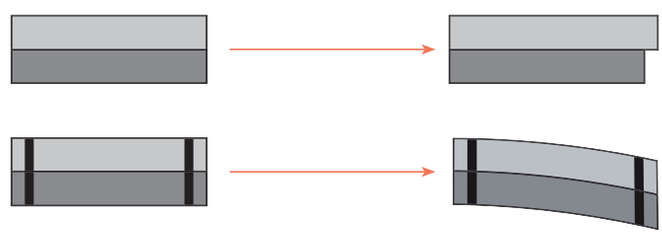
Termometr – jego wskazówka jest poruszana za pomocą termobimetalu (widocznego w środku tarczy, przy wskazówce).

Kompas magnetyczny.

W życiu codziennym możemy zaobserwować rozszerzalność cieplną metali, np.:

- rurociągi co kilkaset metrów mają specjalne wygięcia w kształcie litery U, dzięki którym można uniknąć skutków rozszerzalności cieplnej metali; gdyby zbyt długie fragmenty rurociągów były liniami prostymi, rozszerzanie i kurczenie metalu powodowałoby znaczne odkształcenia, co prowadziłoby do częstych awarii;
- kable elektryczne i telefoniczne w instalacjach napowietrznych zmieniają swoją długość (zimą są bardziej naciągnięte i wiszą wyżej, a latem niżej);
- metalowe przedmioty, zmieniając swoją objętość, mogą powodować szmery i trzaski słyszalne podczas ich użytkowania.

Szczególne zastosowanie rozszerzalność cieplna znajduje w płytkach bimetalowych. Bimetal termiczny to element powstały poprzez trwałe połączenie dwóch metali o różnym współczynniku rozszerzalności cieplnej. Bimetale termiczne stosuje się w wyłącznikach temperaturowych (np. żelazkach, płytach grzewczych, lodówkach), w termometrach stosowanych np. w piekarnikach oraz w kierunkowskazach samochodowych i innych urządzeniach.



RYSUNEK 4.4. Rozszerzalność cieplna płytek bimetalowych.

Zasada działania bimetalu termicznego jest następująca: górna warstwa ma większy współczynnik rozszerzalności cieplnej, wraz ze wzrostem temperatury ulega większemu wydłużeniu. Cały element wygina się w stronę warstwy o niższym współczynniku rozszerzalności cieplnej. Przy niskiej temperaturze mechanizm działa odwrotnie i bimetal wygina się w przeciwną stronę.

Niemetale nie mają swoich cech definicyjnych. Aby zaliczyć daną substancję do niemetali, wystarczy by nie miała ona tylko **jednej** cechy metali.

Należy zaznaczyć, że popularne pojęcie półmetali, jakkolwiek czasami praktyczne, jest błędem z punktu widzenia nomenklatury chemicznej.

ĆWICZENIE 97.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Wpisz cechy przeciwne do cech definicyjnych metali. Po prawej stronie dopisz, jaka substancja ma te cechy, i podaj przykłady wykorzystania tej cechy w życiu codziennym.

ANTYCECHY DEFINICYJNE METALU	SUBSTANCJA, KTÓRA MA TE CECHY	PRZYKŁADY WYKORZYSTANIA W ŻYCIU CODZIENNYM
brak połysku	bardzo rozdrobnione substancje, talk	powłoki antyrefleksyjne (fotografia i wojsko), powłoki matowe, elementy dekoracyjne, puder
izolator elektryczny	tworzywa sztuczne, drewno	osłony do przewodów elektrycznych, obudowy urządzeń elektrycznych
słaby przewodnik ciepła	styropian, wełna mineralna, szkło	izolacja termiczna, termosy, szyby okienne
kruchość	talk	puder

Większość właściwości poszczególnych niemetali i ich zastosowania zostały omówione w poprzednich rozdziałach.

Warto wspomnieć o jeszcze kilku zastosowaniach niemetali. Reakcja siarki z rtęcią jest wykorzystywana do oczyszczania pomieszczeń z rtęci. Gdy np. rozbije się termometr i wyleje się z niego rtęć (której opary są toksyczne), należy takie miejsce zasypać siarką, która reagując z rtęcią, wytworzy trudno rozpuszczalny w wodzie i nielotny siarczek rtęci(II) i zabezpieczy nas przed skutkami wdychania par rtęci.

Mydło siarkowe stosuje się do leczenia trądziku, łojotoku lub do mycia przetłuszczających się włosów.

Jod ma działanie odkażające, a także jest wykorzystywany do leczenia schorzeń tarczycy. Po katastrofie elektrowni w Czarnobylu, aby uchronić ludność przed przyjęciem dużej dawki promieniowania w postaci promieniotwórczego izotopu jodu, profilaktycznie podano ludziom do picia płyn Lugola, który jest wodnym roztworem jodu i jodku potasu.

Jod wykazuje również charakterystyczne połączenie ze skrobią. Za pomocą jodu w łatwy sposób można stwierdzić obecność skrobi w produktach spożywczych. W połączeniu ze skrobią jod przybiera barwę granatowofioletową.

Poniższa tabela stanowi podsumowanie zdobytych przez uczniów umiejętności, dotyczących chemicznych właściwości metali i niemetali. Najważniejszą informacją, która z niej wynika jest to, że metale w reakcjach chemicznych oddają elektrony, stając się kationami, zaś niemetale w reakcjach chemicznych przyjmują elektrony, stając się anionami.
Jest to podstawowa wiedza, którą uczeń powinien uzyskać po zakończeniu tego działu.

1. Podrozdział ma charakter powtórzeniowo-utrwalający. Umożliwia również praktyczne zastosowanie poznanych wcześniej wiadomości.
2. Nauczyciel powinien znaleźć na lekcji czas na powtórzenie tych wiadomości i umiejętności, których będzie wymagał na sprawdzianie.

Jakie właściwości mają niektóre ciała stałe?

Metale reagują z niemetalami. Nie wchodzą jedynie w reakcje z gazami szlachetnymi. Metale mają tendencję do oddawania elektronów i stawania się kationami, a niemetale mają tendencję do ich przyjmowania i stawania się anionami. W wyniku reakcji metali i niemetali otrzymujemy związki o wiązaniach jonowych.

Ponadto, jak już omówiono w podrozdziale 1.6., metale i niemetale pełnią ważną funkcję – dostarczają człowiekowi **makro-** i **mikroelementów**.

ĆWICZENIE 98.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Na podstawie zdobytych na poprzednich lekcjach informacji uzupełnij ją.

SYMBOLE REAGENTÓW	ZAPIS ODDAWANIA I PRZYJMOWANIA ELEKTRONÓW	WZÓR STRUKTURALNY PRODUKTU	WZÓR SUMARYCZNY PRODUKTU
Mg S_8	$Mg \rightarrow 2e + Mg^{2+}$ $S + 2e \rightarrow S^{2-}$	$Mg^{2+}\ S^{2-}$	MgS
Ag S_8	$Ag \rightarrow e + Ag^{+}$ $S + 2e \rightarrow S^{2-}$	$Ag^{+}\ S^{2-}\ Ag^{+}$	Ag_2S
Fe S_8	$Fe \rightarrow 2e^{-} + Fe^{2+}$ $S + 2e^{-} \rightarrow S^{2-}$	$Fe^{2+}\ S^{2-}$	FeS
Mg O_2	$Mg \rightarrow 2e + Mg^{2+}$ $O + 2e \rightarrow O^{2-}$	$Mg^{2+}\ O^{2-}$	MgO
Ca O_2	$Ca \rightarrow 2e^{-} + Ca^{2+}$ $O + 2e^{-} \rightarrow O^{2-}$	$Ca^{2+}\ O^{2-}$	CaO
Al O_2	$Al \rightarrow 3e + Al^{3+}$ $O + 2e \rightarrow O^{2-}$	$O^{2-}\ Al^{3+}\ O^{2-}\ Al^{3+}\ O^{2-}$	Al_2O_3
Al Br_2	$Al \rightarrow 3e + Al^{3+}$ $Br + e \rightarrow Br^{-}$	Br^{-} Br^{-} Al^{3+} Br^{-}	$AlBr_3$

4.7. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Podaj definicję metalu.
2. Jak odróżnić metale od niemetali?
3. Gdzie w układzie okresowym pierwiastków znajdują się metale?
4. Podaj nazwy pierwiastków: H, O, N, Cl, S, C, P, Si, Na, K, Ca, Mg, Fe, Zn, Cu, Al, Pb, Sn, Ag, Hg. Na podstawie miejsca tych pierwiastków w układzie okresowym zaklasyfikuj je do metali lub niemetali.
5. Opisz właściwości miedzi i żelaza.
6. Jak oddzielić żelazo (stal) od innych substancji?
7. Na podstawie informacji z układu okresowego opisz budowę atomów Fe, Pb, Cu, C, O, S, F, Cl, Br, I.
8. Odczytaj z układu okresowego podstawowe informacje o pierwiastkach: Fe, Pb, Cu, C, O, S, F, Cl, Br, I.
9. Ile neutronów ma izotop bizmutu ^{209}Bi (z atomów tego pierwiastka otrzymano astat podczas bombardowania go cząsteczkami alfa)?
10. Napisz równanie reakcji spalania węgla. Uzgodnij je.
11. Napisz równania powstawania jonów magnezu, wapnia, glinu, żelaza, srebra, tlenu, siarki, bromu.
12. Oblicz masę cząsteczkową i molową fulerenu o wzorze C_{60}.

ODPOWIEDZI

1.

! ZAPAMIĘTAJ

METALE – pierwiastki, które przewodzą prąd elektryczny i ciepło, są kowalne oraz mają charakterystyczny połysk.

NIEMETALE – pierwiastki, które nie mają jednej cechy, dwóch, trzech lub wszystkich wyżej wymienionych cech metali.

2. Aby sprawdzić, czy dana substancja jest metalem, czy niemetalem, trzeba zbadać jej przewodzenie prądu, przewodzenie ciepła, kowalność i połysk. Substancja, która ma wszystkie 4 cechy, jest metalem. Jeśli substancja nie ma jednej z tych cech jest niemetalem.

3. W większości układów okresowych metale znajdują się na niebieskim tle. Pozostałe to niemetale.

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

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

RYSUNEK 4.5. Układ okresowy pierwiastków chemicznych.

Metale znajdują się po lewej stronie układu okresowego – u dołu, a niemetale po prawej stronie układu okresowego – u góry.

4.

	METALE	NIEMETALE	
Na	Sód	H	Wodór
K	Potas	O	Tlen
Ca	Wapń	N	Azot
Mg	Magnez	Cl	Chlor
Fe	Żelazo	S	Siarka
Zn	Cynk	C	Węgiel
Cu	Miedź	P	Fosfor
Al	Glin	Si	Krzem

TABELA 4.3. Klasyfikacja pierwiastków – grupa metali i grupa niemetali.

5. Miedź i żelazo są metalami – mają charakterystyczny połysk, są kowalne, przewodzą prąd elektryczny i ciepło. Miedź ma charakterystyczny miedziany kolor i nie jest przyciągana przez magnes. Żelazo natomiast ma srebrzysty połysk i jest przyciągane przez magnes – jest ferromagnetykiem.

RYSUNEK 4.6. Opiłki żelaza przyciągnięte przez magnes.

6. Aby oddzielić żelazo (stal) od innych substancji, należy wykorzystać jego właściwości ferromagnetyczne, czyli posłużyć się magnesem.

7. Na podstawie danych z układu okresowego można odczytać informacje dotyczące budowy atomów: Fe, Pb, Cu, C, O, S, F, Cl, Br, I.

Nazwa pierwiastka	Symbol	Liczba atomowa	Liczba protonów	Liczba elektronów
ŻELAZO	Fe	26	26	26
OŁÓW	Pb	82	82	82
MIEDŹ	Cu	29	29	29
WĘGIEL	C	6	6	6
TLEN	O	8	8	8
SIARKA	S	16	16	16
FLUOR	F	9	9	9
CHLOR	Cl	17	17	17
BROM	Br	35	35	35
JOD	I	53	53	53

TABELA 4.4. Informacje o budowie atomów wybranych pierwiastków opracowane na podstawie układu okresowego pierwiastków chemicznych.

8. Z układu okresowego można odczytać następujące informacje o pierwiastkach: symbol, nazwę, liczbę atomową (inaczej liczbę porządkową), liczbę protonów w jądrze, liczbę elektronów w chmurze elektronowej, masę atomową, masę molową.

	Symbol	Grupa	Okres	Liczba atomowa	Liczba protonów	Liczba elektronów	Masa atomowa [u]	Masa molowa [g/mol]
żelazo	Fe	8	4	26	26	26	55,85	55,85
ołów	Pb	14	6	82	82	82	207,2	207,2
miedź	Cu	11	4	29	29	29	63,55	63,55
węgiel	C	14	2	6	6	6	12,01	12,01
tlen	O	16	2	8	8	8	16,00	16,00
siarka	S	16	2	16	16	16	32,06	32,06
fluor	F	17	2	9	9	9	19,00	19,00
chlor	Cl	17	3	17	17	17	35,45	35,45
brom	Br	17	4	35	35	35	79,90	79,90
jod	I	17	5	53	53	53	126,90	126,90

TABELA 4.5. Podstawowe informacje o wybranych pierwiastkach opracowane na podstawie układu okresowego pierwiastków chemicznych.

9. Liczbę neutronów oblicza się, odejmując od liczby masowej liczbę atomową (porządkową). Izotop bizmutu ^{209}Bi ma liczbę masową 209, jego liczba atomowa, odczytana z układu okresowego, to 83. Liczba neutronów: 209 – 83 = 126.

10. Węgiel w zależności od ilości dostępnego tlenu spala się zgodnie z następującymi równaniami:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$,

$2C + O_2 \rightarrow 2CO$.

11. Napisz równania powstawania jonów magnezu, wapnia, glinu, żelaza, srebra, tlenu, siarki, bromu:

$Mg \rightarrow 2e^- + Mg^{2+}$,

$Ca \rightarrow 2e^- + Ca^{2+}$,

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

$Fe \rightarrow 2e^- + Fe^{2+}$,

$Ag \rightarrow e^- + Ag^+$,

$O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$,

$S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$,

$Br + e^- \rightarrow Br^-$.

12. Masa atomowa węgla (odczytana z układu okresowego) wynosi 12u, czyli masa cząsteczkowa fulerenu o wzorze C_{60} wynosi: 12u · 60 = 720u.

Masa 1 mola atomów węgla (odczytana z układu okresowego) wynosi 12 g, czyli masa molowa fulerenu wynosi: 12 g · 60 = 720 g/mol.

5. CZY WŁAŚCIWOŚCI ZWIĄZKÓW CHEMICZNYCH ZALEŻĄ OD TYPU WIĄZANIA, W JAKIM WYSTĘPUJĄ?

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

HENRYK J. CHMIELEWSKI, „TYTUS, ROMEK I A'TOMEK"

5.1. DLACZEGO WE WZORZE HCL SYMBOL WODORU PISZEMY NA POCZĄTKU, A WE WZORZE NH_3 NA KOŃCU?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

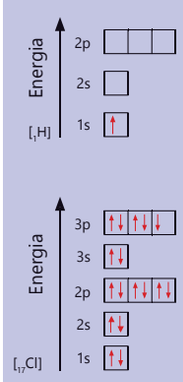
- **definicje pojęć: wiązanie atomowe kowalencyjne, wiązanie atomowe spolaryzowane, elektroujemność;**
- **jak oblicza się różnicę elektroujemności i jak ustala się typ wiązania w zależności od tej różnicy; jak oblicza się gęstość gazu względem powietrza.**

Aby odpowiedzieć na pytanie postawione w tytule rozdziału, musimy porównać budowę cząsteczki HCl (chlorowodoru) i NH_3 (amoniaku, nazwa systematyczna – azan).

Z układu okresowego odczytujemy, że atom wodoru może uwspólniać 1 elektron (jest jednowartościowy). Natomiast atom chloru może uwspólniać 1 elektron, 3 elektrony, 5, 7 elektronów lub przyjmować 1 elektron (chlor wykazuje różne wartościowości w zależności od substancji, z którą reaguje). W reakcji z wodorem chlor jest jednowartościowy – uwspólnia 1 elektron. W wyniku uwspólnienia po 1 elektronie przez atom wodoru i chloru powstaje wiązanie pojedyncze między tymi atomami (tworzy się chmura elektronowa obejmująca oba jądra atomowe).

Gdy chmura elektronowa znajduje się między atomami tego samego pierwiastka, jest tak samo silnie przyciągana przez oba jądra atomowe i znajduje się w równej odległości od nich. Jednak chmura elektronowa tworząca wiązanie w HCl nie zachowuje się tak samo jak chmury elektronowe tworzące wiązania w cząsteczkach H_2 czy Cl_2. Nie powstaje tu więc wiązanie kowalencyjne (atomowe).

Konfiguracja elektronowa atomów wodoru i chloru.



H — H

Wzór strukturalny wodoru.

Cl — Cl

Wzór strukturalny chloru.

H — Cl

Wzór strukturalny chlorowodoru.

Uczniowie powinni potrafić przeprowadzić przedstawiony tutaj tok rozumowania. Mogą jednak potrzebować do tego pomocy nauczyciela. Przypomnienie, jak powstają cząsteczki, jak odczytuje się dane z układu okresowego i jak wykorzystuje się diagramy z rozrysowanymi elektronami, jest zaś niezbędne do zrozumienia tego oraz następnych podrozdziałów.

Wodór: E = 2,20;
chlor: E = 3,16.
E = 3,16 – 2,20 = 0,96.
Jest to wiązanie atomowe spolaryzowane.

Uczniowie powtarzają definicję. Na lekcjach chemii wystarczy im jednak bierna znajomość tego pojęcia.

Ważną i wymagającą utrwalenia informacją jest to, że właściwości związków z tej samej grupy układu okresowego są podobne.

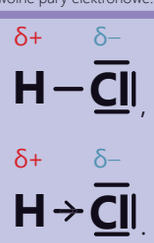
Z rozdziału 1.4. przypomnij sobie pojęcie elektroujemności, a także poznane typy wiązań chemicznych. Chlor jest pierwiastkiem bardziej elektroujemnym niż wodór, dlatego przyciąga silniej niż wodór. Z tego wynika, że chmura elektronowa jest częściowo przesunięta w kierunku atomu chloru. Przemieszczenie chmury elektronowej oznacza również, że następuje częściowe przemieszczenie ujemnego ładunku elektrycznego (którego nośnikiem są elektrony) w stronę pierwiastka o większej elektroujemności, tj. atomu chloru. Reasumując, w cząsteczce chlorowodoru pomiędzy atomem chloru a atomem wodoru powstaje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane).

Zbyt mała różnica pomiędzy elektroujemnością wodoru i chloru powoduje, że nie powstaje wiązanie jonowe.

ĆWICZENIE 99.

Odczytaj z układu okresowego elektroujemność chloru i wodoru. Oblicz różnicę elektroujemności i na tej podstawie określ typ wiązania w cząsteczce chlorowodoru.

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



lub pomijając wolne pary elektronowe:

Polaryzacja wiązania w cząsteczce, a co za tym idzie niesymetrycznie rozłożony w niej ładunek elektryczny, skutkuje tym, że w cząsteczce wytwarzają się 2 bieguny: dodatni i ujemny, lecz jest ona jako całość elektrycznie obojętna. Cząsteczkę tę nazywamy **dipolem**.

ZAPAMIĘTAJ

DIPOL – cząsteczka, w której można wyróżnić 2 bieguny elektryczne.

Związki z wodorem o analogicznej budowie tworzą również pozostałe pierwiastki 17. grupy układu okresowego:

HF – fluorowodór,
HBr – bromowodór,
HI – jodowodór.

We wszystkich tych wzorach sumarycznych symbol wodoru jest umiejscowiony przed symbolem pierwiastka z 17. grupy.

ĆWICZENIE 100.

Narysuj w zeszycie tabelę, a następnie odczytaj z układu okresowego elektroujemność kolejnych pierwiastków z 17. grupy oraz wodoru. Oblicz różnicę elektroujemności i na tej podstawie określ typ wiązania w cząsteczkach HF, HBr i HI.

	Elektroujemność pierwiastka 17. grupy układu okresowego	Elektroujemność wodoru	Różnica elektroujemności	Typ wiązania
F	F	3,98	3,98 – 2,20 = 1,78	kowalencyjne spolaryzowane*
Br	Br	2,96	2,96 – 2,20 = 0,76	kowalencyjne spolaryzowane*
I	I	2,66	2,66 – 2,20 = 0,46	kowalencyjne spolaryzowane*

Najczystszy gazowy chlorowodór otrzymuje się w wyniku reakcji syntezy (łączenia) pierwiastków zachodzącej zgodnie z równaniem:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl.$$

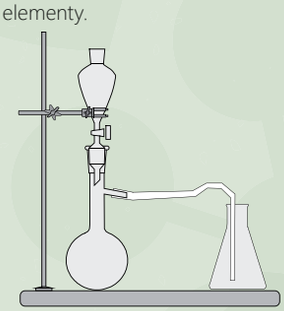
Jednak w laboratoriach chemicznych wykorzystuje się inne, bardziej praktyczne metody. Na przykład chlorowodór można otrzymać w wyniku reakcji soli kuchennej ze stężonym kwasem siarkowym(VI).

DOŚWIADCZENIE 69.

WYKONANIE

Pracuj pod digestorium, stosując rękawice i okulary ochronne.

Zmontuj zestaw do otrzymywania chlorowodoru w sposób pokazany na rysunku. Przerysuj schemat aparatury do zeszytu i podpisz jego elementy.



Do kolby destylacyjnej wsyp dwie łyżki chlorku sodu (soli kuchennej), a we wkraplaczu umieść stężony kwas siarkowy(VI). Następnie ostrożnie wkraplaj kwas siarkowy(VI) do kolby z chlorkiem sodu. Zbadaj właściwości fizyczne otrzymanego chlorowodoru (stan skupienia, gęstość względem powietrza, zapach), palność i podtrzymywanie palenia (zanurzaj w nim płonące łuczywko).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Zachowaj ostrożność! Możliwe zagrożenia przedstawiają piktogramy:

* Różnica elektroujemności wskazuje na wiązanie jonowe. W rzeczywistości jednak udział wiązań jonowych w podanych wypadkach wynosi około 40%. Ponadto cząsteczki fluorowodoru łączą się w łańcuchy za pomocą wiązań wodorowych, co sprawia, że jego temperatura wrzenia wynosi około 19° C (cięższy od niego chlorowodór wrze w temperaturze –85° C).

W ramach ćwiczenia uczniowie mogą napisać równania otrzymywania pozostałych związków wodorofluorowców.

Zachodzi burzliwa reakcja, w wyniku której wydziela się bezbarwny, cięższy od powietrza gaz o gryzącym zapachu. Płonące łuczywko gaśnie w atmosferze chlorowodoru.

Chlorowodór jest bezbarwnym, cięższym od powietrza gazem. Jest niepalny i nie podtrzymuje palenia.

Aby efekt doświadczenia był bardziej widoczny, do zlewki z wodą można dodać wskaźnik wartości pH, np. oranż metylowy.

Woda zostaje wciągnięta (zassana) ze zlewki do kolby z chlorowodorem. Tworzy się fontanna.

Chlorowodór bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Nie można go zbierać pod powierzchnią wody.

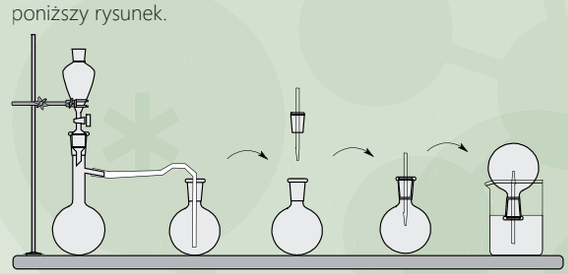
Podobnie jak w przypadku HCl, uczniowie powinni sami przeprowadzić takie rozumowanie.

DOŚWIADCZENIE 70.

WYKONANIE

Pracuj pod digestorium, stosując rękawice i okulary ochronne.

Otrzymaj chlorowodór w sposób opisany w poprzednim doświadczeniu, ale do zbierania chlorowodoru użyj kolby okrągłodennej, a nie stożkowej. Przygotuj również gumowy korek z rurką, której jeden koniec jest zwężony oraz dużą zlewkę z wodą. Kolbę z zebranym chlorowodorem zatkaj korkiem ze szklaną rurką, a następnie, obracając kolbę do góry dnem, zanurz ją w zlewce z wodą. Przebieg eksperymentu przedstawia poniższy rysunek.

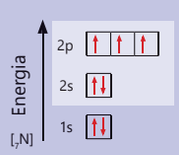


Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Chlorowodór jest to gaz cięższy od powietrza, o ostrym, gryzącym zapachu. Nie jest palny oraz nie podtrzymuje palenia. Bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, reagując z nią – z tego powodu chlorowodoru nie można zbierać pod powierzchnią wody. Jest toksyczny przy wdychaniu. Powoduje uszkodzenia skóry i oparzenia oczu.

Zastanówmy się, jak w połączeniu z wodorem zachowują się pierwiastki 15. grupy układu okresowego. Posłużmy się pierwszym z nich – azotem. Związkiem chemicznym azotu i wodoru może być cząsteczka amoniaku (azanu). Przeanalizujmy jej budowę.

Konfiguracja elektronowa atomu azotu.



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 azot jest trójwartościowy, czyli uwspólnia 3 elektrony. W związku z tym każdy z 3 elektronów azotu tworzy 1 wiązanie z 1 elektronem pochodzącym od atomów wodoru. W sumie powstają 3 wiązania pojedyncze pomiędzy 1 atomem azotu i 3 atomami wodoru.

ĆWICZENIE 101.

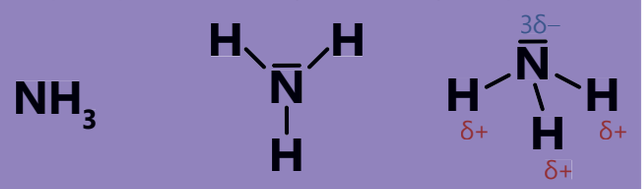
Odczytaj z układu okresowego elektroujemność azotu i wodoru. Oblicz różnicę elektroujemności, na tej podstawie określ typ wiązania w cząsteczce amoniaku.

Dokonaj obliczeń.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Wodór: E = 2,20;
azot: E = 3,04.
E = 3,04 – 2,20 = 0,84.
Jest to wiązanie atomowe spolaryzowane.

Pozostałe 2 sparowane elektrony walencyjne w atomie azotu pozostają w postaci wolnej pary elektronowej. Nie biorą udziału w tworzeniu wiązania chemicznego, lecz mają wpływ na to, jakie będzie rozmieszczenie atomów w przestrzeni (jaki będzie kształt cząsteczki).

Cząsteczkę amoniaku można przedstawić za pomocą wzorów:

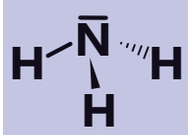


Wzór sumaryczny cząsteczki amoniaku.

Wzór strukturalny cząsteczki amoniaku.

Wzór strukturalny cząsteczki amoniaku z zaznaczonym rozkładem ładunku elektrycznego.

Wzór strukturalny amoniaku obrazujący jego przestrzenną strukturę:



Przestrzenna budowa cząsteczki amoniaku będzie szczegółowo omówiona w podrozdziale 6.1.

Przestrzenne struktury cząsteczek zaznacza się niekiedy w sposób pokazany powyżej. Wiązanie zaznaczone pojedynczą kreską jest umiejscowione w płaszczyźnie kartki. Wiązanie zaznaczone trójkątem pełnym symbolizuje, że atom „wystaje" przed kartkę. Trójkąt zaznaczony liniami przerywanymi symbolizuje, że atom jest umiejscowiony z tyłu, za kartką.

Podobne związki jak azot tworzą też:

- fosfor – PH_3 o nazwie fosforowodór lub fosfan;
- arsen – AsH_3 o nazwie arsenowodór;
- antymon – SbH_3 o nazwie antymonowodór.

Uczniowie powinni potrafić przewidzieć budowę podobnych struktur.

We wszystkich tych wzorach najpierw piszemy atom pierwiastka grupy 15., a później atomy wodoru.

ĆWICZENIE 102.

Odczytaj z układu okresowego elektroujemność fosforu, arsenu i wodoru. Oblicz różnicę elektroujemności, na tej podstawie określ typ wiązania w cząsteczkach PH_3 i AsH_3. Obliczenia zapisz w zeszycie w postaci tabeli przedstawionej poniżej.

	Elektroujemność pierwiastka 15. grupy układu okresowego	Elektroujemność wodoru	Różnica elektroujemności	Typ wiązania
P	P	2,19	0,01	atomowe
As	As	2,18	0,02	atomowe

Ćwiczenia w odczytywaniu równań reakcji są niezbędnym elementem lekcji. W tym przypadku zostały one rozpisane bardzo szczegółowo w postaci tabeli. Możemy się do niej odwoływać przy rozwiązywaniu zadań. Dzięki temu uczniowie zauważą, że jeżeli mają podaną jedną z wielkości, to wartość dowolnej innej mogą wywnioskować samodzielnie.

Na skalę przemysłową amoniak otrzymuje się w wyniku bezpośredniej syntezy azotu i wodoru pod wysokim ciśnieniem zgodnie z równaniem:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3.$$

ĆWICZENIE 103.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Zastąp znaki zapytania odpowiednimi informacjami. Odczytaj równanie reakcji syntezy amoniaku na kilka możliwych sposobów.

Równanie reakcji syntezy amoniaku / Forma interpretacji (odczytu) równania reakcji	N_2	+	$3H_2$	→	$2NH_3$
Cząsteczkowo	1 cząsteczka azotu	reaguje	3 cząsteczkami wodoru	powstaje	2 cząsteczki amoniaku
Masa cząsteczek	14u • 2 = 28u		3 · 1u · 2 = 6u		2 • (14u + 3 • 1u) = 34u
Molowo	1 mol cząsteczek azotu		3 mole cząsteczek wodoru		2 mole cząsteczek amoniaku
W gramach (skorzystaj z mas molowych)	14 g • 2 = 28 g		3 • 1 g • 2 = 6 g		2 · (14 g + 1 g · 3) = 34 g
W dm^3 (przyjmij, że gazy odmierzasz w warunkach normalnych)	22,4 dm^3		3 · 22,4 dm^3 = 67,2 dm^3		2 • 22,4 dm^3 = 44,8 dm^3
Liczba elementów (molowo)	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek azotu		$18{,}06 \cdot 10^{23}$ cząsteczek wodoru		$12{,}04 \cdot 10^{23}$ cząsteczek amoniaku

Dlaczego we wzorze HCl symbol wodoru piszemy na początku...

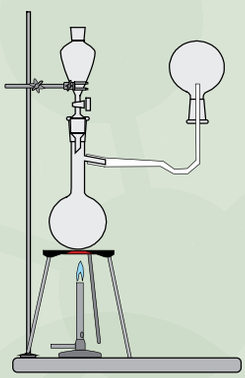
W laboratorium chemicznym amoniak otrzymuje się zwykle inną metodą – przez reakcję soli amonowych z wodorotlenkiem sodu.

DOŚWIADCZENIE 71.

WYKONANIE

Pracuj pod digestorium, stosując rękawice i okulary ochronne.

W sposób pokazany na rysunku zmontuj zestaw do otrzymywania amoniaku. Przerysuj schemat aparatury do zeszytu i podpisz jego elementy.



Do kolby destylacyjnej wsyp 2 łyżki chlorku amonu (salmiaku), a we wkraplaczu umieść stężony roztwór wodorotlenku sodu (NaOH). Następnie ostrożnie wkraplaj wodorotlenek sodu do kolby z chlorkiem amonu. W razie potrzeby kolbę z zawartością ogrzej w płomieniu palnika. Zbadaj właściwości fizyczne otrzymanego amoniaku (stan skupienia, gęstość względem powietrza, zapach).

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

Zachowaj ostrożność! Możliwe zagrożenia przedstawiają piktogramy:

Amoniak jest bezbarwnym gazem o ostrym zapachu powodującym łzawienie. Jest lżejszy od powietrza.

Amoniak jest substancją o szkodliwym działaniu. W dużej ilości jest toksyczny.

To zadanie ukazuje praktyczne zastosowanie obliczeń stechiometrycznych.

ĆWICZENIE 104.

Dlaczego kolbę, do której zbieramy amoniak, trzymamy obróconą do góry dnem?

Amoniak zbieramy do odwróconej kolby, ponieważ jest lżejszy od powietrza.
1 mol NH_3 – 17 g;
1 mol powietrza – około 29 g;
29 jest większe od 17, zatem amoniak jest lżejszy od powietrza. W warunkach normalnych jego gęstość wynosi:
$d = 17g/22{,}4dm^3 = 0{,}76\ g/dm^3$.

Aby efekt doświadczenia był bardziej widoczny, do zlewki z wodą można dodać wskaźnik wartości pH, np. fenoloftaleinę lub błękit bromotymolowy.

Woda zostaje wciągnięta (zassana) ze zlewki do kolby z amoniakiem. Tworzy się fontanna.

Amoniak jest bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie.

Amoniak zapalił się jasnym płomieniem.

Amoniak jest gazem palnym.

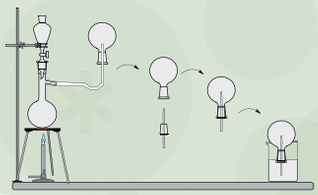
DOŚWIADCZENIE 72.

WYKONANIE

Pracuj pod digestorium, stosując rękawice i okulary ochronne.

Otrzymaj amoniak w sposób opisany w poprzednim doświadczeniu. Przygotuj również gumowy korek z rurką, której jeden koniec jest zwężony, oraz dużą zlewkę z wodą. Kolbę z zebranym amoniakiem zatkaj korkiem ze szklaną rurką, a następnie obróć kolbę do góry dnem i zanurz ją w zlewce z wodą.

Przebieg eksperymentu przedstawiono na poniższym rysunku.



Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

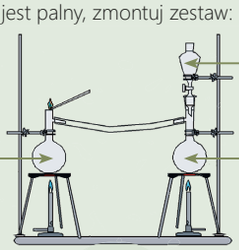
Aby wykazać, że amoniak jest gazem palnym, trzeba spalać go w atmosferze tlenu, gdyż w powietrzu bardzo trudno go zapalić. W tym celu należy skierować strumień amoniaku nad strumień tlenu. Wykonaj ten eksperyment.

DOŚWIADCZENIE 73.

WYKONANIE

Doświadczenie może być niebezpieczne, więc wykonaj je tylko i wyłącznie pod nadzorem nauczyciela. Pracuj pod digestorium z zachowaniem przepisów BHP. Załóż okulary ochronne.

Aby udowodnić, że amoniak jest palny, zmontuj zestaw:



W lewej kolbie umieść stały manganian(VII) potasu. W kolbie z prawej strony przygotuj wszystko tak jak do otrzymywania amoniaku. Powoli wkraplaj stężony roztwór wodorotlenku sodu. Podpal obydwa palniki, a po chwili, w celu zapalenia amoniaku, zbliż do wylotu kolby z manganianem(VII) potasu płonące łuczywko.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Uzgodnienie tego równania nie jest prostym zadaniem, dlatego lepiej poprosić o jego wykonanie ucznia sprawnie wykonującego obliczenia matematyczne. Następnie należy wyjaśnić reszcie klasy, w jakiej kolejności zaczyna się w tym wypadku uzgadnianie (zaczyna się od wodoru, gdyż po lewej stronie równania reakcji chemicznej mamy nieparzystą liczbę atomów, a po prawej parzystą). Należy także przypomnieć pojęcie najmniejszej wspólnej wielokrotności z lekcji matematyki.

W chemii znajdziemy wiele takich historycznych zaszłości, które utrudniają uczniom naukę chemii. Starajmy się zatem unikać tam, gdzie jest to możliwe, dawnych teorii i nazw. W pozostałych przypadkach uczciwie informujmy, że obowiązujący termin wynika z historycznej terminologii.

1. Celem tego podrozdziału jest zapoznanie uczniów z właściwościami gazów cząsteczkowych. Przedstawione w nim informacje będą niezbędne przy omawianiu kwasów i zasad.
2. W podrozdziale podejmuje się również próbę wyjaśnienia skomplikowanych reguł kolejności zapisywania symboli w związkach chemicznych. Mimo że istnieją wyjątki od podanych reguł wskazanie ich uczniom spowoduje, że na dalszych etapach edukacji łatwiej pogodzą się oni ze wzorami grupowymi w chemii organicznej oraz odwrotnym sposobem zapisu wzorów sumarycznych soli kwasów nieorganicznych i organicznych.

ĆWICZENIE 105.

Amoniak spala się w tlenie, a produktami spalania są azot i woda.

Zapisz w zeszycie równanie reakcji spalania amoniaku w tlenie. Pamiętaj o uzgodnieniu tego równania.

$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$

Amoniak jest bezbarwnym gazem o ostrym zapachu, lżejszym od powietrza. Bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, reagując z nią. Nie można go więc zbierać pod powierzchnią wody. Jest palny, lecz nie podtrzymuje palenia. Pracując z amoniakiem, należy zachować ostrożność, gdyż jego wdychanie jest bardzo szkodliwe. Powoduje uszkodzenia skóry, podrażnienia błon śluzowych i oparzenia oczu. Działa bardzo toksycznie na organizmy wodne. Poziom toksyczności amoniaku jest uzależniony od jego ilości i czasu narażenia na jego działanie.

Spalanie amoniaku.

Pierwszym opisanym związkiem będącym pochodną amoniaku jest chlorek amonu (salmiak), który otrzymano około 200 lat p.n.e. z odchodów wielbłądów, w pobliżu świątyni Amona, egipskiego boga urodzaju i płodności, sprawcy niewidzialnego wiatru. Od jego imienia pochodzi nazwa „amoniak".

Dlaczego we wzorze HCl symbol wodoru piszemy na początku, a we wzorze NH_3 na końcu? Trudno na to pytanie odpowiedzieć nawet po zbadaniu właściwości amoniaku i siarkowodoru, zastanowieniu się nad ich budową wewnętrzną i rodzajem występujących wiązań. Wynika to z faktu, iż wiele reguł stosowanych w chemii ma znaczenie historyczne* i pochodzi z czasów alchemii, kiedy to nie znano wewnętrznej budowy materii.

*Podobnie historyczne zaszłości są też w innych naukach przyrodniczych, np.: w fizyce kierunek przepływu prądu przyjęło się umownie wyznaczać, opisując ruch ładunków dodatnich – dlatego w przewodniku prąd „płynie" w przeciwną stronę niż poruszają się elektrony.

Poniżej podano praktyczne reguły zapisu w odpowiedniej kolejności symboli we wzorach sumarycznych prostych związków chemicznych. Nie zawsze jednak one obowiązują.

1. W związkach metali z niemetalami najpierw piszemy symbol metalu (rozszerz tę regułę: jako pierwszy zapisujemy kation, jako drugi – anion).
2. W związkach dwóch niemetali jako pierwszy zapisujemy ten, który jest w:
   - grupie o niższym numerze;
   - okresie o wyższym numerze.
3. Przyjmuje się, że symbol wodoru umieszczony jest w 1. okresie, ale pomiędzy pierwiastkami grup 15. i 16.

ĆWICZENIE 106.

Zapisz w zeszycie konkretne przykłady do podanych powyżej reguł pisania wzorów. Czy teraz już wiesz, dlaczego piszemy HCl, ale NH_3?

Spróbuj znaleźć kolejne wzory sumaryczne związków, w których symbol wodoru jest na początku albo na końcu wzoru. Zapisz te wzory w zeszycie.

1. NaCl, KF, MgI_2
2. H_2O, CO_2, SiO_2
3. PH_3, NH_3

Wzory sumaryczne związków, w których symbol wodoru znajduje się na początku: HI, HCl, HF.

Wzory sumaryczne związków, w których symbol wodoru znajduje się na końcu: CH_4, AsH_3.

Należy pozwolić uczniom na wysunięcie różnych hipotez.

W tym podrozdziale odwołujemy się do wiadomości z poprzednich lekcji, dlatego odpytywanie uczniów na początku zajęć można pominąć. Wystarczająco dużo pytań będziemy zadawać w trakcie lekcji.

Wodór uległ spaleniu. Ścianki probówki pokryły się kropelkami cieczy.

W wyniku spalania wodoru w tlenie powstaje woda.

ZA KAŻDYM RAZEM, KIEDY PADA ŚNIEG,
JEGO PIERWOTNE ELEMENTY NIEZMIENNIE MAJĄ KSZTAŁT
SZEŚCIORAMIENNEJ GWIAZDKI.
TO MUSI MIEĆ SWOJĄ OKREŚLONĄ PRZYCZYNĘ,
A JEŚLI JEST PRZYPADKOWE, TO DLACZEGO NIE SPOTYKA SIĘ
PIĘCIO- LUB SIEDMIORAMIENNYCH GWIAZDEK?

JOHANNES KEPLER [johanes kepler], „O ŚNIEGU SZEŚCIOKĄTNYM"

5.2. DLACZEGO WŁAŚCIWOŚCI H_2O I H_2S TAK BARDZO SIĘ RÓŻNIĄ?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **właściwości wody; definicje pojęć: wiązanie atomowe kowalencyjne, wiązanie atomowe spolaryzowane;**
- **sposób badania właściwości substancji.**

Siarkowodór (H_2S) i woda (H_2O) mają podobne wzory sumaryczne i strukturalne. S i O znajdują się w tej samej grupie (16.) układu okresowego pierwiastków, dlatego ich właściwości chemiczne oraz właściwości chemiczne ich związków powinny być podobne. Jednak tak nie jest. Zastanówmy się dlaczego.

Przypomnijmy doświadczenie z lekcji 3.2.

DOŚWIADCZENIE 74.

WYKONANIE

Zbierz wodór do probówki trzymanej do góry dnem, a następnie zbliż probówkę do płomienia palnika. Dokładnie obejrzyj ścianki probówki.

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

W wyniku reakcji syntezy dwóch gazów wodoru i tlenu powstaje nowy związek chemiczny – woda, o wzorze sumarycznym H_2O.

Przebieg reakcji zapisujemy przy pomocy równania:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O,$$

które można odczytać na kilka sposobów.

Dlaczego właściwości H_2O i H_2S tak bardzo się różnią?

ĆWICZENIE 107.

Przepisz podane wcześniej równanie do zeszytu, a następnie zapisz je słownie, wykorzystując pojęcie mol.

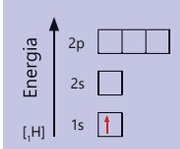
Dwa mole dwuatomowych cząsteczek wodoru reagują z jednym molem dwuatomowych cząsteczek tlenu, tworząc dwa mole cząsteczek wody.

Przypomnij sobie z lekcji 1.5., jak jest zbudowana jest cząsteczka wody.

Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, z których 2 są niesparowane. Z tego wynika, że atom tlenu może zaangażować 2 elektrony do tworzenia wiązania, natomiast atom wodoru 1. Z 1 atomem tlenu połączą się więc 2 atomy wodoru i utworzą nową cząsteczkę – wodę.

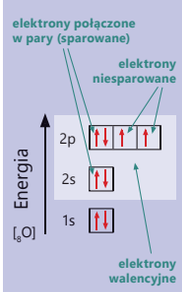
Wiązania chemiczne pomiędzy atomem tlenu i atomami wodoru powstały przez nałożenie się obszarów z elektronami i uwspólnienie tych obszarów. Atom tlenu silniej przyciąga do siebie elektrony, więc utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu tlenu. Jest to wiązanie kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane.

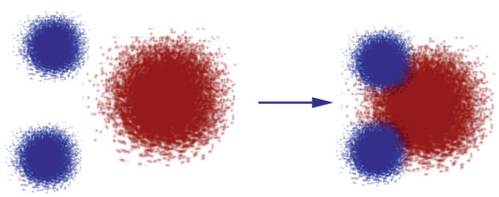
Konfiguracja elektronowa atomu wodoru



Budowę cząsteczki wody powinni przypomnieć sami uczniowie, korzystając oczywiście z narysowanych diagramów.

Konfiguracja elektronowa atomu tlenu





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

RYSUNEK 5.1. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru i atomu tlenu.

WZÓR SUMARYCZNY WODY

$$H_2O$$

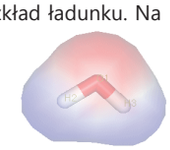
ĆWICZENIE 108.

Oblicz różnicę elektroujemności Paulinga pomiędzy atomami w cząsteczce wody. Obliczenia zapisz w zeszycie.

Wodór: E = 2,20;
tlen: E = 3,44.
E = 3,44 – 2,20 = 1,24.

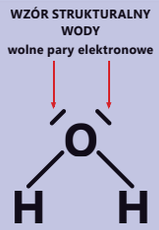
Wiązania w cząsteczce wody są spolaryzowane, a chmura elektronowa jest przesunięta w stronę tlenu. Następuje rozkład ładunku. Na atomie tlenu pojawia się cząstkowy ładunek ujemny, a na atomach wodoru cząstkowy ładunek dodatni – cząsteczka wody jest dipolem.

Rozkład ładunków wokół cząsteczki wody: kolor czerwony oznacza cząstkowy ładunek ujemny, kolor niebieski – cząstkowy ładunek dodatni.



RYSUNEK 5.2. Rozkład ładunków wokół cząsteczki wody.

WZÓR STRUKTURALNY WODY



Taki sposób zaznaczania ładunków jest dość popularny w programach komputerowych dla naukowców.

Doświadczenie 75. uczniowie mogą wykonać samodzielnie w domu.

Strumień wody ulega zakrzywieniu.

Cząsteczki wody są polarne.

Poziom wody w rurce ulegał zmianom. Najmniejszą wysokość poziomu wody w rurce zaobserwowano w temperaturze 4° C.

Woda ma największą gęstość w temperaturze 4° C.

CZY WŁAŚCIWOŚCI ZWIĄZKÓW CHEMICZNYCH ZALEŻĄ OD TYPU WIĄZANIA...

Aby przekonać się o właściwościach polarnych wody, wykonaj poniższe doświadczenie.

DOŚWIADCZENIE 75.

WYKONANIE

Odkręć wodę w kranie i ustaw niewielki strumień. Potrzyj o swoje włosy napompowany balon, a następnie zbliż go do strumienia wody (nie dotykaj strumienia).

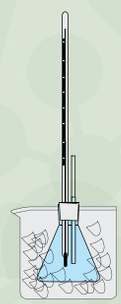
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Naładowany elektrycznie przedmiot „odchyla" strumień wody. Cząsteczki wody są polarne (mają 2 bieguny), dlatego o wodzie mówi się, że jest rozpuszczalnikiem polarnym.

DOŚWIADCZENIE 76.

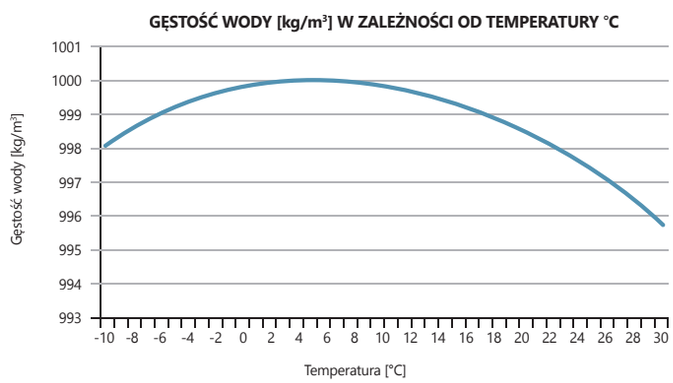
WYKONANIE

Niewielką kolbę stożkową napełnij całkowicie wodą destylowaną o temperaturze pokojowej, a następnie zatkaj kolbę korkiem z dwoma otworami. W jednym z nich umieść szklaną rurkę a w drugim termometr. Zaznacz poziom wody w rurce, a następnie zanurz całość do naczynia z pokruszonym lodem.



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

Odczytaj z wykresu, w jakiej temperaturze woda ma największą gęstość.



WYKRES 5.1. Gęstość wody w zależności od temperatury.

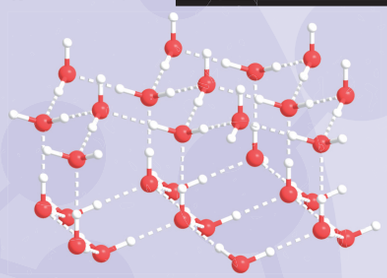
Dlaczego właściwości H_2O i H_2S tak bardzo się różnią?

Wiemy, że woda zamarzając, zwiększa swoją objętość. Dlaczego tak się dzieje?

Uczniowie powinni samodzielnie wysunąć kilka hipotez.

ĆWICZENIE 109.

Popatrz na model kryształu lodu. Przypomnij sobie z lekcji przyrody, jak wygląda uporządkowanie cząsteczek wody w cieczy. Czy umiesz teraz wyjaśnić, dlaczego lód pływa po wodzie? Wyjaśnienie zapisz w zeszycie.



W strukturze lodu cząsteczki są uporządkowane i połączone ze sobą. Odległości pomiędzy takimi uporządkowanymi cząsteczkami są większe niż w ciekłej wodzie. Z tego powodu lód ma mniejszą gęstość od ciekłej wody.

W cieczy cząsteczki wody ułożone bliżej siebie są nieuporządkowane. Podczas zamarzania następuje uporządkowanie cząsteczek – powstaje kryształ.

Na rysunku możemy zauważyć oddziaływania pomiędzy atomami tlenu z 1. cząsteczki oraz atomami wodoru z 2. cząsteczki (zaznaczone linią przerywaną); są to tzw. **wiązania wodorowe**.

Uczniowie nie muszą znać definicji wiązania wodorowego, powinni jednak wiedzieć, że takie wiązanie występuje między niektórymi cząsteczkami. Powinni także pamiętać, że wpływa ono na zmianę właściwości danej substancji.

ZAPAMIĘTAJ

WIĄZANIE WODOROWE – słabe wiązanie polegające głównie na przyciąganiu elektrostatycznym między atomem wodoru z 1. cząsteczki a elektroujemnym atomem mającym wolne pary elektronowe z 2. cząsteczki.

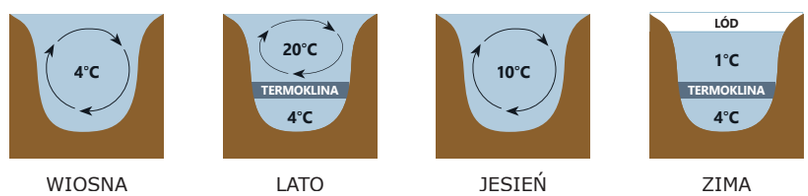
Płatki śniegu.

W cząsteczce wody atom wodoru połączony jest wiązaniem atomowym spolaryzowanym z bardziej elektroujemnym atomem tlenu. W ten sposób atom wodoru zyskuje cząstkowy ładunek dodatni. Następuje oddziaływanie pomiędzy cząstkowym ładunkiem dodatnim atomu wodoru 1. cząsteczki wody z wolną parą elektronową atomu tlenu (na którym jest cząstkowy ładunek ujemny) w innej cząsteczce wody. Każdy atom tlenu w cząsteczce wody ma 2 wolne pary elektronowe, może więc oddziaływać z atomami wodoru z 2 innych cząsteczek wody.

Wiązania wodorowe odpowiadają za sześciokrotną oś symetrii lodu, jak np. w płatkach śniegu. Możemy zatem zauważyć, jak świat mikro przekłada się na obserwowalny świat makro. Kształt płatków śniegu jest też związany z temperaturą, w jakiej one powstają.

Co zatem dzieje się z cząsteczkami wody w temperaturach około 0°C? Cząsteczki wody w temperaturze poniżej 0°C, dzięki występującym pomiędzy nimi wiązaniom wodorowym, tworzą sieć krystaliczną o luźnej strukturze. Przypomina ona trochę połączone tunele, puste w środku. W czasie ogrzewania lodu do temperatur bliskich temperaturze topnienia (0°C) wzrost temperatury powoduje wzrost energii poszczególnych cząsteczek wody. Oznacza to, że ich ruch staje się gwałtowniejszy. W efekcie dochodzi do zerwania wiązań wodorowych i „załamania" się pustych tuneli. Cząsteczki wody są rozmieszczone gęściej, dzięki czemu wzrasta gęstość wody. Ich największe zagęszczenie cząsteczek występuje przy 4°C. W wyższej temperaturze cząsteczki wody mają więcej energii, poruszają się szybciej – zajmują więc więcej miejsca. Gęstość wody maleje.

CYRKULACJA WODY W ZBIORNIKACH WODNYCH W RÓŻNYCH PORACH ROKU



RYSUNEK 5.3. Cyrkulacja wody w zbiornikach wodnych w różnych porach roku.

Zjawisko zmiany gęstości wody w tym zakresie temperatur ma bardzo duże znaczenie dla przyrody. W akwenach woda o największej gęstości opada na dno, dzięki temu głębokie zbiorniki wody mają temperaturę zbliżoną do 4°C. Latem na dole zbiornika panuje najniższa temperatura, natomiast zimą na dnie woda ma zawsze temperaturę 4°C. Lód wypływa na jej powierzchnię i w ten sposób chroni głębsze warstwy przed przemarzaniem. Pozwala to żyjącym organizmom przetrwać zimę.

Ten fragment nawiązuje do informacji z programu nauczania biologii.

Jednak zwiększanie objętości wody podczas zamarzania nie zawsze jest pozytywnym zjawiskiem. Zamarzająca woda rozsadza rury, skały, a także asfalt na naszych drogach.

Wiązania wodorowe obecne w strukturze lodu nie znikają jednak całkowicie. Gdyby tak było, woda w temperaturze pokojowej byłaby gazem. Cząsteczki wody pozostają połączone w niewielkich ugrupowaniach (po około 6–7 cząsteczek), co powoduje, że masa takiego ugrupowania jest większa niż pojedynczej cząsteczki i woda pozostaje w stanie ciekłym. Tworzenie takich ugrupowań (makrocząsteczek), które wykorzystują wiązania wodorowe, nazywa się **asocjacją**.

Uczniom wystarczy wyłącznie bierna znajomość tego pojęcia.

! ZAPAMIĘTAJ

ASOCJACJA – tworzenie ugrupowań cząsteczek na skutek łączenia się pojedynczych cząsteczek za pomocą wiązań wodorowych.

Siarka znajduje się w tej samej grupie układu okresowego co tlen, z czego wynika, że posiada sześć elektronów walencyjnych, z których dwa są niesparowane, a pozostałe tworzą dwie wolne pary elektronowe. Atom siarki uwspólnia dwa elektrony. Ponieważ atom wodoru może uwspólnić jeden elektron, na jeden atom siarki potrzeba dwóch atomów wodoru.
Cząsteczka siarkowodoru jest zatem zbudowana z dwóch atomów wodoru i jednego atomu siarki. Atomy są połączone wiązaniami atomowymi spolaryzowanymi (różnica elektroujemności siarki i wodoru wynosi 0,38). Obecność dwóch wolnych par elektronowych na atomie siarki powoduje, że cząsteczka siarkowodoru ma budowę kątową. Siarkowodór jest dipolem.

$$2H_2 + S_2 \rightarrow 2H_2S$$

Po chwili można zauważyć wydzielanie się pęcherzyków gazu.

Siarkowodór można otrzymać w wyniku reakcji niektórych siarczków z kwasem solnym.

Dlaczego właściwości H_2O i H_2S tak bardzo się różnią?

ĆWICZENIE 110.

Na podstawie wiedzy na temat budowy cząsteczki wody opisz w zeszycie budowę cząsteczki siarkowodoru.

Siarkowodór można otrzymać w wyniku bezpośredniej syntezy par siarki z wodorem.

Siarka może występować w postaci cząsteczek ośmio-, sześcio- i dwuatomowych. Zależy to między innymi od temperatury. Przyjmuje się, że para siarki składa się z cząsteczek dwuatomowych.

ĆWICZENIE 111.

Zapisz w zeszycie i uzgodnij równanie reakcji wodoru z siarką, skoro wiesz, że pary siarki występują w postaci cząsteczek dwuatomowych.

Uczniowie powinni odczytać słownie zapisane równanie reakcji.

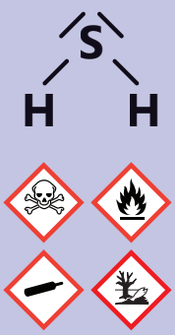
Jednak w laboratorium najczęściej otrzymuje się go w reakcji siarczku żelaza(II) o wzorze sumarycznym FeS i kwasu chlorowodorowego (nazwa zwyczajowa: kwas solny) o wzorze sumarycznym HCl. Zachodzi wówczas reakcja, którą zapisujemy:

$$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow.$$

Uczniowie powinni odczytać słownie zapisane równanie reakcji.

Siarkowodór jest trujący, dlatego nie należy długo przebywać w jego atmosferze.

WZÓR STRUKTURALNY SIARKOWODORU



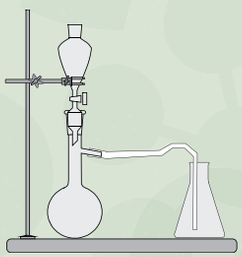
Piktogramy siarkowodoru.

DOŚWIADCZENIE 77.

WYKONANIE

Pracuj pod digestorium!

W sposób pokazany na rysunku zmontuj zestaw do otrzymywania siarkowodoru. Przerysuj schemat do zeszytu i podpisz jego elementy.



Do kolby wsyp kilka kawałków siarczku żelaza(II), a we wkraplaczu umieść kwas solny. Następnie ostrożnie wkraplaj kwas do kolby z siarczkiem żelaza(II).

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

Cząsteczka siarkowodoru jest zbudowana podobnie jak cząsteczka wody.

Siarka: E = 2,58;
wodór: E = 2,20.
E = 0,38.

Siarkowodór jest palnym gazem o zapachu zgniłych jaj.

Siarkowodór można otrzymać w wyniku reakcji niektórych siarczków z kwasem solnym.

Papierek zmienił barwę na czarną.

Siarkowodór reaguje z jonami ołowiu Pb^{2+}, tworząc czarny osad.

ĆWICZENIE 112.

Oblicz różnicę elektroujemności Paulinga w cząsteczce siarkowodoru. Obliczenia zapisz w zeszycie.

Wiązania w cząsteczce siarkowodoru są spolaryzowane w stronę siarki. Dochodzi do rozkładu ładunku – cząsteczka siarkowodoru to dipol. Jednak różnica elektroujemności pomiędzy siarką a wodorem jest mniejsza niż różnica elektroujemności między tlenem a wodorem. Tworzone wiązania wodorowe są zdecydowanie słabsze lub nie powstają wcale.

DOŚWIADCZENIE 78.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości otrzymanego w poprzednim doświadczeniu siarkowodoru: stan skupienia, zapach, palność, rozpuszczalność w wodzie.

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

Siarkowodór jest gazem palnym. Spala się do tlenku siarki(IV) o wzorze SO_2 lub w niskiej temperaturze do siarki.

ĆWICZENIE 113.

Zapisz w zeszycie i uzgodnij równania reakcji spalania siarkowodoru.

Oblicz, ile dm^3 tlenku siarki(IV) powstanie w wyniku spalenia 1 mola (22,4 dm^3) siarkowodoru. Obliczenia zapisz w zeszycie.

Obecność siarkowodoru łatwo stwierdzić po zapachu, jednakże istnieją też inne metody pozwalające wykazać jego obecność.

DOŚWIADCZENIE 79.

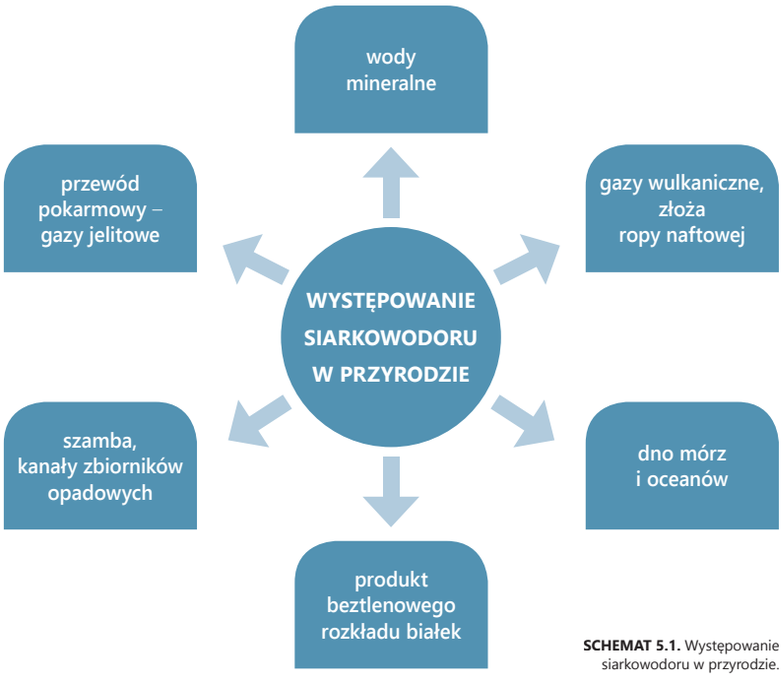
WYKONANIE

Nasącz papierek (pasek bibuły) roztworem zawierającym jony Pb^{2+}. Taki papierek wprowadź do naczynia z siarkowodorem.

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

Umiejętność pisania równań reakcji w przypadku, gdy uczeń ma podane częściowo substraty i produkty, powinna być już wyćwiczona.
Odczytywanie równań reakcji i rozwiązywanie prostych zadań stechiometrycznych pozwala natomiast na utrwalanie podstawowych pojęć i umiejętności.

$8H_2S + 4O_2 \rightarrow S_8 + 8H_2O$ lub
$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$.
Z dwóch moli siarkowodoru powstają dwa mole SO_2;
z 2 • 22,4 dm^3 siarkowodoru powstaną 2 • 22,4 dm^3 SO_2;
z 22,4 dm^3 siarkowodoru powstaje x dm^3 SO_2.
x = 22,4 dm^3.
W wyniku spalenia 22,4 dm^3 siarkowodoru powstaną 22,4 dm^3 SO_2.



SCHEMAT 5.1. Występowanie siarkowodoru w przyrodzie.

Selen i tellur, kolejne pierwiastki w 16. grupie, tworzą analogiczne związki o wzorach sumarycznych H_2Se i H_2Te. Są to trujące i cuchnące gazy. Spolaryzowanie wiązań jest jeszcze mniejsze niż w siarkowodorze.

Mimo że poszczególne cząsteczki wody i siarkowodoru są zbudowane podobnie, ich właściwości (np. stan skupienia) są różne. Wynika to z występowania wiązań wodorowych pomiędzy cząsteczkami wody. Jak już wspomniano wcześniej, w wyniku tych oddziaływań tworzą się **makrocząsteczki** $(H_2O)_n$.

Uczniowie powinni wiedzieć, w jaki sposób występowanie wiązań wodorowych wpływa na zmianę właściwości danej substancji.

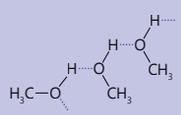
! ZAPAMIĘTAJ

Występowanie wiązania wodorowego między cząsteczkami wpływa na wysokie temperatury topnienia i wrzenia – dodatkowa energia jest potrzebna na rozerwanie wiązań wodorowych.

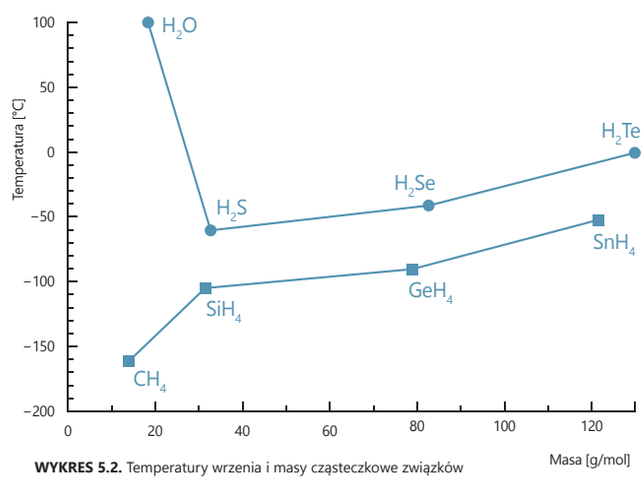
Porównajmy temperatury wrzenia i masy cząsteczkowe związków z wodorem, jakie tworzą pierwiastki 14. i 16. grupy układu okresowego.

Odczytywanie zależności z wykresu jest jedną z podstawowych umiejętności ucznia gimnazjum.

Wiązania wodorowe pomiędzy cząsteczkami jednego z alkoholi.



Z wyjaśnieniem przez Mendelejewa zjawiska kontrakcji (czyli zmniejszenia objętości mieszaniny na skutek oddziaływań międzycząsteczkowych) wiąże się pewna anegdota:
W okolicach Moskwy była gorzelnia, w której otrzymywano czysty spirytus. Aby otrzymać z niego wódkę, należało rozcieńczyć go wodą w proporcji 1:1.
Po dolaniu do 50 cystern spirytusu 50 cystern wody otrzymano tylko 97 cystern wódki!
Car uznał, że to pracownicy gorzelni wypili trzy brakujące cysterny!
Kazał natychmiast ściąć dyrektora gorzelni.
Następny dyrektor nie czekał na marny koniec, tylko poprosił Mendelejewa o wyjaśnienie tego zjawiska.
Tak to wiara w moc nauki pomogła dyrektorowi gorzelni ocalić głowę.



WYKRES 5.2. Temperatury wrzenia i masy cząsteczkowe związków z wodorem dla pierwiastków 14. i 16. grupy układu okresowego.

Analizując wykres, można zauważyć, że woda, w porównaniu z innymi związkami o podobnej strukturze (H_2S, H_2Se, H_2Te), ma bardzo wysoką temperaturę wrzenia. Wynika to z faktu, że w siarkowodorze i pozostałych związkach wiązania wodorowe pomiędzy cząsteczkami są bardzo słabe i mają niewielki wpływ na temperatury wrzenia.

Wiązanie wodorowe występuje nie tylko pomiędzy cząsteczkami wody. Bardzo duże znaczenie mają wiązania wodorowe występujące np. w białkach i celulozie. Cząsteczka DNA składa się z dwóch skręconych łańcuchów, które połączone są ze sobą właśnie wiązaniami wodorowymi.

DOŚWIADCZENIE 80.

WYKONANIE

Do pierwszego cylindra miarowego (menzurki) wlej 50 cm^3 wody, do drugiego cylindra miarowego wlej 50 cm^3 alkoholu (etanolu). Zmieszaj te substancje. Odczytaj objętość mieszaniny.

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

Zmniejszenie objętości powstałego roztworu wytłumaczył Mendelejew w 1865 roku. W rozprawie pt. „O połączeniach alkoholu z wodą" jako pierwszy wyjaśnił zjawisko kontrakcji objętości.

Zjawisko **kontrakcji objętości** w tym przypadku tłumaczymy powstawaniem wiązań wodorowych między cząsteczkami alkoholu i wody oraz zmniejszeniem odległości między cząsteczkami.

Po zmieszaniu wody z etanolem objętość cieczy była niższa niż 100 cm^3.

Wystąpiło zjawisko kontrakcji objętości.

Opisana historyjka jest tak zwanym hakiem pamięciowym. Dzięki niemu uczniowie lepiej zapamiętają, na czym polega zjawisko kontrakcji.

NAJBARDZIEJ EKSCYTUJĄCE JEST PRZYCIĄGANIE SIĘ DWÓCH PRZECIWIEŃSTW, KTÓRE NIGDY SIĘ NIE SPOTKAJĄ.

ANDY WARHOL [andi łorhol]

5.3. JAKIE WŁAŚCIWOŚCI MAJĄ ZWIĄZKI O WIĄZANIACH JONOWYCH?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: jon, wiązanie jonowe, budowa krystaliczna, pierwiastek elektrododatni, pierwiastek elektroujemny;**
- **sposób badania właściwości substancji.**

Gazowy chlor jest to żółtozielony gaz, o nieprzyjemnym, duszącym zapachu, silnie trujący! Chlor reaguje z metalami. Zbadajmy, jak chlor reaguje z sodem.

DOŚWIADCZENIE 81.

WYKONANIE

Przygotuj kolbę stożkową o pojemności 500 cm^3 i napełnij ją chlorem. Niewielki, oczyszczony kawałek sodu umieść na łyżeczce do spalań, po czym zapal w płomieniu palnika. Łyżeczkę z płonącym sodem umieść w naczyniu z chlorem.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

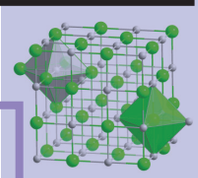
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Chlor jest gazem o żółtozielonym zabarwieniu, sód zaś miękkim i srebrzystym metalem. W atmosferze chloru sód spala się żółtym płomieniem. Znika żółtozielone zabarwienie chloru, powstaje biały osad. Możemy zatem powiedzieć, że zaszła reakcja pomiędzy chlorem a sodem. Powstał nowy związek chemiczny.

Sód to metal. Jest on pierwiastkiem elektrododatnim. Oznacza to, że w reakcjach z innymi substancjami oddaje elektrony, stając się kationem:

$$Na \rightarrow Na^+ + e^-.$$

PRZYPOMNIENIE:
W przypadku substancji o wiązaniach jonowych nie możemy mówić o cząsteczkach.



Sieć krystaliczna chlorku sodu.

Sód spala się intensywnym, żółtym płomieniem.

Metale mogą gwałtownie reagować z niemetalami.

Należy przypomnieć uczniom, że proces spalania niekoniecznie musi przebiegać w atmosferze tlenu. Spalaniem nazywamy bowiem każdą reakcję chemiczną, która przebiega z wydzielaniem światła i ciepła.

Uczniowie powinni samodzielnie przeprowadzić poniższe rozumowanie, ewentualnie wspomagani podpowiedziami nauczyciela. Rozumowanie to jest jednocześnie przypomnieniem informacji o właściwościach metali (oddawanie elektronów w reakcjach) i niemetali (przyjmowanie elektronów w reakcjach z metalami), sposobie zapisywania procesu oddawania i przyjmowania elektronów, wiązaniu jonowym oraz sposobie odczytywania równania reakcji.

Należy wyjaśnić uczniom, że w chemii termin sól odnosi się do całej rodziny związków, dlatego nie można go używać tak, jak w życiu codziennym, czyli do określania soli kuchennej (spożywczej), tj. NaCl.

Chlorek sodu jest białym ciałem stałym o słonym smaku. Dobrze rozpuszcza się w wodzie i słabo rozpuszcza się w etanolu.

Uczniowie powinni samodzielnie wykonać to doświadczenie, ze względu na jego niewielki poziom trudności.

Należy pozwolić uczniom na wysunięcie własnych hipotez.

Kryształ chlorku sodu – halitu – minerału występującego naturalnie w przyrodzie.

Chlor natomiast może przyjąć 1 elektron. Staje się anionem:

$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-.$$

Pomiędzy jonami Na^+ i Cl^- tworzy się wiązanie jonowe. Powstaje kryształ zbudowany z na przemian ułożonych kationów sodu i anionów chloru. Zachodzącą reakcję zapisujemy za pomocą równania:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl,$$

co odczytujemy: 2 mole atomów sodu reagują z 1 molem cząsteczek chloru, w wyniku czego powstają 2 mole chlorku sodu.

Chlorek sodu to nazwa systematyczna związku chemicznego znanego powszechnie jako sól kuchenna.

DOŚWIADCZENIE 82.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości chlorku sodu (soli kuchennej): stan skupienia, kolor, smak, rozpuszczalność w wodzie i alkoholu (etanolu).

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

Jest to biała krystaliczna substancja o słonym smaku, rozpuszczalna w wodzie, nierozpuszczalna w alkoholu spożywczym. Temperatura topnienia chlorku sodu to 801°C.

EKSPERYMENT MYŚLOWY

Chlorek sodu w postaci krystalicznej nie przewodzi prądu elektrycznego. Zastanów się, czy po stopieniu będzie przewodzić prąd.

Stopiony (ciekły) chlorek sodu zawiera, podobnie jak stały kryształ chlorku sodu, jony Na^+ i Cl^-. Jony są obdarzone ładunkiem elektrycznym, więc jeżeli w takiej cieczy zanurzymy elektrody, a następnie przyłożymy do nich napięcie, wymusimy ruch jonów w ich kierunku. Pierwsza z elektrod jest naładowana dodatnio i nazywa się **anoda**. Będą się więc do niej zbliżać jony naładowane ujemnie (aniony). Druga z elektrod jest naładowana ujemnie i nazywa się **katoda**. W jej kierunku będą poruszać się jony dodatnie (kationy). Kationy sodu dążą więc do katody, natomiast aniony chloru dążą do anody. Na katodzie i anodzie zachodzą reakcje oddawania i przyjmowania elektronów:

- Katoda: $Na^+ + e^- \rightarrow Na$.
- Anoda: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$.

Katoda dostarcza elektron kationowi sodu, dzięki czemu ten staje się atomem, natomiast aniony chloru oddają elektrony na anodzie, tworząc cząsteczki chloru. Można zatem powiedzieć, że stopiony chlorek sodu przewodzi prąd elektryczny. Pod wpływem przyłożenia napięcia do elektrod znajdujących się w stopionym chlorku sodu na pierwszej z elektrod wydziela się sód, a na drugiej chlor. Taki proces rozkładu substancji pod wpływem prądu elektrycznego nazywa się **elektrolizą**.

Metodę elektrolizy wykorzystuje się do otrzymywania metali (aluminium, sodu, litu, potasu), a także gazów (wodoru, chloru i tlenu).

Jak wiemy z codziennego życia, sól kuchenna (NaCl) dobrze rozpuszcza się w wodzie (w warunkach normalnych w 100 g wody rozpuszcza się aż 35,7 g chlorku sodu).

ĆWICZENIE 114.

Oblicz, ile moli chlorku sodu rozpuszcza się w 1 dm^3 wody w warunkach normalnych, a także ile minimalnie wody potrzeba, aby rozpuścić 25 g chlorku sodu w tych warunkach. Obliczenia zapisz w zeszycie.

Skoro w 100 g rozpuszcza się 35,7 g soli chlorku sodu, to w 1000 g rozpuszcza się x = 357 g.

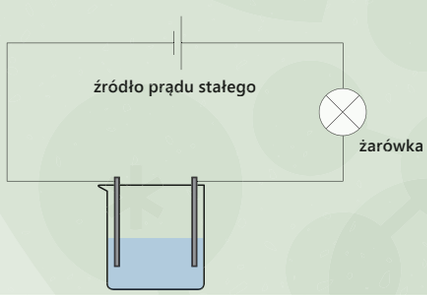
1 mol chlorku sodu = 58,5 g;
y moli – 357 g.
y = 6,1 mola

W 100 g wody rozpuści się 37,5 g soli kuchennej;
w z gramach wody rozpuści się 25 g soli kuchennej.
z = 70 cm^3

DOŚWIADCZENIE 83.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości chlorku sodu (soli kuchennej): stan skupienia, kolor, smak, rozpuszczalność w wodzie i alkoholu (etanolu).



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

Woda destylowana nie przewodzi prądu elektrycznego. Wodny roztwór soli kuchennej przewodzi prąd elektryczny.

Zastanówmy się, co się dzieje podczas rozpuszczania chlorku sodu w wodzie. Jak wiesz, kryształ chlorku sodu jest zbudowany z jonów Na^+ i Cl^-, natomiast cząsteczki wody mają budowę dipolową (cząstkowy ładunek ujemny na atomie tlenu i cząstkowe ładunki dodatnie na atomach wodoru). Cząsteczki wody zbliżają się do kryształu i dzięki siłom przyciągania pomiędzy ładunkami jonów a ładunkami cząstkowymi dipolu wody „wyciągają" jony z kryształu. Kryształ NaCl rozpada się na pojedyncze jony otoczone cząsteczkami wody. Proces ten można zapisać za pomocą równania:

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-.$$

Wodny roztwór soli kuchennej jest elektrolitem, czyli zawiera jony.

Uczniowie powtarzają definicję. W tym podrozdziale uczniowie zapoznają się tylko z prostymi równaniami dysocjacji związków binarnych. Nie należy zatem wymagać umiejętności pisania równań dysocjacji bardziej skomplikowanych związków. Równania dysocjacji pojawią się jeszcze na dalszym etapie nauki, pozwalając uczniom na pełne wyćwiczenie umiejętności ich pisania.

$NaF \xrightarrow{H_2O} Na^+ + F^-$

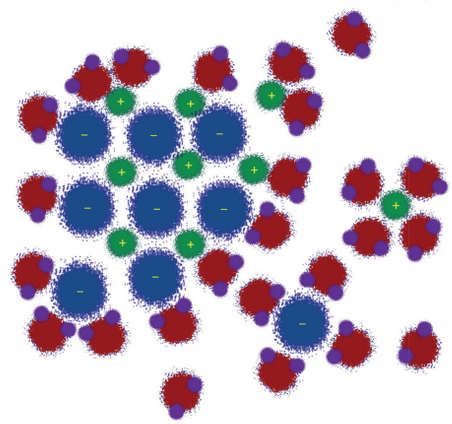
$K_2S \xrightarrow{H_2O} 2K^+ + S^{2-}$

$KI \xrightarrow{H_2O} K^+ + I^-$

$MgS \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+} + S^{2-}$

Aby sól spożywcza nie zwilgotniała, do solniczek dodaje się ziarenka ryżu. Pochłaniają one wtedy wodę zawartą w powietrzu.

Nosi on nazwę: **dysocjacja jonowa** lub **dysocjacja elektrolityczna**.



RYSUNEK 5.4. Dysocjacja jonowa (elektrolityczna).

! ZAPAMIĘTAJ

DYSOCJACJA JONOWA (elektrolityczna) – rozpad związku chemicznego na jony pod wpływem rozpuszczalnika polarnego (w tym wypadku wody).

Do dysocjacji jonowej są zdolne te związki chemiczne, w których występują wiązania jonowe lub bardzo silnie spolaryzowane.

ĆWICZENIE 115.

Napisz w zeszycie równania reakcji dysocjacji dla następujących związków chemicznych:

NaF, K_2S, KI, MgS.

CHEMIA W KUCHNI

Konserwacja ziół i jarzyn za pomocą soli:

zioła (np. koper, nać pietruszki, szczaw), warzywa (np. włoszczyznę, ogórki, fasolkę szparagową) umyj i osusz. Pokrój. Ułóż w wygotowanych słojach, przesypując solą kuchenną (soli dodaj od 10% do 20% w stosunku do wagi produktu).

Chlorek sodu chłonie wodę z powietrza – jest higroskopijny.

! ZAPAMIĘTAJ

HIGROSKOPIJNOŚĆ – właściwość substancji polegająca na wchłanianiu przez tę substancję wilgoci lub nawet na wiązaniu się z wodą.

Ze względu na tę właściwość sól kuchenna jest stosowana do konserwacji żywności, a dawniej była wykorzystywana do mumifikacji zwłok.

Chlorek sodu jest stosowany obecnie:

- w przemyśle spożywczym (jako substancja nadająca produktom słony smak i do konserwacji żywności), należy jednak zwrócić uwagę na fakt, że chlorek sodu spożywany w nadmiarze przyczynia się do rozwoju nadciśnienia tętniczego;
- w medycynie jako sól fizjologiczna (roztwór wodny o stężeniu 0,9%);
- w przemyśle szklarskim, garbarskim, chemicznym;
- do roztapiania śniegu i lodu z ulic.

ĆWICZENIE 116.

Zaproponuj doświadczenie, w którym zbadasz, dlaczego chlorek sodu jest stosowany do topienia lodu. Projekt doświadczenia zapisz w zeszycie.

PRZEDYSKUTUJ

Czy posypywanie ulic w zimie solą jest bezpieczne dla środowiska? Jak można zbadać wpływ soli na środowisko?

występowanie chlorku sodu w przyrodzie

- kopalnie soli (minerał halit)
- woda morska
- wody mineralne (głównie solanki)
- płyn pozakomórkowy

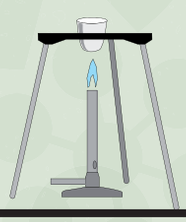
SCHEMAT 5.2. Występowanie chlorku sodu w przyrodzie.

Inną istotną substancją chemiczną o wiązaniach jonowych jest węglan wapnia (o wzorze sumarycznym $CaCO_3$). To podstawowy składnik między innymi: skał wapiennych, marmuru, dolomitu, koralu. Aby z węglanu wapnia otrzymać wapno palone na skalę przemysłową, skały wapienne praży się w wysokiej temperaturze w tzw. wapiennikach.

DOŚWIADCZENIE 84.

WYKONANIE

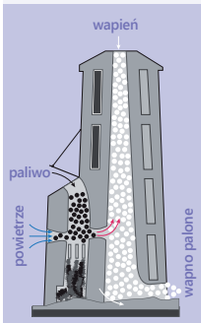
Nasyp do czystego i suchego porcelanowego tygla kawałki wapienia lub potłuczonego marmuru, po czym całość zważ. Następnie ogrzewaj tygiel około godziny w płomieniu palnika. Po ostygnięciu tygiel z zawartością zważ ponownie.



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

DOMOWA MUMIFIKACJA:

Kup całą, świeżą rybę. Dokładnie ją wypatrosz, umyj i natrzyj roztworem soli. Tak przygotowaną umieść w 5 kg soli (grubej), a następnie przykryj folią aluminiową, tak by uniemożliwić dostęp powietrza. Włóż do kartonu i umieść w lodówce (by zachować stałą temperaturę). Efekty mumifikacji sprawdź po 6 tygodniach. *Tak prowadzone badania to tzw.* ***archeologia eksperymentalna****. Zajmuje się ona badaniem technologii wymarłych cywilizacji. Specjaliści z tej dziedziny próbują rekonstruować dawne przedmioty i techniki rzemieślnicze. Niestety w Polsce badania naukowe tego typu nie są prowadzone – może to Ty rozpoczniesz ten nurt badawczy?!*



Wapiennik – zasada działania.

W zlewce z lodem umieść termometr i dokonaj pomiaru temperatury. Nasyp chlorku sodu. Odczytaj wskazania termometru.
Lód uległ rozpuszczeniu, temperatura roztworu znacznie się obniżyła.

Masa tygla z węglanem wapnia uległa zmniejszeniu w wyniku prażenia.

Węglan wapnia ulega rozkładowi z wydzieleniem produktu, który opuszcza środowisko reakcji.

Stary wapiennik.

W wyniku prażenia węglanu wapnia jego gładka powierzchnia stała się chropowata – zaszła reakcja chemiczna. W wysokiej temperaturze następuje jego rozkład na tlenek węgla(IV) i tlenek wapnia (nazwa zwyczajowa: wapno palone):

$$CaCO_3 \rightarrow CO_2 + \ldots .$$

Powstaje pytanie: jak jest zbudowany tlenek wapnia.

Wapń jest metalem i pierwiastkiem elektrododatnim. Oznacza to, że w reakcjach z innymi substancjami oddaje elektrony, stając się kationem. Ponieważ wapń leży w 2. grupie układu okresowego, będzie kationem dwudodatnim Ca^{2+}. Takie kationy zawarte są zarówno w węglanie wapnia, jak i w tlenku wapnia.

Natomiast tlen może przyjąć 2 elektrony, stając się anionem O^{2-}.

Pomiędzy jonami Ca^{2+} i O^{2-} tworzy się wiązanie jonowe. Powstaje kryształ zbudowany z na przemian ułożonych kationów wapnia i anionów tlenu.

Wzór strukturalny tlenku wapnia:

Ca^{2+} O^{2-}.

Czasami wzór tlenku wapnia zapisuje się błędnie:

Ca=O

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej zapisujemy za pomocą symboli:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow.$$

Co odczytujemy: 1 mol węglanu wapnia ulega rozkładowi, w wyniku czego powstaje 1 mol tlenku wapnia i 1 mol cząsteczek tlenku węgla(IV).

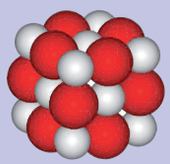
! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA ANALIZY (rozkładu) – typ reakcji chemicznej, w której z 1 substratu powstają 2 produkty lub więcej produktów.

AB → A + B;

ABC → A + BC; ABC → AB + C; ABC → AC + B;

ABC → A + B + C.



Kryształ jonowy tlenku wapnia.

Tlenek wapnia jest krystaliczną substancją o białej barwie. Jest higroskopijny i reaguje z wodą z wydzieleniem dużej ilości ciepła.

DOŚWIADCZENIE 85.

WYKONANIE

Wykonując to doświadczenie, pracuj w okularach ochronnych!

Zbadaj własności tlenku wapnia: jego stan skupienia, barwę, właściwości higroskopijne, reakcję tlenku wapnia z wodą oraz efekty energetyczne towarzyszące temu procesowi.

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

Piktogramy tlenku wapnia.

Reakcja CaO z wodą jest procesem egzoenergetycznym.

ĆWICZENIE 117.

Oblicz, ile gramów tlenku wapnia otrzymamy w wyniku prażenia 10 moli węglanu wapnia. Obliczenia zapisz w zeszycie.

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$
Z jednego mola $CaCO_3$ powstanie jeden mol CaO.
Z dziesięciu moli $CaCO_3$ powstanie więc dziesięć moli CaO.
1 mol CaO = 56 g;
10 moli CaO = 560 g.

ZASTOSOWANIE TLENKU WAPNIA

SCHEMAT 5.3. Zastosowanie tlenku wapnia.

Oprócz wapna palonego z wapieni zmieszanych z gliną i prażonych w temperaturze nawet 1450°C w specjalnych piecach otrzymuje się klinkier cementowy, który jest półproduktem do wyrobu cementu, powszechnie stosowanego w budownictwie.

Podsumujmy nasze rozważania.

Temperatura topnienia chlorku sodu to około 800°C. Temperatura termicznego rozkładu węglanu wapnia wynosi około 1000°C, natomiast temperatura topnienia tlenku wapnia to około 1400°C. Takie wysokie temperatury są charakterystyczne dla związków chemicznych o wiązaniach jonowych. Ponadto związki takie po stopieniu przewodzą prąd elektryczny. Właściwość ta jest wykorzystywana w różnych gałęziach przemysłu. Jeżeli substancja o budowie jonowej jest rozpuszczalna w wodzie, to jej roztwór również będzie przewodził prąd elektryczny.

ZAPAMIĘTAJ

SUBSTANCJE O WIĄZANIACH JONOWYCH:

- mają wysokie temperatury topnienia,
- stopione przewodzą prąd elektryczny,
- jeżeli rozpuszczają się w wodzie – ich wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny,
- tworzą jonowe kryształy, a nie cząsteczki,
- wzór sumaryczny substancji o budowie jonowej nie jest zapisem pojedynczego elementu, lecz stosunków ilościowych w krysztale.

*ŻAL ŚMIECI WYRZUCAĆ. KRYJĄ MORZE ENERGII WARTEJ MILIARDY.
W SAMYCH ODPADACH KOMUNALNYCH MACIE JEJ TYLE,
ŻE MOGLIBYŚCIE PRZYCIĄĆ IMPORT GAZU O 40 PROCENT.
CO ROBIMY ZE SWOIMI? POŁOWĘ SPALAMY, NIECO MNIEJ ODZYSKUJEMY,
A JEDNĄ ÓSMĄ PRZERABIAMY NA BIOGAZ.
[...] OSTATNIE WYSYPISKO ZAMKNĘLIŚMY NA AMEN W 2005 ROKU.*

GUNNAR HAGLUND [gunar haglund],
RADCA AMBASADY SZWECJI W POLSCE, EKSPERT DS. ENERGETYKI

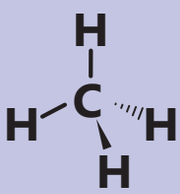
5.4. CZY GAZ BŁOTNY I KOPALNIANY TO JEST TO SAMO?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: wiązanie, spalanie, substancja, reakcja endo- i egzoenergetyczna;**
- **sposób uzgadniania równania reakcji; zasady wykonywania obliczeń na podstawie równań reakcji; sposób porównywania gęstości gazu do gęstości powietrza oraz w jaki sposób spala się węgiel.**

Wzór strukturalny metanu.

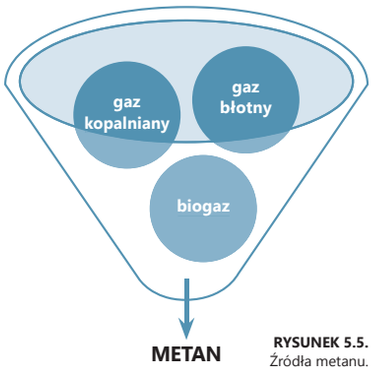


Atom węgla w cząsteczce jest połączony z atomami wodoru za pomocą wiązań kowalencyjnych (atomowych).

W życiu codziennym bardzo często używamy nazw potocznych, określając różne substancje chemiczne, np.: chlorek sodu nazywamy solą, sacharozę – cukrem, etanol – alkoholem, a kwas solny – kwasem żołądkowym. Czasami jednej substancji nadajemy kilka nazw, w zależności od jej występowania czy zastosowania. Tak jest na przykład z metanem.

Gaz ten występuje w kopalniach, wydziela się z bagien, mokradeł i torfowisk, a także jest głównym składnikiem biogazu (gazu powstającego w procesach gnicia bez dostępu powietrza). Ponadto metan to jeden ze składników gazu ziemnego, a także gazów jelitowych (szczególnie duże ilości metanu „produkują" krowy i owce).

H222 – ekstremalnie łatwopalny gaz.



RYSUNEK 5.5. Źródła metanu.

Jego wzór sumaryczny to CH_4. Zbadaj właściwości metanu.

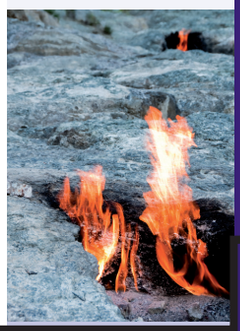
DOŚWIADCZENIE 86.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj z dala od źródła ognia!

Zbadaj właściwości fizyczne metanu: stan skupienia, barwę, rozpuszczalność w wodzie, zapach.

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



Wiecznie „płonący kamień" w Yanartaş (janartas) (Turcja). Płomienie pochodzą z wycieku gazu ziemnego.

ĆWICZENIE 118.

Wyjaśnij różnice w zapachu gazów: gazu ziemnego i metanu. Wyjaśnienia zapisz w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 87.

WYKONANIE

Zapal metanowy palnik gazowy, a następnie zmieniaj dostęp tlenu do palnika, odpowiednio regulując stosowne pokrętło. Obserwuj zmiany płomienia.

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

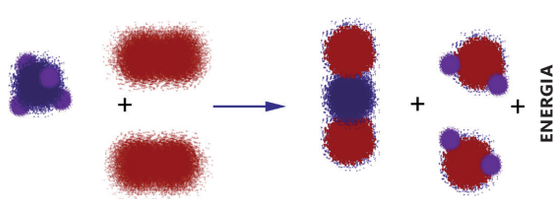
Metan pali się w obecności tlenu, a w wyniku reakcji powstaje tlenek węgla(IV) i woda, dlatego proces ten zapisuje się:

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

Po uzgodnieniu równania:

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

Za pomocą modeli można tę reakcję przedstawić następująco:



Metan jest bezbarwnym i bezwonnym gazem. Nie rozpuszcza się w wodzie.

Metan może być zbierany pod powierzchnią wody.

Gaz ziemny w sieci miejskiej, mimo że składa się przede wszystkim z bezwonnego metanu, posiada zapach. Jest on bowiem sztucznie nawaniany ze względów bezpieczeństwa.

Przy małej ilości tlenu płomień jest żółty i nieregularny. Im więcej tlenu, tym płomień staje się bardziej niebieski i coraz mniej widoczny.

Metan spala się lepiej w większej ilości tlenu.

Uczniowie powinni odczytać słownie, z użyciem pojęcia mola, wszystkie równania reakcji.

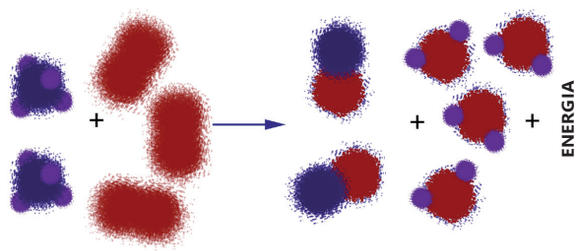
1. Celem podrozdziału jest zbadanie właściwości kolejnego gazu – metanu.
2. Najważniejsze jest zrozumienie procesów spalania metanu do tlenku węgla(IV), tlenku węgla(II) i węgla.
3. Na podstawie tych informacji uczniowie będą później pisać równania reakcji spalania węglowodorów i innych związków organicznych. Dlatego należy bardzo dokładnie omówić te trzy równania reakcji.
4. Ważną informacją jest też to, że metan jest gazem cieplarnianym. Metan intensywniej niż tlenek węgla(IV) pochłania promieniowanie podczerwone.

Dawniej powszechnie montowano w łazienkach gazowe ogrzewacze wody (piecyki). Aby zapewnić właściwy dostęp powietrza do łazienek, drzwi zawsze miały otwory wentylacyjne.

W reakcji spalania metanu wydziela się ciepło. Dlatego nazywa się ją reakcją egzoenergetyczną. Spalanie metanu ma zastosowanie: w kuchenkach gazowych, w samochodach, w piecykach do ogrzewania wody. Do spalania należy jednak zapewnić dostateczną ilość powietrza (tlenu), gdyż przy jego ograniczonym dostępie (w wyniku reakcji spalania metanu) powstaje woda oraz tlenek węgla(II), czyli trujący czad. Równanie reakcji opisujące ten proces przybiera postać:

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

Za pomocą modeli można tę reakcję przedstawić następująco:



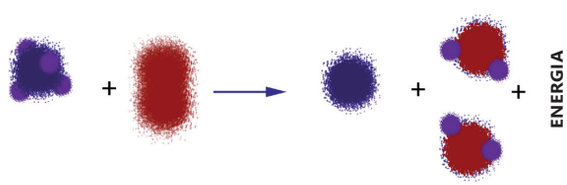
RYSUNEK 5.6. Niecałkowite spalanie metanu w tlenie.

Z tego względu w pomieszczeniach, w których spala się metan, konieczna jest sprawnie działająca wentylacja.

Gdy tlenu jest jeszcze mniej, spalanie zachodzi najgorzej i zamiast tlenków węgla powstaje sadza (czyli węgiel). Proces ten opisuje równanie reakcji:

$$CH_4 + O_2 \rightarrow C + 2H_2O.$$

Za pomocą modeli można tę reakcję przedstawić następująco:



Efektem przebiegającej w taki sposób reakcji są m.in. okopcone garnki.

Wykres powstał na podstawie obliczeń wynikających z równań reakcji spalania metanu w określonych warunkach. Im więcej dostępnego tlenu, tym lepsze spalanie metanu. Na jeden mol metanu potrzeba odpowiednio:
1 mol O_2, aby spalanie przebiegało do sadzy, czyli 22,4 dm^3 tlenu;
1,5 mola O_2, aby spalanie przebiegało do tlenku węgla(II), czyli 33,6 dm^3 tlenu;
2 mole O_2, aby spalanie przebiegało do tlenku węgla(IV), czyli 44,8 dm^3 tlenu.

Metan – CH_4;
masa 1 mola metanu = 16 g.
Objętość w warunkach normalnych 1 mola metanu = 22,4 dm^3.

$$d = \frac{16\ g}{22{,}4\ dm^3} = 0{,}71\ \frac{g}{dm^3}$$

Zawartość węgla: 16 g — 100%
12 g — x

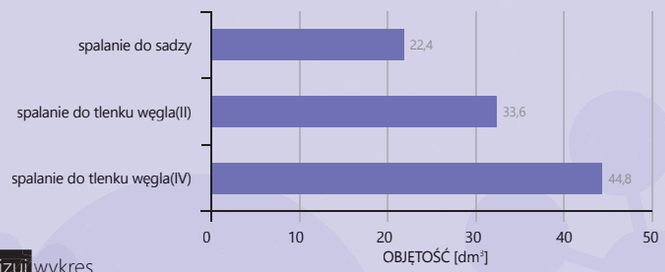
$$x = \frac{12\ g}{16\ g} \cdot 100\% = 75\%.$$

Zawartość wodoru = 100% – 75% = 25%.

ĆWICZENIE 119.

Na wykresie przedstawiono, ile dm^3 tlenu (odmierzonego w warunkach normalnych) jest potrzebnych do spalenia 1 mola (16 g) metanu.

OBJĘTOŚĆ TLENU POTRZEBNA NA SPALENIE 1 mola (16 g) METANU



Przeanalizuj wykres.
Na tej podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 120.

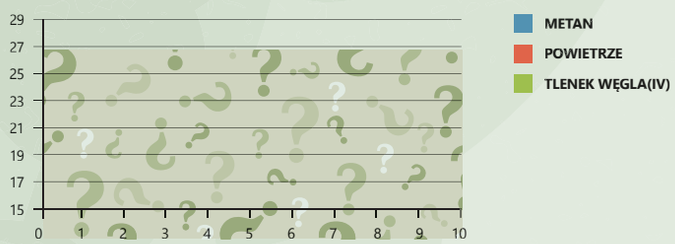
Oblicz gęstość metanu w warunkach normalnych oraz jego skład procentowy. Obliczenia zapisz w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 88.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj z dala od źródła ognia!

Przygotuj trzy identyczne kolby z: metanem, powietrzem, tlenkiem węgla(IV). Pierwszą kolbę – napełnioną metanem – zatkaj korkiem z termometrem. Kolbę z powietrzem i kolbę z tlenkiem węgla(IV) ustaw w równej odległości od źródła ciepła (lampy). Obserwuj i notuj zmiany temperatury na termometrze co jedną minutę. Wyniki pomiarów zanotuj w zeszycie w postaci wykresu. Podpisz odpowiednio osie wykresu.



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

Najmniejsza zmiana temperatury nastąpiła w kolbie z powietrzem. Największy skok temperatury zanotowano w naczyniu z metanem.

Metan i tlenek węgla(IV) pochłaniają promieniowanie lepiej niż powietrze. Te gazy są gazami cieplarnianymi.

Metan jest gazem cieplarnianym o efekcie działania kilkunastokrotnie większym niż tlenek węgla(IV).

ĆWICZENIE 121.

Na podstawie literatury sporządź w zeszycie notatkę wyjaśniającą, czym jest efekt cieplarniany. Pamiętaj o podaniu źródeł informacji.

Nieznajomość zjawisk chemicznych prowadzi do powstawania legend i baśni.

Na początku rozdziału zostały wymienione nazwy zwyczajowe metanu i miejsca jego występowania.

ZDJĘCIE 5.1. Błędne ogniki.

Błędne ogniki – to zjawisko dostrzegane w nocy nad bagnami, torfowiskami czy mokradłami. Mają one postać światełek unoszących się nad powierzchnią. Dawniej kojarzono je z duchami i zjawiskami nadprzyrodzonymi.

W przekazach ludowych, baśniach i legendach uważało się je za pokutujące dusze, nieprzyjazne ludziom, przeważnie wyprowadzające ludzi na manowce, tj. błędne drogi (stąd nazwa).

Ustka: „Uroczysko" – legenda o stawku upiorów (Seekenmoor), który połykał ludzi. (Źródło: Marcin Barnowski, *Nadmorskie duchy: uroczyska i tajemnice*).

W rzeczywistości błędne ogniki powstają w wyniku samozapłonu metanu, który wydobywa się z bagien czy torfowisk (stąd jedna z potocznych nazw metanu – gaz błotny).

ĆWICZENIE 122.

Jakie znasz baśnie, legendy, w których występują błędne ogniki? Zapisz ich tytuły w zeszycie i opisz krótko jedną z opowieści.

Poniższy obraz ukazuje zbieranie metanu z dna zbiorników wodnych przez Daltona.

RYCINA 5.1. Zbieranie metanu z dna zbiorników wodnych przez Daltona. Obraz Forda Madoxa Browna [forda madoksa brauna].

Jak on to robi?

Promieniowanie słoneczne, które dociera do powierzchni Ziemi, jest przez nią pochłaniane, rozpraszane oraz odbijane. Pochłonięte promieniowanie jest następnie oddawane przez Ziemię w postaci uciekającego do atmosfery i w przestrzeń kosmiczną ciepła. Część tego ciepła jest jednak ponownie pochłaniana, odbijana i wreszcie emitowana przez niektóre składniki ziemskiej atmosfery.
Powyższy proces skutkuje utrzymaniem na Ziemi odpowiedniej do życia organizmów temperatury, co jest zjawiskiem naturalnym i pożądanym. Do najważniejszych gazów odpowiedzialnych za ten efekt (czyli gazów cieplarnianych) zalicza się parę wodną, tlenek węgla(IV), ozon oraz metan.
Wprowadzenie nadmiernej ilości gazów cieplarnianych do atmosfery może jednak powodować podwyższenie temperatury na Ziemi, a w konsekwencji niekorzystne zmiany klimatyczne. Dlatego podejmuje się działania, które ograniczają wywoływaną działalnością człowieka emisję gazów cieplarnianych, szczególnie CO_2 i metanu.

Dalton porusza patykiem po dnie bajora, wydzielający się gaz jest zaś zbierany do słoja przez jednego z uczniów.

54° 17′ 49,9″ N, 22° 38′ 50,1″ E

Porównaj gęstość metanu z gęstością powietrza. Dokonaj stosownych obliczeń. Metan jest znacznie lżejszy od powietrza, gdyż masa jednego mola metanu wynosi 16 g, a masa jednego mola powietrza wynosi 29 g.

$$\rho_{metanu} = \frac{16\ g}{22{,}4\ dm^3} = 0{,}71\ \frac{g}{dm^3} \quad < \quad \rho_{powietrza} = \frac{29\ g}{22{,}4\ dm^3} = 1{,}29\ \frac{g}{dm^3}$$

ĆWICZENIE 123.

Czasami efekty występowania gazu błotnego na dnie zbiorników wodnych mogą być nieoczekiwane:

1 maja 1926 roku, podczas ogromnej burzy, Jezioro Tobellus (zwane też jeziorem Stańczyki) po prostu zniknęło. Ten niezwykły efekt został spowodowany wybuchem gazu błotnego, tworzącego się na dnie jeziora. Podczas burzy ciśnienie spadło, powodując jego eksplozję. W rezultacie z jeziora wystrzelił wielki słup wody zmieszanej z błotem i grudami gleby. Następnie te kawałki ziemi opadły na taflę wody, szczelnie ją pokrywając. Jezioro stało się niewidoczne na kilka tygodni, bo tyle czasu trwało opadanie ziemi na dno.

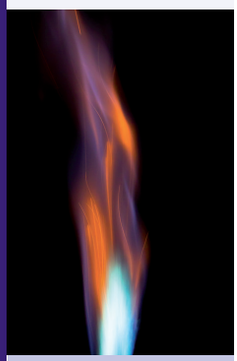
Korzystając z mapy, zapisz w zeszycie współrzędne geograficzne tego jeziora. Porównaj gęstość metanu z gęstością powietrza. Dokonaj stosownych obliczeń i zapisz je w zeszycie.

Jezioro Stańczyki.

Metan jest głównym składnikiem gazu ziemnego (około 90%) i jednym ze składników ropy naftowej.

Metan występuje też w kopalniach węglowych i solnych. Ponieważ jest lżejszy od powietrza, unosi się i gromadzi pod sufitem pomieszczeń. Z powietrzem tworzy mieszaninę wybuchową. Dlatego takie kopalnie nie są bezpieczne. W dawnych czasach gromadzący się u sufitu metan wypalali, za pomocą pochodni na długich żerdziach, specjalni górnicy ubrani w mokre kapoty, tzw. pokutnicy.

ZDJĘCIE 5.2. Wnętrze komory „Spalone" – rzeźby zostały wykonane w 1972 roku przez górnika Mieczysława Kluzka.

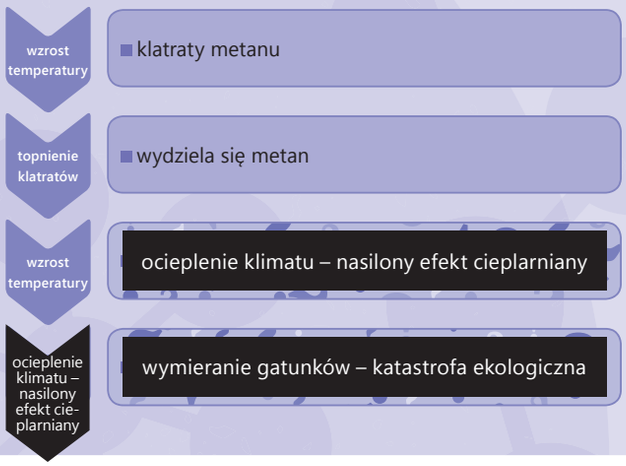


PŁONĄCY LÓD METANOWY

Metan występuje również w złożach tzw. lodu metanowego. Jest to struktura krystaliczna, w której cząsteczki wody tworzą klatki wokół cząsteczki metanu – stąd pochodzi nazwa klatrat metanu. Klatraty metanu odkryto pod koniec XIX wieku. Obecnie rozważa się jego wykorzystanie jako źródła gazu ziemnego. Klatraty metanu postrzega się jako potencjalne źródło zmian klimatu.

ĆWICZENIE 124.

Przerysuj poniższy schemat do zeszytu, a następnie uzupełnij go. Na jego podstawie omów, jak klatraty metanu mogą wpłynąć na ocieplenie się klimatu.



Rozpad złóż klatratów metanu może doprowadzić do katastrof geologicznych. Około 6100 lat p.n.e. na skutek takiego właśnie rozpadu nastąpiło znaczne przesunięcie mas skalnych ze stoku kontynentalnego do Morza Norweskiego, co wywołało potężne tsunami. Obecnie zagrożone są między innymi wyspy Bahama, opadające stokiem kilka kilometrów w głąb oceanu, których jedynym spoiwem są klatraty.

W przyrodzie źródłem metanu są również mikrobiologiczne procesy zachodzące podczas rozkładu substancji organicznych w warunkach beztlenowych. W wyniku tego procesu powstaje biogaz, którego skład jest następujący: metan (40–80%), tlenek węgla(IV) (20–55%), siarkowodór (0,1–5,5%) oraz wodór, tlenek węgla, azot i tlen w ilościach śladowych.

Metan ma zastosowanie przede wszystkim w energetyce, jako paliwo do silników. Stosuje się go także do produkcji tworzyw sztucznych.

Typ wiązania	Definicja	Jak powstaje
wiązanie atomowe (kowalencyjne)	Wiązanie powstałe w wyniku uwspólnienia obszarów z elektronami łączących się atomów o takiej samej elektroujemności.	Poprzez nałożenie i uwspólnienie elektronów pochodzących z obu atomów.
wiązanie atomowe spolaryzowane (kowalencyjne spolaryzowane)	Wiązanie powstałe w wyniku uwspólnienia obszarów z elektronami łączących się atomów o różnej elektroujemności.	Poprzez nałożenie i uwspólnienie elektronów pochodzących z obu atomów. Utworzona para elektronowa jest przesunięta w kierunku atomu bardziej elektroujemnego.
wiązanie jonowe	Oddziaływanie pomiędzy jonami o przeciwnych znakach.	Poprzez przyciąganie ładunków o przeciwnym znaku.
wiązanie wodorowe	Jest to słabe wiązanie, polegające głównie na przyciąganiu elektrostatycznym między atomem wodoru z jednej cząsteczki a elektroujemnym atomem posiadającym wolne pary elektronowe z drugiej cząsteczki.	Pomiędzy atomem wodoru z jednej cząsteczki a elektroujemnym atomem posiadającym wolne pary elektronowe z drugiej cząsteczki.
wiązanie metaliczne	Wiązanie między kationami metalu osadzonymi w węzłach sieci, pozostającymi w równowadze z gazem elektronowym, który wypełnia przestrzeń sieciową.	Poprzez utworzenie gazu elektronowego, obejmującego zasięgiem cały kryształ metalu.

TO BARDZO ZŁOŻONA SUBSTANCJA
CO ODCZYN MA SŁODKI JAK MIÓD
PODWÓJNE WIĄZANIE CHEMICZNE
NIERZADKO ŁĄCZĄCE PO GRÓB.

GOLEC uORKIESTRA, „WALC CHEMICZNY"

5.5. JAK WŁAŚCIWOŚCI ZWIĄZKÓW CHEMICZNYCH ZALEŻĄ OD TYPU WIĄZANIA, KTÓRE W NICH WYSTĘPUJE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicję pojęć: wiązanie atomowe spolaryzowane, wiązanie jonowe, wiązanie wodorowe, wiązanie metaliczne;**
- **jak powstają poszczególne typy wiązań.**

Otaczający nas świat jest zbudowany z wielu substancji. Mają one różne właściwości fizykochemiczne. Część tych właściwości zależy od typu wiązania, które występuje w danym związku chemicznym.

Podrozdział ma charakter podsumowujący. Nauczyciel powinien podać uczniom, które wiadomości powinni oni znać i jakie umiejętności posiadać, aby dobrze napisać sprawdzian.

ĆWICZENIE 125.

Przerysuj tabelę do zeszytu i na podstawie zdobytych wcześniej informacji uzupełnij ją.

TYP WIĄZANIA	DEFINICJA	JAK POWSTAJE
?	?	Powstaje poprzez uwspólnienie elektronów pochodzących z obu atomów.
Wiązanie atomowe spolaryzowane (kowalencyjne spolaryzowane).	?	?
?	?	Powstaje w wyniku przyciągania ładunków o przeciwnym znaku.
Wiązanie wodorowe.	?	?
?	?	Powstaje poprzez utworzenie gazu elektronowego obejmującego zasięgiem cały kryształ metalu.

ĆWICZENIE 126.

Przerysuj tabelę do zeszytu, a następnie na podstawie zdobytych wcześniej informacji uzupełnij ją.

TYP WIĄZANIA	PRZYKŁADY SUBSTANCJI	WŁAŚCIWOŚCI SUBSTANCJI
Wiązanie atomowe (kowalencyjne)		
	HCl, H_2O, NH_3	
		Wysoka temperatura topnienia, stopione przewodzą prąd elektryczny, w wodzie dysocjują.
	DNA, H_2O, metanol	
Wiązanie metaliczne		

ĆWICZENIE 127.

Wyjaśnij, dlaczego wzór wody został umieszczony w tej tabeli w dwóch miejscach. Notatkę sporządź w zeszycie.

Ponieważ atomy w cząsteczce wody są połączone wiązaniami atomowymi spolaryzowanymi, natomiast cząsteczki wody są połączone w większe skupiska wiązaniami wodorowymi, które nadają wodzie specyficzne właściwości.

Typ wiązania	Przykłady substancji	Właściwości substancji
wiązanie atomowe (kowalencyjne)	H_2, Cl_2, N_2	Najczęściej są to gazy lub ciała stałe, które nie wykazują polaryzacji wiązań, nie są dipolami.
wiązanie atomowe spolaryzowane (kowalencyjne)	HCl, H_2O, NH_3	Substancje występują w postaci pojedynczych cząsteczek, małe cząsteczki są gazami.
wiązanie jonowe	chlorek sodu, chlorek potasu, tlenek magnezu, tlenek wapnia	Wysoka temperatura topnienia, stopione przewodzą prąd elektryczny, w wodzie dysocjują.
wiązanie wodorowe	DNA, H_2O, metanol	Podwyższona temperatura wrzenia, wiązania te nadają odpowiedni kształt strukturze i zapewniają jej sztywność.
wiązanie metaliczne	miedź, cynk, srebro, złoto, sód, magnez	Przewodnictwo prądu elektrycznego, przewodnictwo ciepła, kowalność, połysk.

5.6. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Napisz wzory sumaryczne i strukturalne związków chemicznych wodoru i pierwiastków z 2. okresu. Określ typ wiązania.
2. Jaką wartościowość względem wodoru wykazują pierwiastki grup: 1., 2., 13., 14., 15., 16. i 17.?
3. Na przykładzie cząsteczek wody, chlorowodoru i amoniaku opisz powstawanie wiązań atomowych (kowalencyjnych).
4. Oblicz masy cząsteczkowe i molowe dla: wody, siarkowodoru, chlorowodoru, amoniaku i metanu.
5. Oblicz skład procentowy dla: wody, siarkowodoru, chlorowodoru, amoniaku i metanu.
6. Oblicz stosunek liczby atomów wodoru do tlenu w cząsteczkach wody, siarkowodoru, chlorowodoru, amoniaku i metanu.
7. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania amoniaku i siarkowodoru. Jaki to typ reakcji?
8. Oblicz, ile gramów amoniaku powstanie gdy do reakcji użyjemy 6 g wodoru i 28 g azotu.
9. Wymień właściwości związków o wiązaniach jonowych.
10. Zapisz równania reakcji, za pomocą których pokażesz, jak powstają jony.
11. Napisz równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej.
12. Napisz równanie powstawania CO_2 (w wyniku prażenia wapieni).
13. Podaj definicję reakcji analizy.
14. Wymień zastosowania tlenków wapnia.
15. Opisz właściwości fizyczne i chemiczne metanu.
16. Napisz równania reakcji spalania metanu. Jaki to typ reakcji?

ODPOWIEDZI

1. Napisz wzory sumaryczne i strukturalne związków chemicznych wodoru i pierwiastków z 2. okresu. Określ typ wiązania.

Nr grupy	14.	15.	16.	17.
Symbol pierwiastka	C	N	O	Cl
Wzór sumaryczny	CH_4	NH_3	H_2O	HCl
Wzór strukturalny				H – Cl
Typ wiązania	kowalencyjne bardzo słabo spolaryzowane	kowalencyjne spolaryzowane	kowalencyjne spolaryzowane	kowalencyjne spolaryzowane

TABELA 5.1. Wzory sumaryczne i strukturalne oraz typy wiązania związków chemicznych wodoru i pierwiastków z 2. okresu.

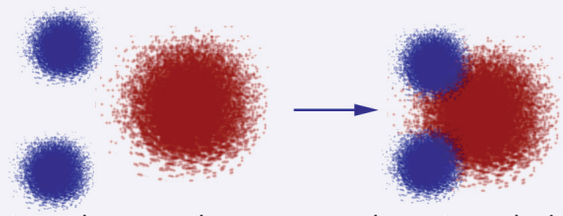
2. Jaką wartościowość względem wodoru wykazują pierwiastki grup: 1., 2., 13., 14., 15., 16. i 17.?

Nr grupy	1.	2.	13.	14.	15.	16.	17.
Wartościowość względem wodoru	I	II	III	IV	III	II	I

TABELA 5.2. Wartościowość pierwiastków grup: 1., 2., 13., 14., 15., 16. i 17. względem wodoru.

3. Na przykładzie cząsteczek wody, chlorowodoru i amoniaku opisz, jak powstają wiązania atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane.

Cząsteczka wody może powstać podczas reakcji spalania wodoru w tlenie. Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, z których 2 są niesparowane. Wynika z tego, że atom tlenu może zaangażować dwa elektrony do tworzenia wiązania, natomiast atom wodoru jeden. Z tego powodu z 1 atomem tlenu połączą się 2 atomy wodoru.



POWTÓRZONY RYSUNEK 5.1. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru i atomu tlenu.

Połączone ze sobą 2 atomy wodoru i 1 atom tlenu utworzyły cząsteczkę nowej substancji chemicznej – wody.

Wiązania chemiczne, które powstały pomiędzy atomami tlenu i atomami wodoru, są bardzo podobne do tych, które powstały pomiędzy atomami w cząsteczkach pierwiastków. Wiązanie powstało przez nałożenie się obszarów z elektronami i uwspólnienie tych obszarów. Z tą jednak różnicą, że atom tlenu silniej przyciąga do siebie elektrony, więc utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu tlenu. Takie wiązanie kowalencyjne, w którym chmura elektronowa przesunięta jest bliżej któregoś z połączonych atomów, nazywamy wiązaniem atomowym (kowalencyjnym) spolaryzowanym.

Cząsteczka chlorowodoru może powstać podczas reakcji wodoru z chlorem. Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom chloru ma 7 elektronów walencyjnych, z których 1 jest niesparowany. Wynika z tego, że atom chloru może zaangażować 1 elektron do tworzenia wiązania i atom wodoru 1. Z tego powodu z jednym atomem chloru połączy się jeden atom wodoru. Połączone ze sobą atomy wodoru i chloru utworzyły cząsteczkę nowej substancji chemicznej – chlorowodoru. Wiązania chemiczne pomiędzy atomami chloru i wodoru powstały przez nałożenie się obszarów z elektronami i uwspólnienie tych obszarów. Atom chloru silniej przyciąga do siebie elektrony, niż atom wodoru – dlatego utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu chloru. Powstało wiązanie atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane.

Cząsteczka amoniaku może powstać podczas reakcji wodoru z azotem. Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom azotu ma 5 elektronów walencyjnych, z których 3 są niesparowane. Wynika z tego, że atom azotu może zaangażować 3 elektrony do tworzenia wiązania natomiast atom wodoru 1. Z tego powodu z jednym atomem azotu połączą się 3 atomy wodoru. Połączone ze sobą atomy wodoru i azotu utworzyły cząsteczkę nowej substancji chemicznej – amoniaku. Wiązania chemiczne pomiędzy atomami azotu i atomami wodoru powstały przez nałożenie się obszarów z elektronami i uwspólnienie tych obszarów. Atom azotu silniej przyciąga do siebie elektrony niż atom wodoru – dlatego utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu azotu. Powstały wiązania atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane.

4. Woda ma wzór sumaryczny H_2O.

$M_{wody} = M_{wodoru} \cdot 2 + M_{tlenu} = 1 \cdot 2 + 16 = 18$.

Masa molowa wody to 18 g/mol, masa cząsteczkowa wody to 18u.

Siarkowodór ma wzór sumaryczny H_2S.

$M_{siarkowodoru} = M_{wodoru} \cdot 2 + M_{siarki} = 1 \cdot 2 + 32 = 34$.

Masa molowa siarkowodoru to 34 g/mol, masa cząsteczkowa siarkowodoru to 34u.

Chlorowodór ma wzór sumaryczny HCl.

$M_{chlorowodoru} = M_{wodoru} + M_{chloru} = 1 + 35{,}5 = 36{,}5$.

Masa molowa chlorowodoru to 36,5 g/mol, masa cząsteczkowa chlorowodoru to 36,5u.

Amoniak (azan) ma wzór sumaryczny NH_3.

$M_{amoniaku} = M_{azotu} + M_{wodoru} \cdot 3 = 14 + 1 \cdot 3 = 17$.

Masa molowa amoniaku to 17 g/mol, masa cząsteczkowa amoniaku to 17u.

Metan ma wzór sumaryczny CH_4.

$M_{metanu} = M_{węgla} + M_{wodoru} \cdot 4 = 12 + 1 \cdot 4 = 16$.

Masa molowa metanu to 16 g/mol, masa cząsteczkowa metanu to 16u.

5. Oblicz skład procentowy dla: wody, siarkowodoru, chlorowodoru, amoniaku i metanu.

1 mol cząsteczek wody ma masę 18 g, w 1 molu wody jest 16 g tlenu i 2 g wodoru.

18 g — 100%
16 g — x%
$x = \frac{16 \cdot 100}{18} = 88{,}9\%$ tlenu

18 g — 100%
2 g — x%
$x = \frac{2 \cdot 100}{18} = 11{,}1\%$ wodoru

1 mol cząsteczek siarkowodoru ma masę 34 g, w 1 molu siarkowodoru są 32 g siarki i 2 g wodoru.

34 g — 100%
32 g — x%
$x = \frac{32 \cdot 100}{34} = 94{,}1\%$ siarki

34 g — 100%
2 g — x%
$x = \frac{2 \cdot 100}{34} = 5{,}9\%$ wodoru

1 mol cząsteczek chlorowodoru ma masę 36,5 g, w 1 molu chlorowodoru jest 35,5 g chloru i 1 g wodoru.

36,5 g — 100%
35,5 g — x%
$x = \frac{35{,}5 \cdot 100}{36} = 97{,}3\%$ chloru

36,5 g — 100%
1 g — x%
$x = \frac{1 \cdot 100}{36} = 2{,}3\%$ wodoru

1 mol cząsteczek amoniaku ma masę 17 g, w 1 molu amoniaku jest 14 g azotu i 3 g wodoru.

17 g — 100%
14 g — x%
$x = \frac{14 \cdot 100}{17} = 82{,}4\%$ azotu

17 g — 100%
3 g — x%
$x = \frac{3 \cdot 100}{17} = 17{,}6\%$ wodoru

1 mol cząsteczek metanu ma masę 16 g, w 1 molu metanu jest 12 g węgla i 4 g wodoru.

16 g — 100%
12 g — x%
$x = \frac{12 \cdot 100}{16} = 75\%$ węgla

16 g — 100%
4 g — x%
$x = \frac{4 \cdot 100}{16} = 25\%$ wodoru

6. Oblicz stosunek liczby atomów wodoru do tlenu w cząsteczkach wody, siarkowodoru, chlorowodoru, amoniaku i metanu.

1 cząsteczka wody składa się z 1 atomu tlenu i 2 atomów wodoru = zatem stosunek atomów tlenu do wodoru w cząsteczce wody wynosi 1:2.

1 cząsteczka siarkowodoru składa się z 1 atomu siarki i 2 atomów wodoru = zatem stosunek atomów siarki do wodoru w cząsteczce siarkowodoru wynosi 1:2.

1 cząsteczka chlorowodoru składa się z 1 atomu chloru i 1 atomu wodoru = zatem stosunek atomów chloru do wodoru w cząsteczce chlorowodoru wynosi 1:1.

1 cząsteczka amoniaku składa się z 1 atomu azotu i 3 atomów wodoru = zatem stosunek atomów azotu do wodoru w cząsteczce amoniaku wynosi 1:3.

1 cząsteczka metanu składa się z 1 atomu węgla i 4 atomów wodoru = zatem stosunek atomów węgla do wodoru w cząsteczce metanu wynosi 1:4.

7. Amoniak i siarkowodór można otrzymać w reakcji syntezy z pierwiastków:

$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$,

$8H_2 + S_8 \rightarrow 8H_2S$ (lub $H_2 + S \rightarrow H_2S$).

8. Z równania reakcji azotu z wodorem odczytujemy, że 3 mole wodoru reagują z 1 molem azotu. Oznacza to, że 6 g wodoru reaguje z 28 g azotu. Z podanych w treści zadania wartości wynika zatem, że cały wodór przereaguje z całym azotem. A ponieważ obowiązuje prawo zachowania masy: suma mas substratów równa się sumie mas produktów, to powstanie 28 + 6 = 34 g amoniaku (azanu).

9. Wymień właściwości związków o wiązaniach jonowych.

! ZAPAMIĘTAJ

SUBSTANCJE O WIĄZANIACH JONOWYCH:

- mają wysokie temperatury topnienia,
- stopione przewodzą prąd elektryczny,
- jeżeli rozpuszczają się w wodzie, ich wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny,
- tworzą jonowe kryształy, a nie cząsteczki,
- wzór sumaryczny substancji o budowie jonowej nie jest zapisem pojedynczego elementu, ale tylko stosunków ilościowych w krysztale.

10. Metale oddają jony i stają się kationami:

$Na \rightarrow Na^+ + e^-$,

$K \rightarrow K^+ + e^-$,

$Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$,

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$.

Natomiast niemetale przyjmują elektrony, stając się anionami:

$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$,

$F + e^- \rightarrow F^-$,

$I + e^- \rightarrow I^-$,

$S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$.

11.

! ZAPAMIĘTAJ

DYSOCJACJA JONOWA (elektrolityczna) – rozpad związku chemicznego na jony pod wpływem rozpuszczalnika polarnego (w tym wypadku wody).

$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$,

$NaF \xrightarrow{H_2O} Na^+ + F^-$,

$K_2S \xrightarrow{H_2O} 2K^+ + S^{2-}$,

$KI \xrightarrow{H_2O} K^+ + I^-$,

$MgS \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+} + S^{2-}$.

12. Tlenek węgla(IV) CO_2 powstaje również w wyniku prażenia wapieni:

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.

13. **! ZAPAMIĘTAJ**

REAKCJA ANALIZY (rozkładu) – typ reakcji chemicznej, w której z 1 substratu powstają 2 produkty lub więcej produktów.

AB → A + B;

ABC → A + BC; ABC → AB + C; ABC → AC + B;

ABC → A + B + C.

14. Zastosowania tlenków wapnia:

zaprawa murarska

przemysł ceramiczny

środek owadobójczy

rolnictwo (nawóz)

samoogrzewające się potrawy i napoje (hotcan)

POWTÓRZONY SCHEMAT 5.3. Zastosowanie tlenku wapnia.

15. Metan jest bezbarwnym i bezwonnym gazem, lżejszym od powietrza. Nie rozpuszcza się w wodzie. Jest łatwopalny.

16. Reakcja spalania metanu przebiega w różny sposób w zależności od dostępu tlenu.

Metan pali się w obecności tlenu, a w wyniku reakcji powstaje tlenek węgla(IV) i woda:

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

Przy ograniczonym dostępie powietrza (w wyniku reakcji spalania metanu) powstają woda oraz tlenek węgla(II), czyli trujący czad. Równanie reakcji opisujące ten proces przybiera postać:

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

Gdy tlenu jest jeszcze mniej, zamiast tlenków węgla powstaje sadza (czyli węgiel), co opisuje równanie reakcji:

$CH_4 + O_2 \rightarrow C + 2H_2O$.

W reakcji spalania metanu wydziela się ciepło, dlatego nazywa się ją reakcją egzoenergetyczną.

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

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	2,20 1 H wodór																	2 He hel
2	0,98 3 Li lit	1,57 4 Be beryl											2,04 5 B bor	2,55 6 C węgiel	3,04 7 N azot	3,44 8 O tlen	3,98 9 F fluor	10 Ne neon
3	0,93 11 Na sód	1,31 12 Mg magnez											1,61 13 Al glin	1,90 14 Si krzem	2,19 15 P fosfor	2,58 16 S siarka	3,16 17 Cl chlor	18 Ar argon
4	0,82 19 K potas	1,0 20 Ca wapń	1,36 21 Sc skand	1,54 22 Ti tytan	1,63 23 V wanad	1,66 24 Cr chrom	1,55 25 Mn mangan	1,83 26 Fe żelazo	1,88 27 Co kobalt	1,91 28 Ni nikiel	1,90 29 Cu miedź	1,65 30 Zn cynk	1,81 31 Ga gal	2,01 32 Ge german	2,18 33 As arsen	2,55 34 Se selen	2,96 35 Br brom	3,0 36 Kr krypton
5	0,82 37 Rb rubid	0,95 38 Sr stront	1,22 39 Y itr	1,33 40 Zr cyrkon	1,6 41 Nb niob	2,16 42 Mo molibden	1,9 43 Tc technet	2,2 44 Ru ruten	2,28 45 Rh rod	2,20 46 Pd pallad	1,93 47 Ag srebro	1,69 48 Cd kadm	1,78 49 In ind	1,96 50 Sn cyna	2,05 51 Sb antymon	2,1 52 Te tellur	2,66 53 I jod	2,6 54 Xe ksenon
6	0,79 55 Cs cez	0,89 56 Ba bar	57–71 lantanowce	1,3 72 Hf hafn	1,5 73 Ta tantal	2,36 74 W wolfram	1,9 75 Re ren	2,2 76 Os osm	2,20 77 Ir iryd	2,28 78 Pt platyna	2,54 79 Au złoto	2,0 80 Hg rtęć	1,62 81 Tl tal	2,33 82 Pb ołów	2,02 83 Bi bizmut	2,0 84 Po polon	2,2 85 At astat	86 Rn radon
7	0,7 87 Fr frans	0,9 88 Ra rad	89–103 aktynowce	104 Rf rutherford	105 Db dubn	106 Sg seaborg	107 Bh bohr	108 Hs has	109 Mt meitner	110 Ds darmstadt	111 Rg roentgen	112 Cn kopernik		114 Fl flerow		116 Lv liwermor		

1,83 — elektroujemność
26 Fe — symbol
żelazo — nazwa
liczba atomowa

metale
niemetale
nietworzące związków chemicznych
metaloidy

1,10 57 La lantan	2,12 58 Ce cer	1,13 59 Pr prazeodym	1,14 60 Nd neodym	61 Pm promet	1,17 62 Sm samar	63 Eu europ	1,20 64 Gd gadolin	65 Tb terb	1,22 66 Dy dysproz	1,23 67 Ho holm	1,24 68 Er erb	1,25 69 Tm tul	70 Yb iterb	71 Lu lutet
1,1 89 Ac aktyn	1,3 90 Th tor	1,5 91 Pa protaktyn	1,38 92 U uran	1,36 93 Np neptun	1,28 94 Pu pluton	1,3 95 Am ameryk	1,3 96 Cm kiur	1,3 97 Bk berkel	1,3 98 Cf kaliforn	1,3 99 Es einstein	1,3 100 Fm ferm	1,3 101 Md mendelew	1,3 102 No nobel	103 Lr lorens