

# DUCH CHEMII Część 1.

## Gimnazjum



**Małgorzata Nodzyńska**  
**Paweł Cieśla**



# DUCH CHEMII

# **DUCH CHEMII** Część 1. **Gimnazjum**

**Małgorzata Nodzyńska**  
**Paweł Cieśla**

Autorzy: Małgorzata Nodzyńska, Paweł Cieśla

Redaktor prowadzący: Eliza Wiącek

Konsultacja merytoryczna i metodyczna: Beata Wysokińska, Joanna Kozak

Redakcja językowa i korekta: Agnieszka Mańko, Joanna Żur, Tomasz Chmielik, Eliza Wiącek-Panas, Małgorzata Wróblewska

Projekt serii: Aleksandra Laskowska, Ireneusz Winnicki

Projekt okładki: Aleksandra Laskowska

Skład graficzny: Aleksandra Laskowska, Info Studio s.c., Perfekta info Renata Markisz

Rysunki: Aleksandra Laskowska

Zdjęcia: www.shutterstock.com, Paweł Cieśla

ISBN: 978-83-63295-62-2

Wydanie pierwsze

Copyright © 2015 by Syntea SA

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

All rights reserved. No part of this book may be reproduced or transmitted in any form 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



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”.**

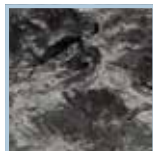
**WSTĘP, CZYLI JAK MOŻNA UCZYĆ SIĘ CHEMII**

7

W JAKIM CELU UCZYMY SIĘ CHEMII I JAK TO ROBIĆ BEZPIECZNIE? ..... 9

**1. Z CZEGO SĄ ZBUDOWANE 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 NAJLĘJSZY 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



#### 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, W JAKIM WYSTĘPUJĄ? 203

5.1. DLACZEGO WE WZORZE HCl SYMBOL WODORU PISZEMY NA POCZĄTKU, A WE WZORZE NH <sub>3</sub> NA KOŃCU? .....	203
5.2. DLACZEGO WŁAŚCIWOŚCI H <sub>2</sub> O I H <sub>2</sub> S 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, KTÓRE W NICH WYSTĘPUJE? .....	235
5.6. PODSUMOWANIE SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA .....	237
ODPOWIEDZI .....	238
SKALA ELEKTROUJEMNOŚCI PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH WEDŁUG PAULINGA .....	243
UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH .....	245
ZESTAWIENIE PIKTOGRAMÓW .....	243
SKALA ELEKTROUJEMNOŚCI PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH WEDŁUG PAULINGA .....	246
UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH .....	247

#### ! ZAPAMIĘTAJ

#### 📋 ĆWICZENIE

#### 🧪 DOŚWIADCZENIE

#### 💡 EKSPERYMENT MYŚLOWY

#### 🗣️ PODYSKUTUJ

#### ⌚ ZASTANÓW SIĘ

MYŚLENIE NIE WYKLUCZA EMOCJI. WRĘCZ PRZECIWNIE. JA MYŚLĘ O EMOCJACH.  
CHCĘ ZROZUMIEĆ ICH POCHODZENIE.  
STĄD TYLKO CHEMII I MOLEKUŁ W MOICH TEKSTACH?

JANUSZ LEON WIŚNIEWSKI

## WSTĘP, CZYLI JAK MOŻNA UCZYĆ SIĘ CHEMII

Chemia – podobnie jak biologia, fizyka, geografia, astronomia – należy do nauk przyrodniczych, opisujących otaczający nas świat materialny. W starożytności wszystkie nauki przyrodnicze stanowiły jedność, a ludzi zajmujących się badaniami, jak Arystoteles czy Demokryt, nazywano filozofami. Dopiero później zaczęły wyodrębniać się osobne gałęzie nauk. Obecnie powstaje wiele nowych dziedzin badawczych na nowo łączących różne nauki (np. biochemia, geochemia, fizykochemia).

Każda nauka ma swoje specyficzne narzędzia badawcze i sposób rozumowania. Chemia wśród nauk przyrodniczych wyróżnia się specyficznym dualizmem\*. Zjawiska i przemiany chemiczne zachodzą i są obserwowane w makroświecie, w świecie odbieranym przez nasze zmysły – widzimy np. palące się ognisko, czujemy jego ciepło, zapach dymu, słyszymy trzask iskier. Jednak jeżeli chcemy wyjaśnić, jakie procesy i reakcje zachodzą podczas spalania się drewna, musimy wyobrazić sobie świat mikro – tj. świat atomów. Dlatego też nie można zrozumieć chemii bez zrozumienia tego specyficznego mikroświata, do którego nie mamy dostępu naszymi zmysłami, a jedynie naszym umysłem.

Niektórzy uczą się chemii metodą „na pamięć”, jednak taka postawa nie jest godna naukowca. Powinniśmy więc starać się zrozumieć, DLACZEGO coś dzieje się wokół nas.

W naszym podręczniku staramy się odpowiedzieć na wszystkie pytania DLACZEGO, które zadali nam nasi uczniowie, kiedy pracowaliśmy jako nauczyciele chemii w gimnazjach. Nasze wyjaśnienia mają pomóc w zrozumieniu chemii, a nie stanowić utrudnienie. Dlatego wielu z nich nauczyciel nie będzie wymagał na kartkówkach i sprawdzianach. Jednak ich zrozumienie pozwoli Wam poczuć prawdziwego ducha chemii, a także ułatwi poruszanie się po obszarze chemii jako nauki.

**\*DUALIZM** –  
inaczej dwoistość;  
odwołanie się do  
dwóch odrębnych  
pojęć, zasad, zjawisk;  
istnienie obok siebie  
dwóch odrębnych  
zjawisk, tendencji,  
zasad.

Poznanie zasad panujących w mikroświecie pozwala na wyjaśnianie zjawisk fizycznych i chemicznych zachodzących wokół nas. Pozwala też na planowanie nowych doświadczeń, przewidywanie właściwości substancji i tego, co się stanie, gdy je ze sobą zmieszamy. Chemia przestaje być wtedy tajemniczą i niezrozumiałą nauką, której reguł należy wyuczyć się na pamięć!

**Autorzy**

## ■ PS

1. Podręcznik zawiera informacje z historii chemii (i nauk przyrodniczych), teksty literackie powiązane z wiadomościami z chemii, fragmenty artykułów popularnonaukowych i wiadomości dotyczące praktycznego, codziennego zastosowania substancji chemicznych. Traktujemy je z jednej strony jako ciekawostki, które nie muszą znaleźć się na kartkówkach i sprawdzianach, z drugiej strony uważamy, że wstydem jest, jeśli ktoś nie wie, jakie pierwiastki odkryła Maria Skłodowska-Curie [maria skłodowska-kiri] albo kto jako pierwszy skroplił powietrze.

Mamy nadzieję, że wspólnie z nauczycielem podczas każdej lekcji będziesz ustalać, które informacje są obowiązkowe, które nadobowiązkowe, a które można ewentualnie pominąć. Treści przedstawione w podręczniku staraliśmy się dobrać tak, aby mogły poszerzać Twoje indywidualne zainteresowania.

2. Podręcznik zawiera również liczne propozycje ćwiczeń. Nie na każdej lekcji zdążysz zrobić wszystko – wykonaj wtedy ćwiczenia w domu, gdyż są one konieczne, aby zrozumieć i utrwalić wiedzę.

3. Publikacja zawiera wiele przykładowych eksperymentów chemicznych, których wykonanie pomoże Ci w zrozumieniu umieszczonych w nim treści. Twoim zadaniem będzie zanotowanie obserwacji i wniosków, aby później móc do nich wrócić.

4. Mamy nadzieję, że liczne odwołania do nauk humanistycznych uczynią ten podręcznik ciekawym, także dla humanistów.

**Małgorzata Nodzyńska, Paweł Cieśla**



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.



#### 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 zeszyście.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyście.

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



**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.

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 wzniesionego 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.

### 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.



### KRÓL ZYGMUNT III WAZA

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

*Uwaga! Złotnictwo to rzemiosło, a nie alchemia.*



### „KURZA STOPKA”

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

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 ZAGROZEŃ FIZYKOCHEMICZNYCH



### PIKTOGRAMY DLA ZAGROZEŃ 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.

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*

**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.



### 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
?	?	?	?
?	?	?	?
?	?	?	?

**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?*

## 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.

Otoczający 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,        | ■ ciągliwość,                                |
| ■ barwa,                 | ■ kowalność,                                 |
| ■ zapach,                | ■ kruchość,                                  |
| ■ temperatura topnienia, | ■ przewodzenie prądu elektrycznego i ciepła, |
| ■ temperatura wrzenia,   | ■ rozpuszczalność.                           |
| ■ gęstość,               |  |

**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 prislejowi] (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, m.in. ustalając 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.

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 uczoney **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?



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.

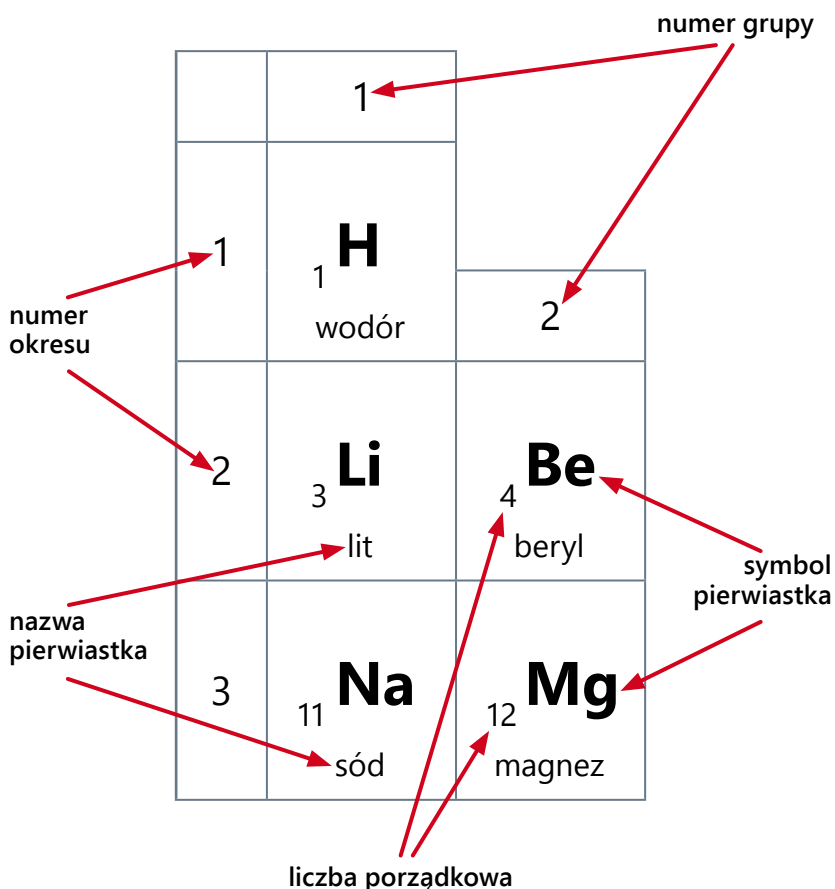
NAZWA	SYMBOL	NAZWA	SYMBOL
wodór	?	siarka	?
?	O	węgiel	?
?	N	?	P
chlor	?	krzem	?
sód	?	?	Fe
?	K	wapń	?
cynk	?	?	Mg
miedź	?	cyna	?
?	Al	?	Pb
rtęć	?	srebro	?

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).



**RYСУNEK 1.1.** Fragment układu okresowego pierwiastków chemicznych.

12 **Mg**



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

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.

$_{28} \text{Ni}$	$_{34} ?$	$? \text{U}$	$? \text{Au}$
$? \text{Ra}$	$_9 ?$	$_{37} ?$	$? \text{Po}$
$_{78} ?$	$? \text{Br}$	$? \text{Na}$	$_2 ?$

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

WISŁAWA SZYMBORSKA, „ROZMOWA Z KAMIENIEM”

## 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 wielu 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 zeszytcie.

Odpowiedz na pytania:

Czy kawałek miedzi można dzielić w nieskończoność?

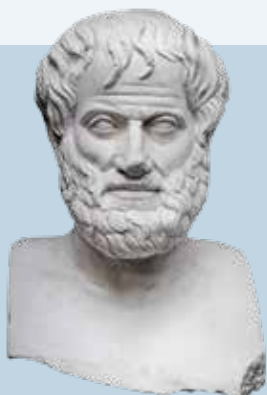
Odpowiedz na pytanie, czy istnieje kres podziału materii, nie jest łatwa. Dla chemika granicą podziału jest atom, ale zarówno chemik, jak i fizyk wiedzą, że atom jest zbudowany z jeszcze mniejszych elementów. Jak można wyjaśnić ten paradoks?



#### 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.

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

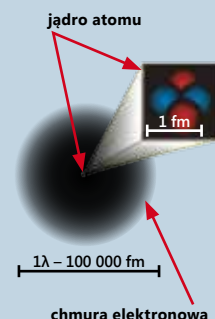
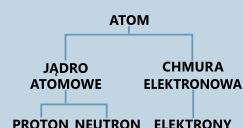
**PROTON** – cząstka elementarna mająca  **dodatni ładunek elektryczny**, który oznacza się jako „+1”.

**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 (-)].



MODEL ATOMU HELU

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

**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).

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?

26 **Fe**  
żelazo

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**.



### 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?



### 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  ${}^1\text{H}$  oznacza, że w atomie wodoru liczba masowa wynosi 1, tzn. że suma protonów i neutronów (nukleonów) wynosi 1. Zapis  ${}^4\text{He}$  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**.



### ZAPAMIĘTAJ

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

$$\text{liczba neutronów} = A - Z.$$

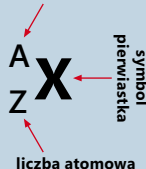


### ĆWICZENIE 9.

Oblicz liczbę neutronów dla atomu wodoru  ${}^1_1\text{H}$  i dla atomu helu  ${}^4_2\text{He}$ .

#### OPIS ATOMU ZA POMOCĄ SYMBOLI

liczba masowa



#### UWAGA!

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

Protony i neutrony mają wspólną nazwę – nukleony.

$$\text{protony} + \text{neutrony} = \text{nukleony}$$

### 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.

<b>Symbol pierwiastka</b>	H	?	?	Na	?	?
<b>Liczba protonów w jądrze</b>	?	5	?	20	?	?
<b>Liczba elektronów w chmurze</b>	?	?	7	?	?	25

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**.

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].



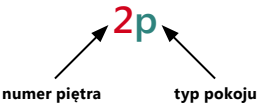
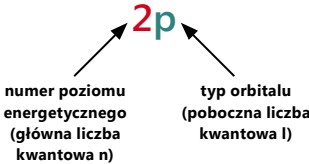
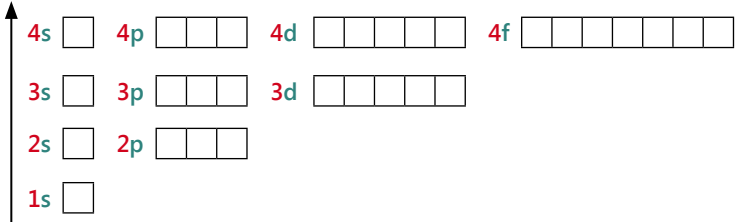
Przyjrzyjmy się bliżej chmurze elektronowej atomów. Elektrony nie są zwykłymi kulkami, które krążą wokół jądra atomu po określonych orbitach. Mają bardziej skomplikowaną naturę i z pewnych względów nie można jednoznacznie określić ich położenia i tego, w jaki sposób w danej chwili się poruszają. Można 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.

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

HOTEL	ATOM
Założmy, 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 <b>1</b> , a kolejne przyjmują wartości kolejnych liczb naturalnych, tj. <b>2, 3, 4</b> , itd.	Energia poziomu energetycznego jest zależna od tak zwanej <b>głównej liczby kwantowej (n)</b> . Liczba ta może przyjmować wartości kolejnych liczb naturalnych, począwszy od <b>1</b> do nieskończoności, lecz w praktyce przyjmuje wartości <b>od 1 do 7</b> .
Na każdym piętrze dostępne są pokoje.	W obrębie danego poziomu energetycznego możemy wyróżnić mniejsze fragmenty przestrzeni – <b>orbitale</b> .
Wszystkie pokoje w hotelu są dwuosobowe.	Jeden <b>orbital</b> może pomieścić maksymalnie dwa elektrony.
Pokoje w naszym hotelu mają różne kształty i różny standard. Standard (typ) pokoju oznaczamy odpowiednimi literami: <b>s, p, d, f</b> .	O tym, jaki typ (kształt) mają orbitale i jaka jest liczba tych orbitali, decyduje <b>poboczna liczba kwantowa (l)</b> , która przyjmuje wartości <b>od 0 do n-1</b> . Liczba ta ma dodatkowo oznaczenia literowe: <ul style="list-style-type: none"> <li>■ jeżeli przyjmuje wartość <b>0 (l=0)</b> – mówimy o orbitalach typu <b>s</b>,</li> <li>■ jeżeli ma wartość <b>1 (l=1)</b> – mówimy o orbitalach typu <b>p</b>,</li> <li>■ jeżeli ma wartość <b>2 (l=2)</b> – mówimy o orbitalach typu <b>d</b>,</li> <li>■ jeżeli wartość <b>3 (l=3)</b> – mówimy o orbitalach typu <b>f</b>.</li> </ul>

kształt orbitali 2p



HOTEL	ATOM
Liczba typów pokoi na każdym piętrze zależy od numeru piętra.	Od wartości liczby <b>n</b> 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 <b>l</b> , tj. od tego, jaki jest to typ orbitalu.
Pokój typu <b>s</b> jest jeden na każdym piętrze.	Orbital typu <b>s</b> jest zawsze jeden na każdym poziomie energetycznym.
Pokoje typu <b>p</b> są zawsze trzy (poczynając od drugiego piętra w górę).	Orbitale typu <b>p</b> są zawsze trzy (poczynając od drugiego poziomu energetycznego).
Pokoje typu <b>d</b> pojawiają się na piętrach: trzecim i wyższych; jest ich zawsze pięć.	Orbitale typu <b>d</b> jest zawsze pięć (poczynając od trzeciego poziomu energetycznego).
Pokoje typu <b>f</b> pojawiają się na piętrach: czwartym i wyższych; jest ich zawsze siedem.	Orbitale typu <b>f</b> jest zawsze siedem (poczynając od czwartego poziomu energetycznego).
Liczba <b>m<sub>l</sub></b> 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 <b>m<sub>l</sub></b> określa ułożenie orbitali w przestrzeni wokół jądra atomu w odniesieniu do innych orbitali. Przyjmuje ona wartości całkowite z zakresu <b>-l do l, włączając 0</b> .
Pokoje w naszym hotelu są ponumerowane według następującego kodu: pierwsza cyfra oznacza numer piętra, a litera za nią – typ pokoju.	Orbitale w atomie są oznaczane według następującego kodu: cyfra oznacza kolejny numer poziomu energetycznego, a litera – typ orbitalu.
	
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



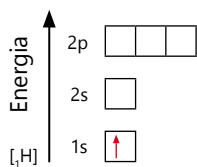
TABELA 1.1. Budowa chmury elektronowej atomu.

**! ZAPAMIĘTAJ**

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

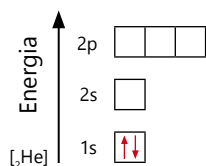
**WYRÓŻNIAMY ORBITALE TYPU s, p, d, f.**

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.

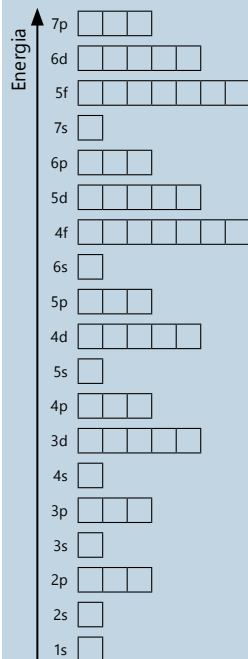


Atom wodoru [ ${}_1\text{H}$ ] ma jeden proton w jądrze, więc jego chmura elektronowa składa się z jednego elektronu. Elektron ten zajmie miejsce na orbitalu **1s**, co zaznaczymy strzałką w odpowiedniej kratce. Ponieważ atom wodoru nie ma więcej elektronów, pozostałe orbitale pozostają puste.

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.



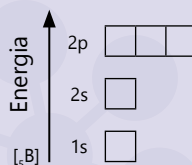
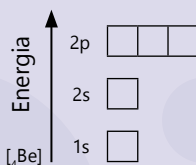
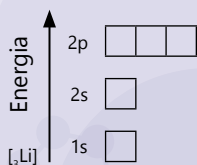
Atom Helu [ ${}_2\text{He}$ ] ma dwa protony w jądrze, więc jego chmura elektronowa składa się z dwóch elektronów. Obydwa będą umieszczone na orbitalu **1s**, lecz będą różnić się spinem (tj. kierunkiem obrotu wokół własnej osi), co zostało odpowiednio zaznaczone strzałkami. Pozostałe orbitale pozostają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

2s  $\uparrow\downarrow$ 1s  $\uparrow\downarrow$ 

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

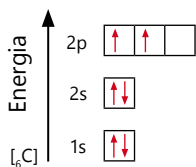
**ĆWICZENIE 11.**

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

**dobrze**2p  $\uparrow\uparrow\uparrow$ 

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

**źle**2p  $\uparrow\downarrow\uparrow$

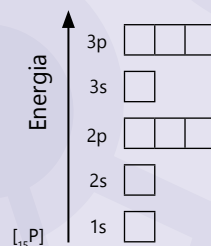
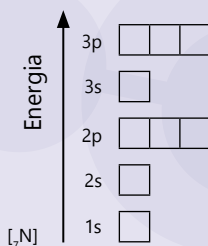
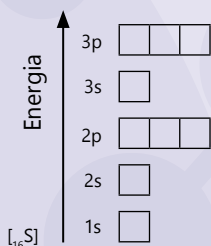
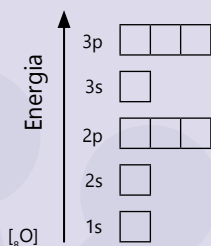


Przeanalizujmy teraz konfigurację elektronową atomu węgla, który ma liczbę atomową 6, tj. 6 elektronów tworzy chmurę elektronową. Umieszczamy więc 2 elektrony na orbitalu 1s, 2 elektrony na orbitalu 2s, a kolejne 2 elektrony na orbitalach 2p. Jeżeli mamy więcej orbitali danego typu (orbitale 2p są 3), 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 zeszyte 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.

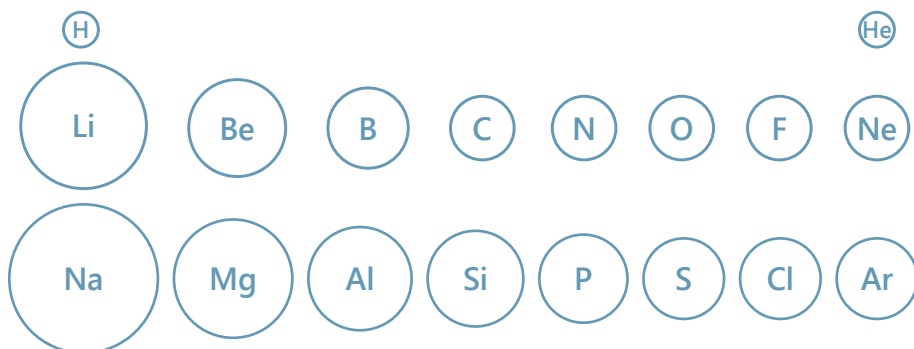
## ĆWICZENIE 13.

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

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.

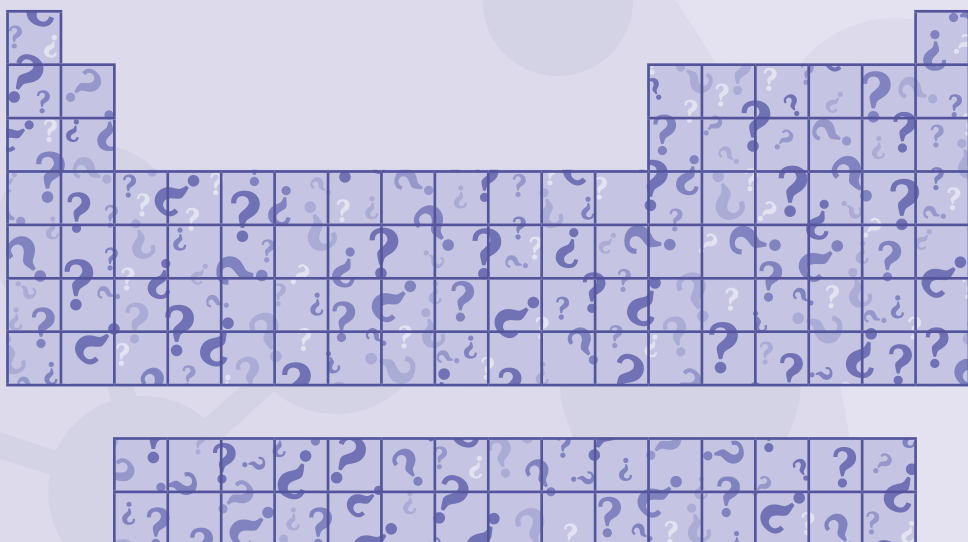


**RYСУNEK 1.2.** Zmiana promieni atomowych dla pierwiastków okresu 1.–3.



#### 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:

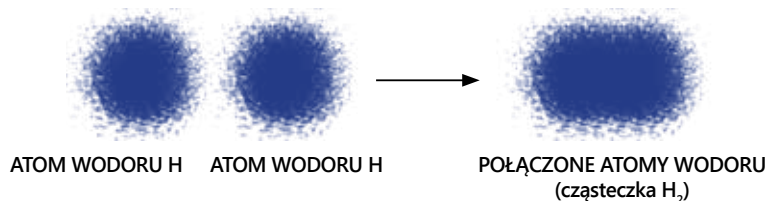
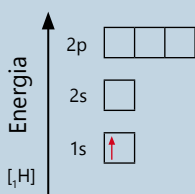
- definicje pojęć: atom, chmura elektronowa, okres, grupa, układ okresowy, pierwiastek, symbol pierwiastka;
- sposób odczytywania danych z układu okresowego oraz graficzny zapis konfiguracji elektronowej atomów.

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 jakiegokolwiek 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



RYSUNEK 1.3. Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru.

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**

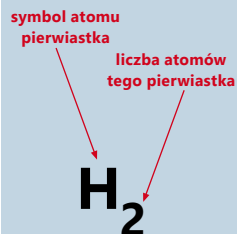
**WZÓR SUMARYCZNY** – zapis za pomocą symboliki chemicznej, który informuje, z jakiej liczby atomów i jakich pierwiastków składa się cząsteczka.

**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?

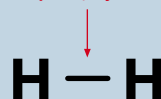
Rozważmy to na przykładzie atomu tlenu, którego chmura elektronowa składa się z 8 elektronów rozmieszczonych na orbitalach na dwóch poziomach energetycznych. 1 orbital jest umieszczony na 1. poziomie energetycznym (orbital 1s), a pozostałe 4 orbitale są na 2. poziomie energetycznym (orbital 2s oraz 3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

**WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI WODORU**

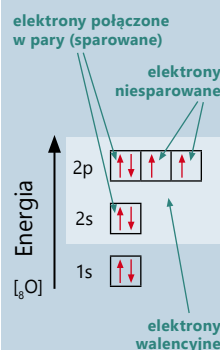


**WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI WODORU**

wiązanie kowalencyjne we wzorze strukturalnym zaznaczamy za pomocą kreski pomiędzy atomami



**KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU 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**.



### 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		?	?
chlor		?	?
azot		?	?
fosfor			?
siarka			?

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

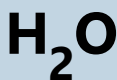
Nauczyciel umieszcza w probówce mieszaninę wodoru i tlenu, a następnie ostrożnie zbliża ją do płomienia palnika.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszyte.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyte.

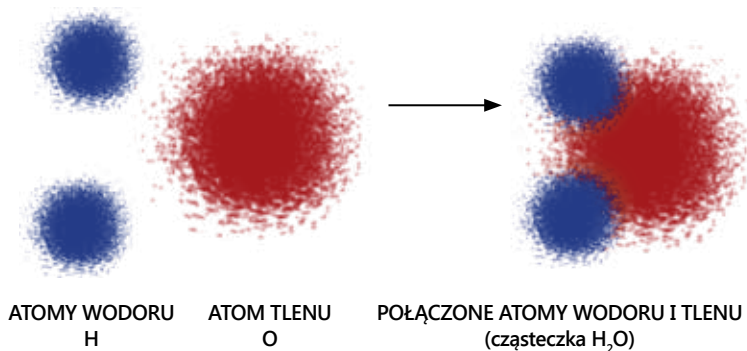
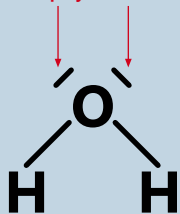
Efekty doświadczenia pokazują, że w probówce zaszedł proces spalania wodoru w tlenie. Atom wodoru ma 1 niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, z których 2 są niesparowane. Wynika z tego, że atom tlenu może zaangażować 2 elektrony do tworzenia wiązania, natomiast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

#### WZÓR SUMARYCZNY



#### WZÓR STRUKTURALNY

wolne pary elektronowe



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.

**! 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 tlenu jest większa niż wodoru, więc chmura elektronowa z uwspólnionego obszaru będzie przesunięta w kierunku atomu tlenu. Natomiast duża różnica elektroujemności wynosząca 1,4 wskazuje na wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.



**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.

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

WILLIAM SZEKSPIR [Wiliam szekspir], *HAMLET*

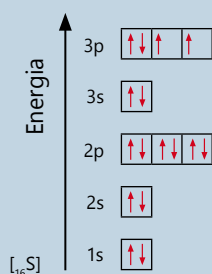
## 1.5. JAK POWSTAJĄ JONY?

### WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

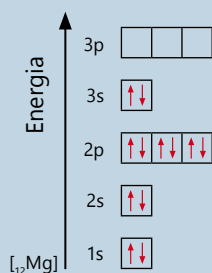
Przypomnij sobie:

- 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.

#### KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU SIARKI



#### KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU MAGNEZU



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 wydzielą się znaczna ilość energii. Doświadczenie należy bezwzględnie przeprowadzić pod nadzorem nauczyciela, pod dyktando, stosując niewielkie ilości odczynników (całkowita objętość mieszaniny nie powinna przekroczyć 2 cm<sup>3</sup>).

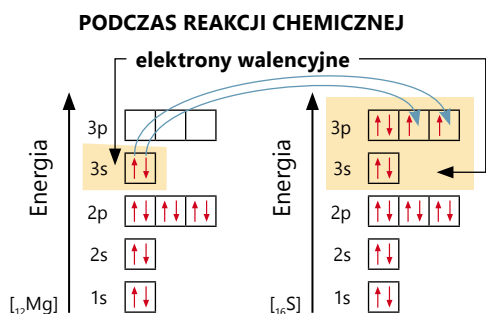
Do moździerza nasyp niewielką ilość magnezu i dokładnie rozetrzyj na drobny proszek. Następnie przenieś zawartość moździerza na porcelanową płytkę. Na tę samą płytkę nasyp taką samą ilość sproszkowanej siarki. Po dokładnym wymieszaniu uformuj z mieszaniny kopiec, po czym zanurz rozżarzony pręt żelazny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

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

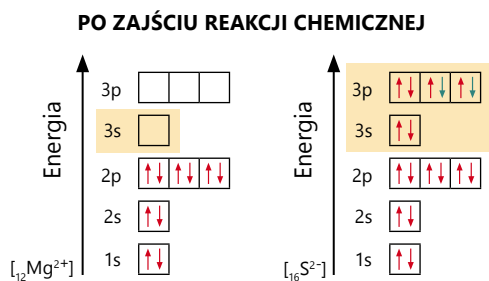
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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

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.



**konfiguracja elektronowa atomów**



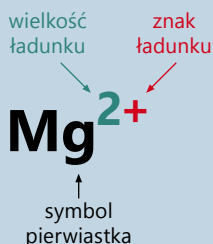
**konfiguracja elektronowa jonów**

**RYSUNEK 1.6.** Konfiguracja elektronowa siarczku magnezu.

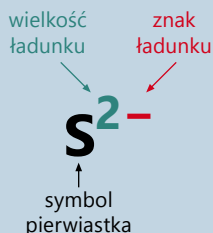
	W STANIE WOLNYM		W SIARCZKU MAGNEZU	
	atom magnezu	atom siarki	jon magnezu	jon siarki
Liczba protonów w jądrze	12	16	12	16
Liczba elektronów	12	16	10	18
Ładunek jądra	+12	+16	+12	+16
Ładunek chmury elektronowej	-12	-16	-10	-18
Sumaryczny ładunek	0	0	+2	-2
			powstał jon	powstał jon

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

## KATION MAGNEZU



## ANION SIARCZKOWY



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**.

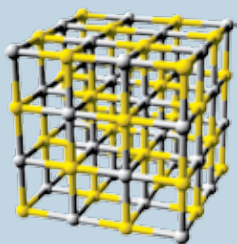
Jon o ładunku ujemnym nosi nazwę: **ANION**.

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 **Mg<sup>2+</sup>S<sup>2-</sup>**.

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.



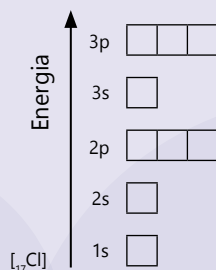
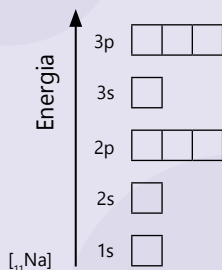
KRYSTAŁ  
SIARCZKU MAGNEZU

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.



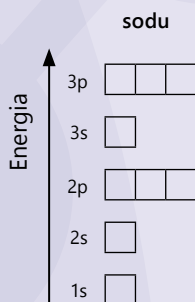
### ĆWICZENIE 16.

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

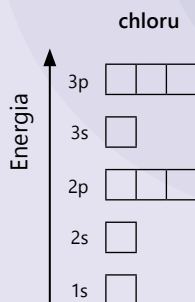


Przeprowadź analogiczne rozumowanie jak w przypadku reakcji siarki z magnezem. Zapisz konfigurację elektronową oraz wzory sumaryczne powstałych jonów.

#### KONFIGURACJA ELEKTRONOWA JONÓW



wzór jonu sodu



wzór jonu chloru

Zapisz w zeszyte wzór strukturalny oraz sumaryczny powstałego związku chemicznego.

### KRYSTAŁ CHLORKU SODU



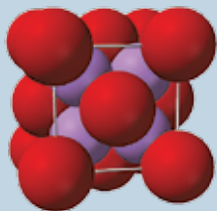
WIDOK MAKRO.



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.

## KRYSTAŁ TLENKU LITU

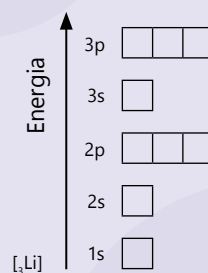
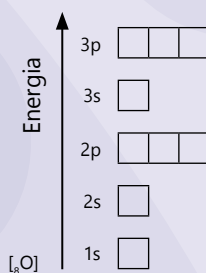
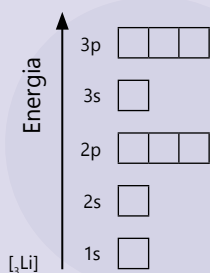


Tlenek litu został odkryty przez szwedzkiego chemika Johana Arfvedsona [johana arfvedsona] w 1817 roku. Tlenek litu jest substancją bardzo żrącą: może powodować uszkodzenia skóry, oczu i dróg oddechowych, a także obrzęk lub chemiczne zapalenie płuc. Wykorzystuje się go do absorpcji tlenku węgla(IV).

## ĆWICZENIE 17.

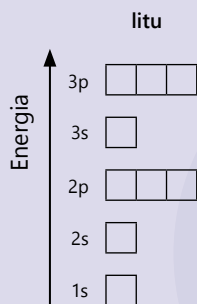
Przerysuj diagramy do zeszytu.

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

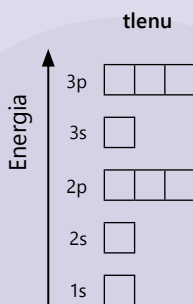


Przeprowadź analogiczne rozumowanie do przypadku reakcji siarki z magnezem. Zapisz konfigurację elektronową oraz wzory sumaryczne powstałych jonów. Ile atomów litu trzeba wykorzystać, aby sparować wszystkie elektrony w atomie tlenu?

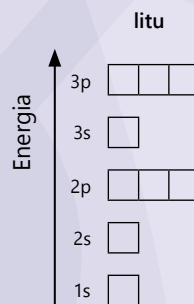
### KONFIGURACJA ELEKTRONOWA JONÓW



wzór jonu litu



wzór jonu tlenu



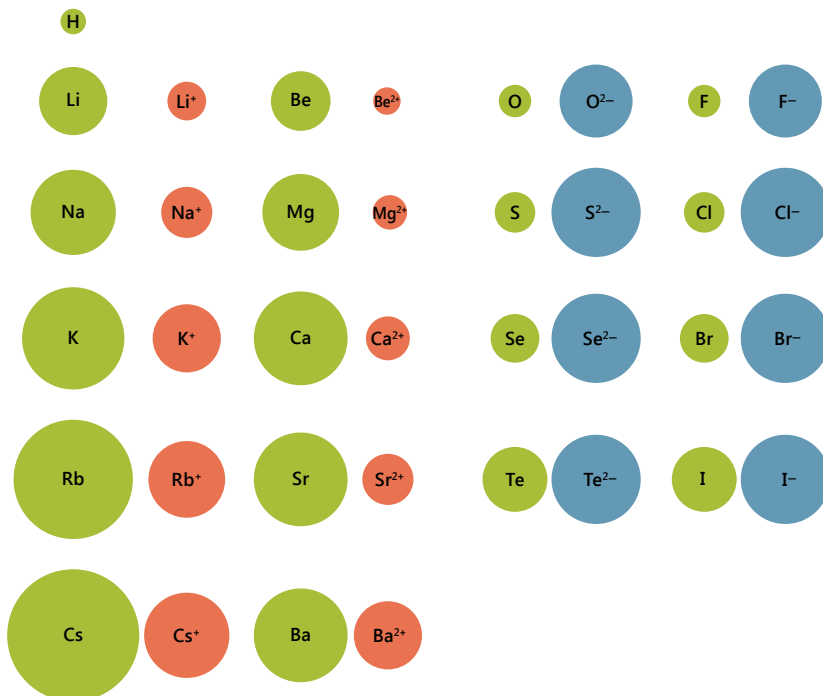
wzór jonu litu

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.



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



### ĆWICZENIE 18.

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

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

### ŻELAZNY METEORYT



JEMY, ABY ŻYĆ, NIE ŻYJEMY, ABY JEŚĆ.

SOKRATES

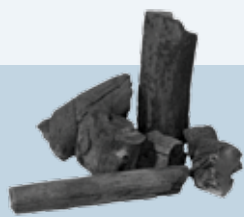
## 1.6. Z CZEGO SĄ ZBUDOWANE ORGANIZMY ŻYWE?

### WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

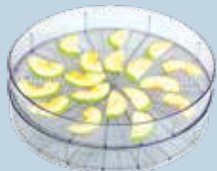
Przypomnij sobie:

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

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.



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



**SUSZENIE WARZYW  
I OWOCÓW  
NA SUSZARCE**



**SUSZONE GRZYBY**



#### 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 zeszytce.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytce.

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.

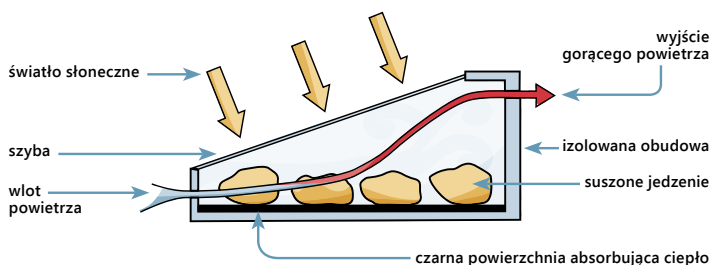
Użyj gotowej suszarki do warzyw i owoców dostępnej w twoim domu lub wykonaj takie urządzenie samodzielnie według zamieszczonego poniżej projektu. Pamiętaj, że produkty spożywcze można też suszyć w piekarniku, na patelni, na słońcu lub w przewiewnym miejscu.

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

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.

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



**RYSUNEK 1.8.** Suszenie żywności jako sposób jej konserwacji.



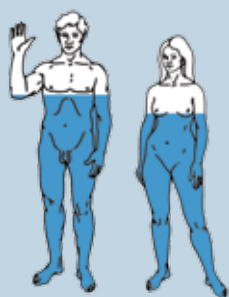
### ĆWICZENIE 19.

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	?	wołowina	71	?
orzechy	5	?	banany	75	?
ślonina	9	?	ryby	80	?
masło	16	?	jabłka	84	?
miód	20	?	marchew	89	?
ser żółty	36	?	truskawki	90	?
chleb	42	?	grzyby	93	?
frytki	57	?	pomidory	94	?
ketchup	65	?	ogórki	96	?



PROCES SUSZENIA MIĘSA



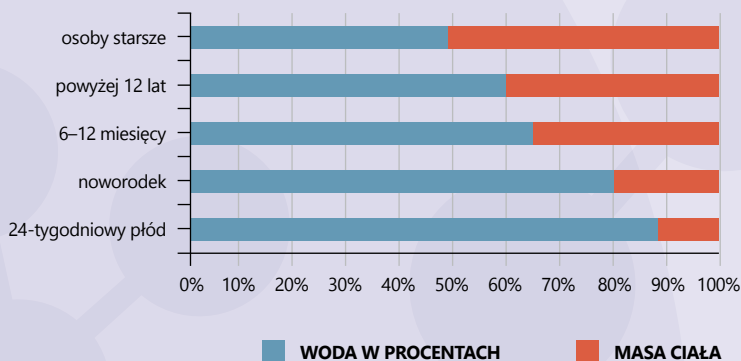
PROCENTOWA ZAWARTOŚĆ WODY W ORGANIZMIE MĘŻCZYZNY I KOBIETY

### 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.

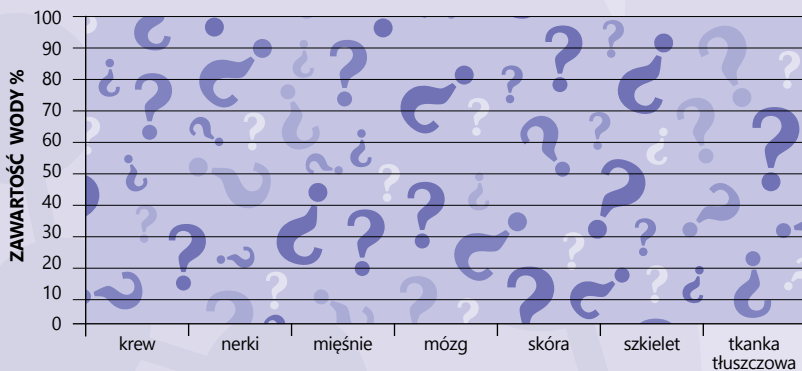
Oblicz, ile gramów wody znajduje się w twoim ciele.



Dokonaj obliczeń, wnioski zapisz w zeszycie.

### ĆWICZENIE 21.

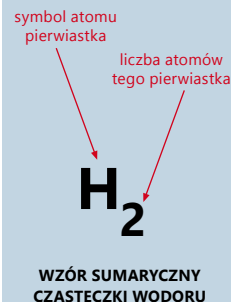
Nie wszystkie narządy człowieka są tak samo uwodnione. Krew zawiera aż 83% wody, nerki – 83%, mięśnie – 76%, mózg – 75%, skóra – 72%, szkielet (kości) – 22%, a tkanka tłuszczowa – tylko 10%. Na podstawie tych danych narysuj w zeszycie wykres słupkowy procentowej zawartości wody w poszczególnych organach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

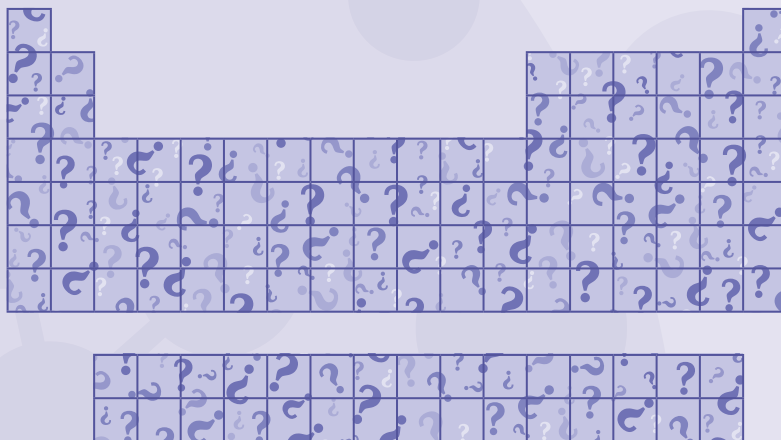
11 pierwiastków to **makroelementy**, tj. pierwiastki, których zawartość procentowa wynosi powyżej 0,01% (łącznie stanowią one około 99% masy organizmu). Zaliczamy do nich: pierwiastki biogenne (O, C, H, N, P, S) oraz Cl, Ca, Mg, K i Na. W przypadku człowieka makroelementami nazywa się te pierwiastki,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



## 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?



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 wchodzi 4 kationy żelaza –  $\text{Fe}^{2+}$ . W laboratorium chemicznym jony żelaza dwuwartościowego można wykryć np. w reakcji związku o nazwie i wzorze chemicznym: heksacyjanożelazian(III) potasu,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Z jonami żelaza dwuwartościowego  $\text{Fe}^{2+}$  daje on granatowy osad, zwany błękitem Turnbulla.



## DOŚWIADCZENIE 10.

## WYKONANIE

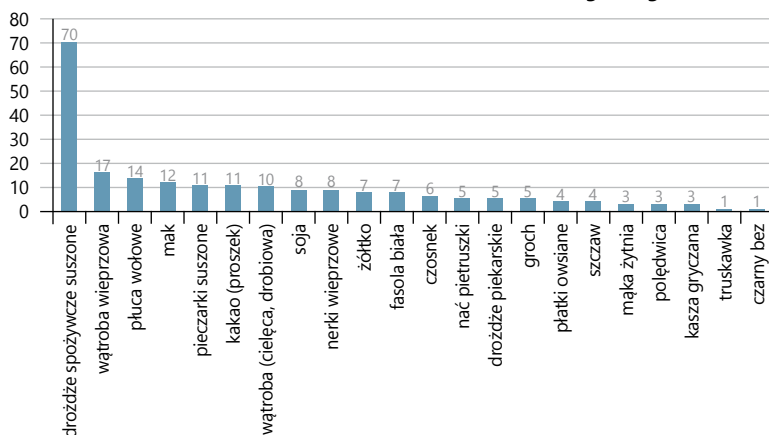
Do próbki wlej około  $1 \text{ cm}^3$  dowolnej soli żelaza(II). Następnie dodaj do niej kilka kropli roztworu heksacyjanożelazianu(III) potasu.

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.

## JONY ŻELAZA ZAWARTE W RÓŻNYCH PRODUKTACH [mg/100 g PRODUKTU]



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 zajęciem leków należy skonsultować się z lekarzem.

**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 kropeł 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.

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.



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.

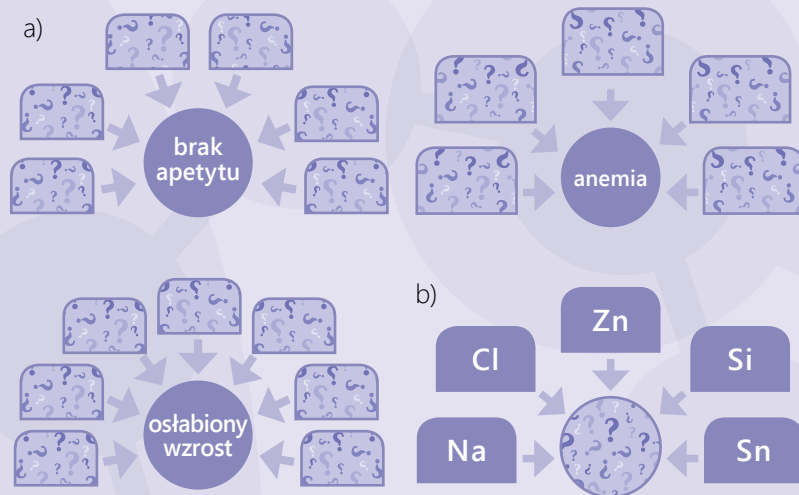
Wbij w jabłko żelazne gwoździe. Po kilku dniach spróbuj wykryć w nim żelazo.

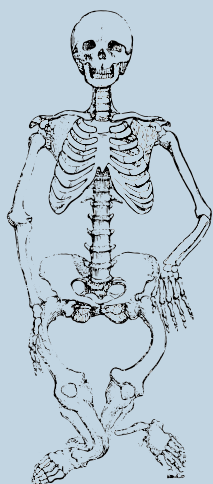
**ĆWICZENIE 23.**

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

- nazwy pierwiastków, których niedobór w organizmie skutkuje podanymi objawami,
- skutki niedoboru wskazanych pierwiastków.

Skorzystaj z tabeli zamieszczonej na następnej stronie podręcznika.





KRZYWICA



WOLE



KARŁOWATOŚĆ –  
obraz  
Diego Velázquez  
[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, zaburzenia 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

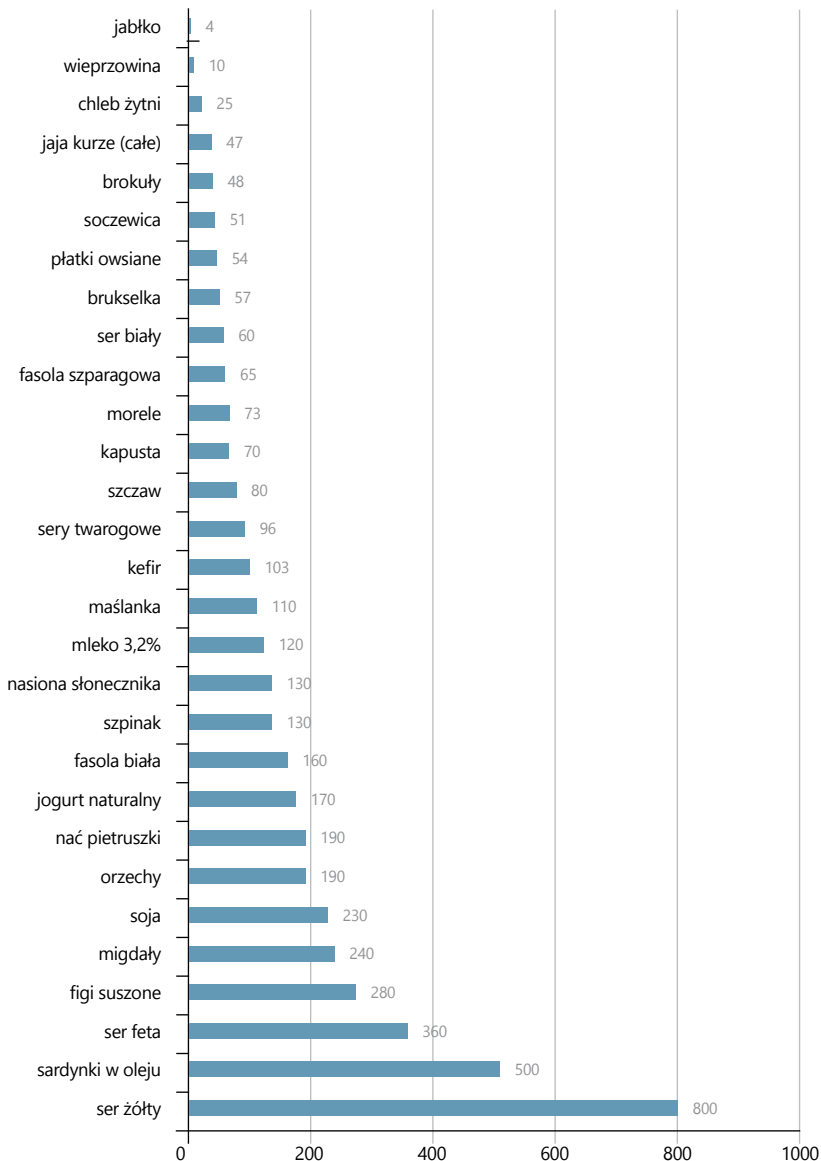
TABELA 1.3. Skutki niedoboru pierwiastków w organizmie.



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<sup>3</sup> produktu.



**PRODUKTY  
SPOŻYWCZE  
ZAWIERAJĄCE  
JONY WAPNIA**



### ZĄB ZAATAKOWANY PRÓCHNICĄ

Brak fosforu w pożywieniu prowadzi do próchnicy.

### 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)  $\text{FeS}$ , który powstał wskutek reakcji zachodzącej między siarką pochodzącą z białka a żelazem zawartym w żółtku. Związek ten nadaje jajowi nieprzyjemny zapach.

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). Dienne 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 mózdzek (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).



### ĆWICZENIE 24.

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

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).



### 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

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 uwzględnił 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 trucizną” (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.

## 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

### CHROM

nadpobudliwość nerwowa i mięśniowa, padaczka, stany padaczkowe

### SELEN

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

### MIEDŹ

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

### MOLIBDEN

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

### FOSFOR

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

### ŻELAZO

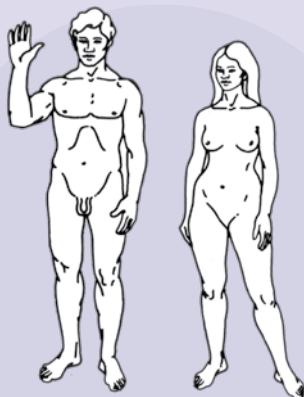
nadmierna produkcja czerwonych krwinek: marskość wątroby, zawał serca, zatory w mózgu

### CYNK

gigantyzm (zwłaszcza płodu), rozstrojenie układu pokarmowego

### 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.

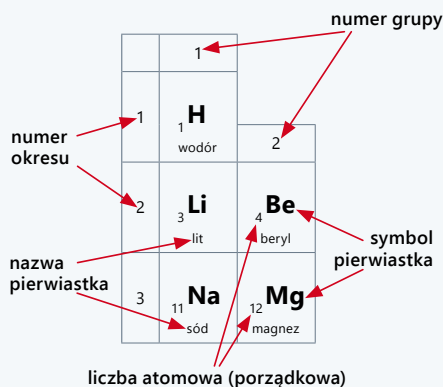
Mąka – jest ciałem stałym, o białej barwie, bez zapachu, słabo rozpuszczalna w wodzie – tworzy zawiesinę.

Woda – jest cieczą, temperatura topnienia to  $0^{\circ}\text{C}$ , a wrzenia  $100^{\circ}\text{C}$ .

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 kowadło 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:



**RYСУNEK 1.9.**  
Wodór, lit, beryl, sól 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	sól	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.

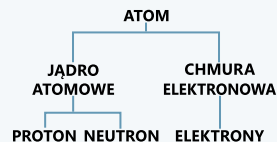
5. Dla chemika atom jest najmniejszą częścią substancji zachowującą jej chemiczne właściwości.

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**

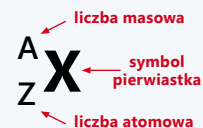
**PROTON** – cząstka elementarna (z grupy barionów) obdarzona **dodatnim ładunkiem elektrycznym**, który oznacza się jako „+1”.

**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 VALENCYJNE** – 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  $^{14}_6\text{C}$  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.  $\text{H}_2$  to jedna dwuatomowa cząsteczka wodoru;  $2\text{H}$  to dwa atomy wodoru (niepołączone),  $2\text{H}_2$  to dwie (dwuatomowe) cząsteczki wodoru. Analogicznie  $\text{O}_2$  to jedna dwuatomowa cząsteczka tlenu,  $\text{O}_3$  to jedna trzuatomowa cząsteczka tlenu – tj. ozon,  $3\text{O}_2$  to trzy dwuatomowe cząsteczki tlenu, a  $2\text{O}_3$  to dwie trzuatomowe cząsteczki tlenu,  $5\text{O}$  to pięć atomów tlenu (niepowiązane żadnymi wiązaniami).

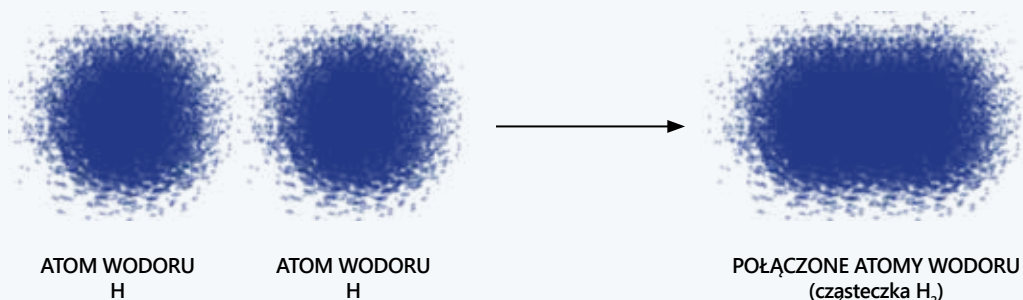
## 11. Rola elektronów walencyjnych w łączeniu się atomów:

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 zajętych orbitalach) oraz te, które są sparowane (zlokalizowane na całkowicie zajętych 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).



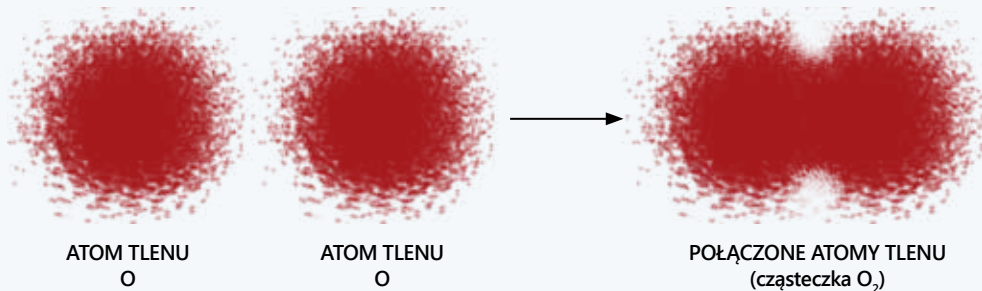
**POWTÓRZONY RYSUNEK 1.3.** Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru.

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.





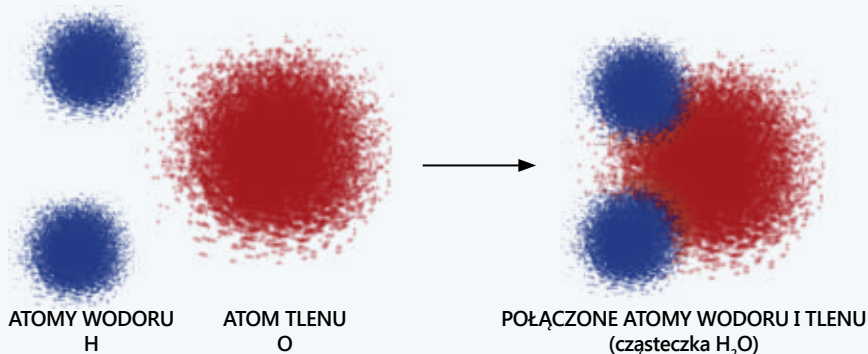
**POWTÓRZONY RYSUNEK 1.4.** Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów tlenu.

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:  $N\equiv N$ .

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<sub>3</sub>, 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 <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	HCl	NH <sub>3</sub>
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.

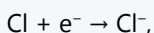
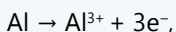
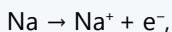
Jon o ładunku dodatnim nosi nazwę: **KATION**.

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).



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: <ul style="list-style-type: none"> <li>■ cząsteczkowe,</li> <li>■ kowalencyjne.</li> </ul>	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 PIERWIĄSTKA	Li	Be	Al	C	N	O	Cl
MAKSYMALNA WARTOŚCIOWOŚĆ	I	II	III	IV	V	VI	VII
WZÓR ZWIĄZKU Z WODOREM	LiH	BeH <sub>2</sub>	AlH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	HCl
WZÓR ZWIĄZKU Z TLENEM	Li <sub>2</sub> O	BeO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		Cl <sub>2</sub> O

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?

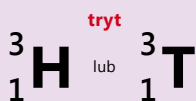
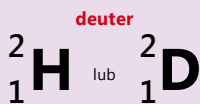
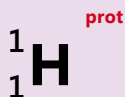
Woda jako substancja jest zbudowana z cząsteczek wody o wzorze sumarycznym  $H_2O$ , co oznacza, że jej cząsteczki powstały z 2 atomów wodoru i 1 atomu tlenu, połączonych ze sobą wiązaniami. Możemy obliczyć masę tych cząsteczek. W tym celu musimy poznać masy atomów wodoru oraz tlenu.

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.

IZOTOPY WODORU



**!** 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**.

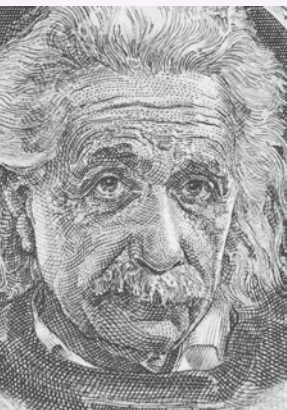
Śladowe ilości atomów wodoru mają w jądrze 1 proton i 2 neutrony – ich liczba masowa wynosi 3. Atomy te nazywa się **trytem**, a ich symbol chemiczny to **T**. Izotopy innych pierwiastków nie mają swoich odrębnych nazw i symboli.

 **ĆWICZENIE 25.**

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

1.	<sup>12</sup> <sub>6</sub> ?	<sup>14</sup> <sub>7</sub> ?	<sup>14</sup> <sub>6</sub> ?	<sup>16</sup> <sub>8</sub> ?	<sup>13</sup> <sub>6</sub> ?
2.	<sup>32</sup> <sub>15</sub> ?	<sup>33</sup> <sub>16</sub> ?	<sup>34</sup> <sub>16</sub> ?	<sup>35</sup> <sub>17</sub> ?	<sup>36</sup> <sub>16</sub> ?
3.	<sup>39</sup> <sub>19</sub> ?	<sup>40</sup> <sub>19</sub> ?	<sup>40</sup> <sub>20</sub> ?	<sup>40</sup> <sub>18</sub> ?	<sup>41</sup> <sub>19</sub> ?

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-



**ALBERT EINSTEIN**

[albert ajnsztajn]  
(1879–1955)

Laureat Nagrody Nobla w dziedzinie fizyki w 1921 roku.

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:

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

### Przykład

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

IZOTOP	$^{50}\text{Cr}$	$^{52}\text{Cr}$	$^{53}\text{Cr}$	$^{54}\text{Cr}$
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.

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

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

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

Standardowe masy atomowe można odczytać z większości układów okresowych.

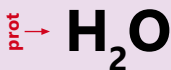


### ĆWICZENIE 26.

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  $1p$ ).

„Zwykła” woda


 Model  
cząsteczki wody


Ciężka woda



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:  $m_{\text{H}} = 1\text{u}$ ,  $m_{\text{D}} = 2\text{u}$ ,  $m_{\text{T}} = 3\text{u}$ .

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:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot m_{\text{H}} + 1 \cdot m_{\text{O}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1\text{u} + 1 \cdot 16\text{u} = 18\text{u}.$$

Skąd więc może wziąć się ciężka woda? Terminem tym określa się cząsteczki wody, w których skład wchodzi atomy ciężkiego wodoru (deuteru). Jej wzór sumaryczny zapisujemy jako  $\text{D}_2\text{O}$ . Masa takiej cząsteczki będzie wynosić więc  $2 \cdot 2\text{u} + 16\text{u} = 20\text{u}$ , 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 zeszytcie masy cząsteczkowe cząsteczek o następujących wzorach sumarycznych:  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .



## 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  ${}_{92}^{238}\text{U}$  wchodzi 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 wchodzi w skład innych cząstek elementarnych (samodzielnie nie występują).

Nazwa	Symbol	Ładunek
górnny	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)

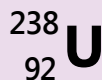
Laureatka Nagrody Nobla w dziedzinie fizyki i chemii.

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:



Możemy też zapisać go za pomocą słów, podając nazwę pierwiastka oraz liczbę masową izotopu:

**uran – 238.**

### ! ZAPAMIĘTAJ

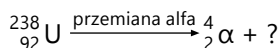
**PROMIENIOWANIE ALFA ( $\alpha$ )** – strumień cząstek alfa wysyłanych przez jądro atomu pierwiastka promieniotwórczego. Cząstki alfa to jądra izotopu helu  ${}^4_2\text{He}$  (jądro złożone z 2 protonów i 2 neutronów).



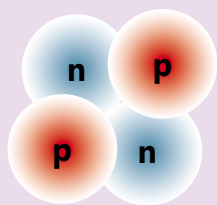
### EKSPERYMENT MYŚLOWY

Co powstanie z atomu uranu-238, gdy wypromieniuje on cząstkę  $\alpha$ ?

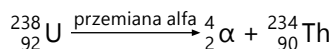
Cząstka alfa to jądro atomu helu złożone z 2 protonów i 2 neutronów. W wyniku przemiany alfa z atomu uranu, który ulega rozpadowi, ubywają z jądra 4 nukleony – 2 protony i 2 neutrony. Co pozostanie więc z atomu uranu?



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 ubył 4 nukleony, liczba masowa powstałego izotopu jest mniejsza o 4 od izotopu uranu-238 i wynosi teraz 234.



**Cząstka alfa**



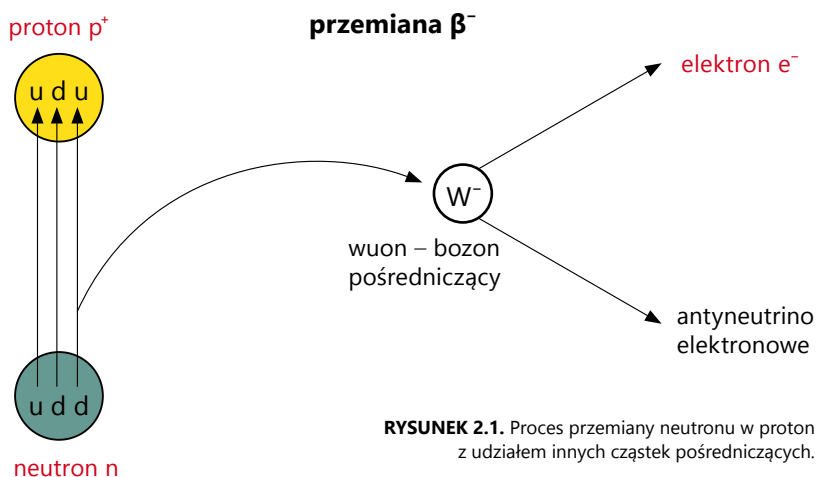
Atom toru-234 również jest nietrwały, lecz rozpadając się, emituje inny rodzaj promieniowania – **promieniowanie beta minus ( $\beta^-$ )**.

**! ZAPAMIĘTAJ**

**PROMIENIOWANIE BETA MINUS ( $\beta^-$ )** – strumień elektronów wysyłanych przez jądro atomu pierwiastka promieniotwórczego.

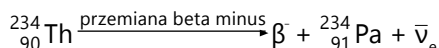
Na poprzednich lekcjach dowiedzieliśmy się, że elektrony znajdują się w chmurze elektronowej, a nie w jądrze atomu. Skąd więc pojawił się w jądrze elektron? Jak już wiadomo, protony i neutrony składają się z kwarków. Możliwe jest więc przekształcenie neutronu w proton. W wyniku takiej przemiany z udziałem 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:

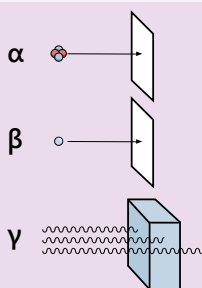


**RYSUNEK 2.1.** Proces przemiany neutronu w proton z udziałem innych cząstek pośredniczących.

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).



Promieniowaniu beta towarzyszy zazwyczaj **promieniowanie gamma ( $\gamma$ )**.



Przenikanie promieniowania alfa, beta i gamma jest różne.

**! ZAPAMIĘTAJ**

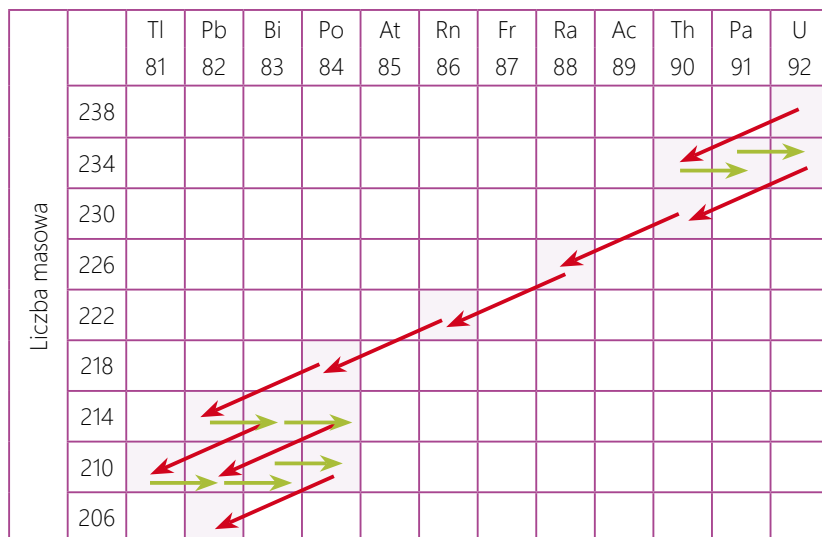
**PROMIENIOWANIE GAMMA ( $\gamma$ )** – promieniowanie elektromagnetyczne o wysokiej energii. Jest to promieniowanie przenikliwe i jonizujące, pochłaniane przez organizmy żywe. Nadmiar promieniowania wywiera na nie szkodliwy wpływ.

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.

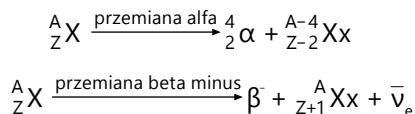
Jak można zauważyć, w wyniku szeregu przemian powstaje izotop ołowiu  $^{206}_{82}\text{Pb}$ , który jest stabilny i już nie ulega dalszym przemianom.



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.

Przemiany alfa i beta można zapisać za pomocą równań ogólnych:



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)

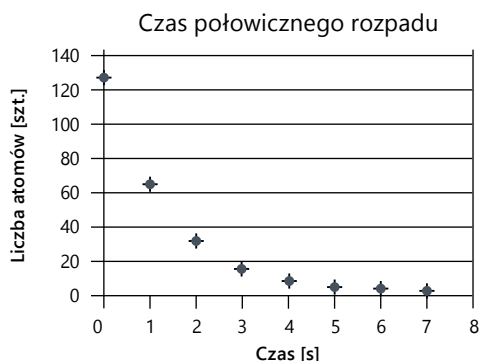
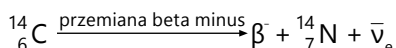
TABELA 2.2. Informacje dotyczące promieniowania alfa, beta i gamma.

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.  ${}^{238}\text{U} \rightarrow {}^{234}\text{Th}$ ). 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  ${}^{14}\text{C}$  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:



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

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

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



### ĆWICZENIE 28.

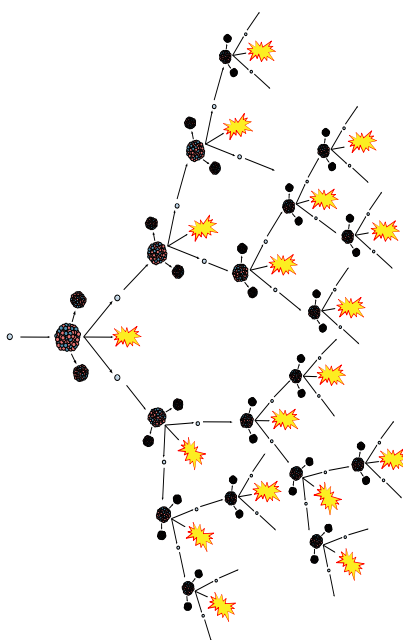
Oblicz w zeszycie, ile atomów izotopu węgla  $^{14}\text{C}$  pozostanie z 8000 atomów po 34380 latach. Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy przygotować tabelę lub narysować wykres.

KOLEJNE OKRESY	0 lat	5730 lat	11460 lat	17190 lat	22920 lat	?	34380 lat
LICZBA ATOMÓW	8000	?	2000	?	500	250	?

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).



**RYСУNEK 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.

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.

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.

##### 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.

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

26 **Fe**

żelazo

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

16 **S**

siarka



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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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.



#### DOŚWIADCZENIE 15.

##### WYKONANIE

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

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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)?

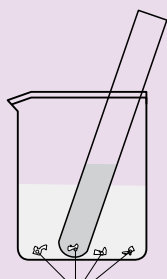
Mieszaninę siarki z żelazem możemy również rozdzielić innymi metodami, wykorzystując różnice we właściwościach fizycznych, takich jak: rozpuszczalność w toluenie, gęstość i zwilżalność.



Rozdzielanie żelaznego złomu za pomocą magnesu.

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

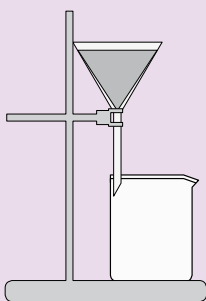
**Łażnia wodna**



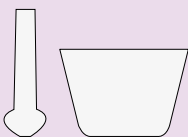
**kamyczki wrzenne**

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

**Zestaw do sączenia**



**Moździerz**



**! ZAPAMIĘTAJ**

**MIESZANINA** – zmieszane ze sobą co najmniej dwa składniki (substancje). Mieszanki 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<sup>3</sup> 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 sączonego bibuły, pod lejek podstaw zlewkę. Po 5 minutach zamieszaj bagietką (szklanym pręcikiem) zawartość probówki i przesącz (wlej na sączonego do lejka).

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

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 moździercu. 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 zeszytcie. Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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?



### 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<sup>3</sup> 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.



### ZAPAMIĘTAJ

**REAKCJA CHEMICZNA** – przemiana jednych substancji w inne.

GLINA



CEGŁA



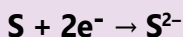
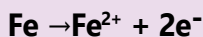
CIASTO



CHLEB



Literą „e<sup>-</sup>” oznaczamy elektrony. Liczba elektronów, która jest oddawana, musi równać się liczbie przyjętych elektronów.



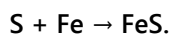
 **ĆWICZENIE 29.**

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 zeszytcie jeszcze kilka innych przykładów.

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

Atomy siarki mieszane 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<sup>2+</sup> i S<sup>2-</sup>. 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:



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

 **ZAPAMIĘTAJ**

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

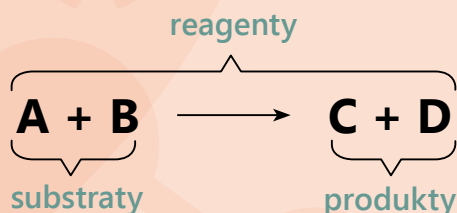
W reakcji chemicznej wzięły udział siarka i żelazo, natomiast w wyniku tej reakcji powstał siarczek żelaza(II). Substancje, które są zużywane w wyniku reakcji chemicznej, to **substraty**, natomiast substancje powstające w wyniku reakcji to **produkty**.

**! ZAPAMIĘTAJ**

**SUBSTRATY** – substancje biorące udział w reakcji.

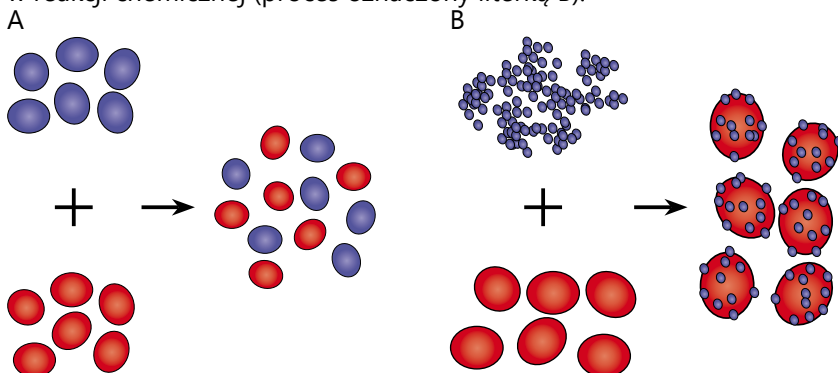
**PRODUKTY** – substancje powstające w reakcji.

**REAGENTY** – substraty i produkty.



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 rozdzielenia 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).



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

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

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

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.



Zarzący się  
węgiel drzewny.



### 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?

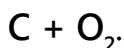
Efektom spalania węgla w tlenie było „znikanie” węgla i palący się płomień. Substancja, która powstała (produkt), wyglądała zupełnie inaczej niż substancje wzięte do reakcji (substraty).

**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<sub>2</sub>.

Lewa strona równania wygląda więc następująco:

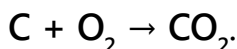


Po prawej stronie równania zapiszmy produkt, którym jest tlenek węgla(IV).

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:



Równanie reakcji chemicznej przybierze więc postać:



## 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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

6 **C**

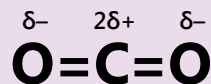
węgiel

8 **O**

tlen



Wzór strukturalny tlenku węgla(IV).



Symbole  $\delta^+$  i  $\delta^-$  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.

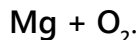
12 **Mg**

magnez

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

Zapiszmy równanie reakcji chemicznej.

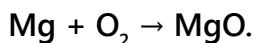
**Substraty:** srebrzysty metal – magnez oraz bezbarwny gaz – tlen:



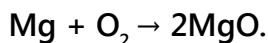
**Produkt** to biały proszek, który powstał z połączenia tlenu i magnezu. Z układu okresowego możemy odczytać, że magnez jest pierwiastkiem elektrododatnim – oddaje 2 elektrony, natomiast tlen uwspólnia lub przyjmuje 2 elektrony. Ze względu na dużą różnicę elektroujemności magnezu i tlenu powstaje wiązanie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



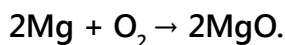
Powstał tlenek magnezu o wzorze sumarycznym **MgO**, a równanie reakcji pomiędzy magnezem i tlenem ma postać:



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:



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:



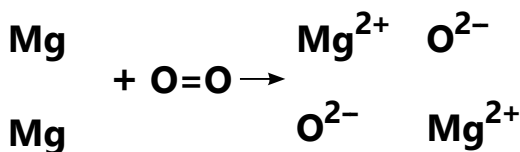
Powyżej opisany proces nazywamy **uzgadnianiem równania reakcji chemicznej**.



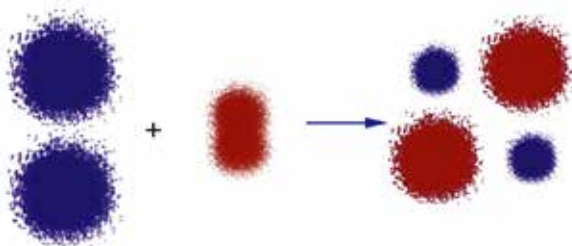
PŁONĄCA WSTĄŻKA  
MAGNEZOWA



To samo równanie można zapisać za pomocą wzorów strukturalnych:



Lub przedstawić w postaci modeli graficznych:



### ĆWICZENIE 30.

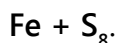
Zapisz w zaszycie za pomocą symboli:

2 atomy tlenu, 1 cząsteczkę dwuatomową tlenu,

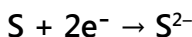
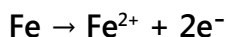
3 jony tlenu, 5 cząsteczek dwuatomowych tlenu.

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  $\text{S}_8$ ):

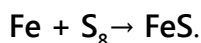


Z połączenia siarki i żelaza powstaje siarczek żelaza(II). Z układu okresowego można odczytać, że żelazo jest pierwiastkiem elektrododatnim – oddaje 2 lub 3 elektrony, a siarka, jako pierwiastek elektroujemny, przyjmuje 2 elektrony. W wyniku reakcji atom siarki przekształca się w dwuujemny anion siarki,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



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

Równanie reakcji chemicznej między siarką a żelazem przyjmuje postać:



Podczas uzgadniania równań reakcji chemicznych należy zwrócić szczególną uwagę na indeksy i współczynniki, by nie pomylić ich ze sobą.

#### Indeks

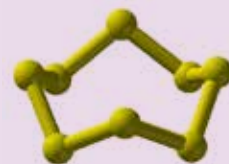
**stechiometryczny** – (dolna cyfra za symbolem) informuje nas, ile atomów lub jonów danego pierwiastka jest w najmniejszej możliwej ilości związku chemicznego, np.: w związku

o wzorze sumarycznym  $\text{FeCl}_2$  są 2 jony chloru, a w związku o wzorze  $\text{FeCl}_3$  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  $\text{S}_8$  atomy łączą się w pierścień.

**S**  
16

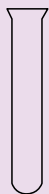
siarka

**Fe**  
26

żelazo

Narysuj w zeszytcie 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.

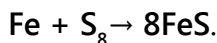
**Doświadczenie 22.**



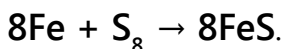
**Doświadczenie 23.**



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



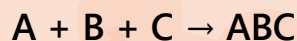
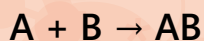
Zapis 8FeS informuje nas, że w reakcji tej powstało 8 jonów żelaza, dlatego musiało w niej wziąć udział 8 atomów żelaza. Gotowe równanie przyjmuje postać:



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)**.

**! ZAPAMIĘTAJ**

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



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



**DOŚWIADCZENIE 22.**

**WYKONANIE**

Do probówki umieszczonej w statywie nalej około 2 cm<sup>3</sup> rozcieńczonego kwasu solnego. Następnie wsyp kilka wiórek magnezowych.

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



**DOŚWIADCZENIE 23.**

**WYKONANIE**

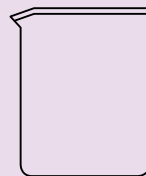
Do probówki nalej około 1 cm<sup>3</sup> roztworu azotanu(V) srebra o wzorze AgNO<sub>3</sub>, a następnie dodaj kilka kropli rozcieńczonego kwasu solnego.

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

**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.****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.

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).

 **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
	A
	B
	C
	D
	E
	F

**! 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. spalanie węgla	np. topnienie parafiny	np. rozszczepienie atomowych jąder neutronami

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

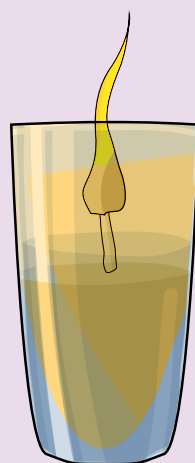
Proces gotowania wody jest bez wątplenia przemianą fizyczną – w wyniku dostarczania energii woda zmienia stan skupienia z ciekłego na gazowy. Jednak podczas gotowania wody w czajniku osadza się w nim tzw. kamień kotłowy! Gdyby w gotującej się wodzie nie zachodziły żadne reakcje, kamień by nie powstawał. 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 spalaniu 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



SPALANIE ŚWIECY POD WODĄ

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

Opilki magnezu i siarki utrzyj osobno w moździerz 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.

Obserwacje dokonane na poziomie makroświata mają swoje wyjaśnienie w mikroświecie – świecie indywidualów 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.

<sup>12</sup>Mg

magnez



Równanie reakcji chemicznej przybiera postać:



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?

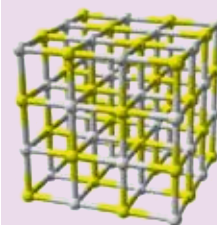
W wyniku reakcji powstał siarczek magnezu, który ma budowę jonową, czyli powstało 8 kationów magnezu ( $8\text{Mg}^{2+}$ ) i 8 anionów siarki ( $8\text{S}^{2-}$ ). Jony te oddziałują ze sobą, tworząc wiązania jonowe. W wyniku tego procesu powstał kryształ siarczku magnezu.

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

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

**S**  
16  
siarka



KRYSTAŁ  
SIARCZKU MAGNEZU



### ZAPAMIĘTAJ

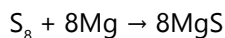
**MOL** jest podstawową w układzie SI jednostką licznosci materii:

**1 mol = 60221410000000000000000.**

Częściej stosuje się zapis:

**1 mol = 6,022141 · 10<sup>23</sup>** elementów materii.

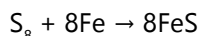
Wykorzystując pojęcie mol, równanie:



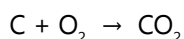
możemy zinterpretować następująco:

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

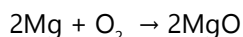
Odczytajmy, stosując pojęcie mola, znane już z poprzednich lekcji równania reakcji:



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



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

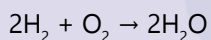


- » 2 mole atomów magnezu reagują z 1 molem cząsteczek tlenu, w wyniku czego powstają 2 mole tlenku magnezu.

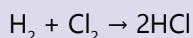


### ĆWICZENIE 33.

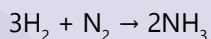
Używając pojęcia mol, samodzielnie odczytaj poniższe równania reakcji:



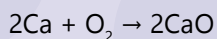
(podpowieź:  $H_2O$  – to cząsteczka związku chemicznego o nazwie woda)



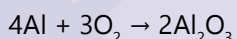
(podpowieź:  $HCl$  – to cząsteczka związku chemicznego o nazwie chlorowódór)



(podpowieź:  $NH_3$  – to cząsteczka związku chemicznego o nazwie amoniak)



(podpowieź:  $CaO$  – to związek chemiczny o budowie jonowej; nosi nazwę: tlenek wapnia)



(podpowieź:  $Al_2O_3$  – to związek chemiczny o budowie jonowej; nosi nazwę: tlenek glinu)

Rozwiązania zapisz w zeszytcie.



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  $^{12}\text{C}$ .

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.  $2 \cdot 12 = 24$  atomy), można mieć również 2 mole atomów. Aby obliczyć, jaką liczbę elementów stanowią 2, 3 mole lub więcej moli, stosujemy odpowiednie proporcje:

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

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

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

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

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



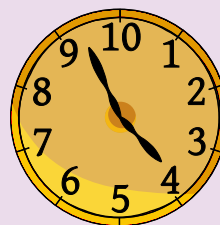
Para butów = 2 buty.



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.



### 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  $m_{\text{Fe}} = 56 \text{ u}$ .

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

Masa 1 ośmioatomowej cząsteczki siarki [ $\text{S}_8$ ] =  $32 \text{ u} \cdot 8 = 256 \text{ u}$ ,  
czyli masa cząsteczkowa  $m_{\text{S}_8} = 256 \text{ u}$ .

Masa 1 mola ośmioatomowych cząsteczek siarki [ $\text{S}_8$ ] =  $32 \text{ g} \cdot 8 = 256 \text{ g}$ ,  
czyli masa molowa wynosi  $M_{\text{S}_8} = 256 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ .

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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M_{\text{H}} \cdot 2 + M_{\text{S}} \cdot 1 + M_{\text{O}} \cdot 4 = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 2 + 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 4 = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Masa 1 mola cząsteczek substancji o wzorze  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g}$ .

Gdy substancja ma jeszcze bardziej złożoną strukturę, jak np.  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ , liczba poza nawiasem określa wielokrotność wszystkich elementów w nawiasie.



$$M_{\text{Mg}(\text{NO}_3)_2} = M_{\text{Mg}} \cdot 1 + (M_{\text{N}} \cdot 1 + M_{\text{O}} \cdot 3) \cdot 2 = 24 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 + (14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 3) \cdot 2 = 148 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



### ĆWICZENIE 35.

Spróbuj samodzielnie obliczyć masy molowe następujących indywidualów:

$M_{\text{NH}_3} = ?$	$M_{\text{NaOH}} = ?$	$M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = ?$
$M_{\text{MgO}} = ?$	$M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = ?$	$M_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = ?$

Zastanówmy się, jaką masę stanowią 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  $3 \cdot 18 = 54 \text{ g}$ .

Masa molowa wody ( $\text{H}_2\text{O}$ ) 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:  $2 \cdot$  masa 1 mola wody, czyli  $2 \cdot 18 \text{ g}$ , co daje 36 g. W przypadku 3 moli cząsteczek wody masa 1 będzie wynosić:  $3 \cdot 18 \text{ g} = 54 \text{ g}$ .

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

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  $\text{NaCl}$ . Obliczmy masę molową  $\text{NaCl}$ :

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

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:

$$\text{liczba moli chlorku sodu (soli kuchennej)} = 1000 \text{ g} : 58,5 \text{ g} \approx 17$$

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

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

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

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

**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

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

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

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

**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:
2. Zapisujemy pytanie:
3. Zapisujemy proporcje za pomocą ułamków:
4. Po przekształceniu obliczamy  $X$ :

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

$X$  moli to  $12,04 \cdot 10^{23}$  atomów helu

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

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

$$X = 2$$

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.

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<sup>3</sup> roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) o wzorze sumarycznym CuSO<sub>4</sub>. Do drugiej zlewki nalej 10 cm<sup>3</sup> 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<sub>4</sub> 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  $10\text{ cm}^3$  roztworu węglaanu sodu ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) lub sody oczyszczonej ( $\text{NaHCO}_3$ ), a do drugiej zlewki nalej  $10\text{ cm}^3$  roztworu octu ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) lub kwasu solnego ( $\text{HCl}$ ). 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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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?

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.



**MICHAŁ ŁOMONOSOW**

XVIII-wieczny chemik. Niezależnie od Lavoisiera sformułował prawo zachowania masy.



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?

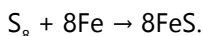
Prawo zachowania masy po raz pierwszy sformułowali niezależnie od siebie w 1756 roku Rosjanin Michaił Łomonosow i w 1785 roku Francuz Antoine Lavoisier.

**! 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:**



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:

$$\text{Masa 1 mola cząsteczek siarki } S_8 = 256 \text{ g.}$$

$$\text{Masa 8 moli atomów żelaza} = 8 \cdot 56 \text{ g} = 448 \text{ g.}$$

$$\text{Masa substratów} = 256 \text{ g} + 448 \text{ g} = 704 \text{ g.}$$

Obliczamy masę produktu:

$$\text{Masa 8 moli siarczku żelaza(II)} = 8 \cdot 88 \text{ g} = 704 \text{ g.}$$

Porównujemy masy substratów z masą produktów:

$$\text{Masa substratów} = 704 \text{ g.}$$

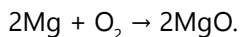
$$\text{Masa produktów} = 704 \text{ g.}$$

$$\text{Masa substratów} = \text{masa produktów.}$$

Prawo zachowania masy jest spełnione.



**Reakcja magnezu z tlenem:**



$$M_{\text{Mg}} = 24 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad M_{\text{O}_2} = 16 \cdot 2 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad M_{\text{MgO}} = 24 + 16 = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Masa substratów = masa 2 moli atomów magnezu + masa 1 mola cząsteczek tlenu.

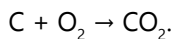
$$\text{Masa substratów} = 2 \cdot 24 \text{ g} + 32 \text{ g} = 80 \text{ g}$$

$$\text{Masa produktów} = \text{masa 2 moli tlenku magnezu} = 2 \cdot 40 \text{ g} = 80 \text{ g}$$

$$\text{Masa substratów} = \text{masa produktów}$$

Prawo zachowania masy jest spełnione.

**Reakcja węgla z tlenem:**



$$M_{\text{C}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad M_{\text{O}_2} = 16 \cdot 2 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad M_{\text{CO}_2} = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Masa substratów = masa 1 mola atomów węgla + masa 1 mola cząsteczek tlenu.

$$\text{Masa substratów} = 12 \text{ g} + 32 \text{ g} = 44 \text{ g}$$

$$\text{Masa produktów} = \text{masa 1 mola tlenku węgla(IV)}$$

$$\text{Masa produktów} = 44 \text{ g}$$

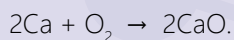
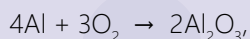
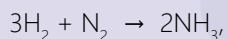
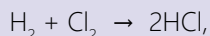
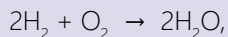
$$\text{Masa substratów} = \text{masa produktów}$$

Prawo zachowania masy jest spełnione.



**ĆWICZENIE 37.**

Dokonując stosownych obliczeń, sprawdź, czy spełnione jest prawo zachowania masy dla podanych niżej reakcji chemicznych:



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:

$$M_{\text{węgla}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M_{\text{tlenu}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}},$$

można obliczyć stosunek masy węgla do masy tlenu w tlenku węgla(IV).

Ponieważ w 1 molu  $\text{CO}_2$  znajduje się 1 mol atomów węgla oraz 2 mole atomów tlenu, stosunek mas wynosi:

$$\frac{\text{masa 1 mola atomów węgla}}{\text{masa 1 mola atomów tlenu}} = \frac{M_{\text{C}}}{2 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{12 \text{ g}}{2 \cdot 16 \text{ g}} = \frac{12}{32} = \frac{3}{8}.$$

\* Podczas rozkładu kwasu węglowego.

**! 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.

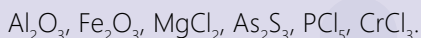
Prawo to zostało po raz pierwszy sformułowane przez Josepha Louisa Prousta w 1793 roku. Doświadczalnie potwierdził je Jean Stas [żą stas].

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 [kłoda lui bertoleta], który kwestionował odkryte przez Prousta prawo). Przykładem takiego związku jest np. tlenek żelaza(II), w przyrodzie występujący jako minerał wustyt.

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.

**📝 ĆWICZENIE 38.**

Oblicz, w jakich stosunkach masowych łączą się ze sobą atomy poszczególnych pierwiastków, tworzące następujące związki chemiczne:



Obliczenia zapisz w zeszytcie.

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 wchodzi 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:

$$M_{CaCO_3} = 40 \frac{g}{mol} + 12 \frac{g}{mol} + 3 \cdot 16 \frac{g}{mol} = 100 \frac{g}{mol}$$



**JOSEPH LOUIS PROUST**  
[żozef lui prust]

Chemik żyjący na przełomie XVIII i XIX wieku

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**

1 mol  $\text{CaCO}_3$  ma masę 100 g, co będzie stanowiło 100% masy związku chemicznego.

Obliczamy **procent wapnia**:

W 1 molu  $\text{CaCO}_3$  zawarty jest 1 mol Ca, co stanowi masę 40 g. Układamy proporcję:

Skoro 100 g stanowi 100%,

to 40 g stanowi X.

$$X = 40\%$$

$$\% \text{Ca} = 40\%$$

Obliczamy **procent tlenu**:

W 1 molu  $\text{CaCO}_3$  zawarte są 3 mole atomów tlenu, co stanowi masę  $3 \cdot 16 \text{ g} = 48 \text{ g}$ . Układamy proporcję:

Skoro 100 g stanowi 100%,

to 48 g stanowi X.

$$X = 48\%$$

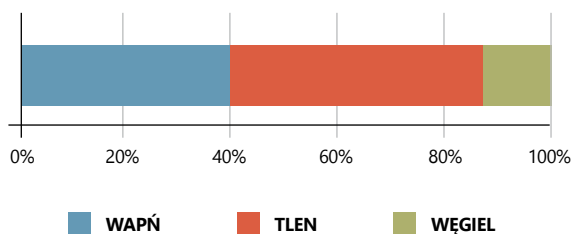
$$\% \text{O} = 48\%$$

**Procent węgla** obliczamy, odejmując od 100% zawartość procentową wapnia oraz zawartość procentową węgla:

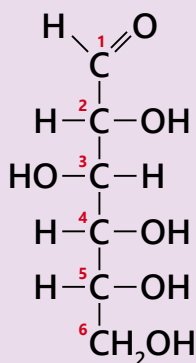
$$\% \text{C} = 100\% - 40\% - 48\% = 12\%.$$

Węglan wapnia zawiera więc 40% wapnia, 48% tlenu oraz 12% węgla.

SKŁAD PROCENTOWY WĘGLANU WAPNIA



**WYKRES 2.3.**  
Skład procentowy węglanu wapnia.



Wzór strukturalny glukozy (forma łańcuchowa).

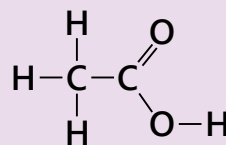
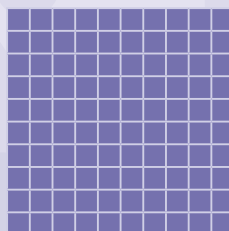


### ĆWICZENIE 39.

Oblicz skład procentowy glukozy o wzorze sumarycznym  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , a następnie przedstaw go w zeszytcie za pomocą wykresu kołowego.



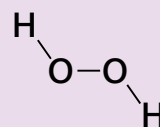
Oblicz skład procentowy kwasu octowego o wzorze  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , który jest głównym składnikiem octu. Przedstaw uzyskane wyniki w zeszycie, zamalowując odpowiednią liczbę kratek w sporządzonej wcześniej tabeli o wymiarach  $10 \times 10$  cm, w której jedna kratka to 1%.



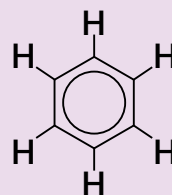
Wzór strukturalny kwasu octowego.

Wiedza o obliczaniu składu procentowego związków jest niezbędna dla chemika. Jeżeli chcemy zsyntezować (otrzymać) jakiś związek (np. chlorowodór  $\text{HCl}$ ), 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 –  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  i magnetyt  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ). Jak sądzisz, którą z tych rud żelaza bardziej opłaca się wydobywać?

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.



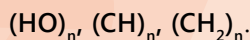
Wzór strukturalny nadtlenu wodoru – głównego składnika wody utlenionej.



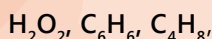
Wzór strukturalny benzenu (w miejscach przecięcia linii są umieszczone atomy węgla).

**! ZAPAMIĘTAJ**

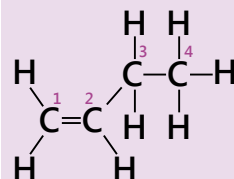
**WZÓR EMPIRYCZNY** (elementarny) związku podaje ilościowy stosunek atomów danego rodzaju w związku wyrażony najmniejszymi liczbami całkowitymi, np.:



**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.:



gdzie  $n = 2, n = 6, n = 4$ .



Wzór strukturalny butenu.

W przypadku nadtlenu wodoru (składnika wody utlenionej) liczba atomów we wzorze rzeczywistym ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) jest dwukrotnie większa niż liczba atomów we wzorze empirycznym (HO). W przypadku benzenu wzór rzeczywisty ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) jest sześciokrotnością wzoru empirycznego, a w przypadku butenu ( $\text{C}_4\text{H}_8$ ) – 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  $\text{Pb}_x\text{O}_y$ , 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”).

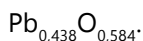
Zapišmy stosunek mas składników (w gramach, przyjmując że masa próbki to 100 g):

$$\begin{aligned} \text{Pb} : \text{O} \\ 90,66 \text{ g} : 9,34 \text{ g} \end{aligned}$$

Ustalmy stosunek molowy składników (w tym celu dzielimy masę pierwiastka w danym związku przez jego masę molową):

$$\begin{aligned} \frac{90,66}{207} : \frac{9,34}{16} \\ 0,438 : 0,584 \end{aligned}$$

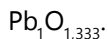
Wzór sumaryczny przyjąłby więc postać:



Ponieważ jednak we wzorze sumarycznym nie zapisuje się wartości ułamkowych, musimy przekształcić je na wartości całkowite. W większości przypadków wystarczy podzielenie wszystkich indeksów przez najmniejszy z nich:

$$\begin{aligned} \frac{0,438}{0,438} : \frac{0,584}{0,438} \\ 1 : 1,333 \end{aligned}$$

Jak widać, w tym przypadku działanie takie nie jest satysfakcjonujące, nadal nie mamy liczb całkowitych i nasz wzór wygląda teraz tak:



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:



#### 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.

## 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.

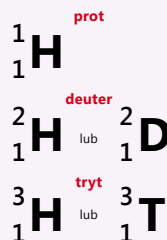
### 2. Zastosowanie izotopów.

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



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:

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

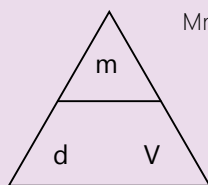
5. Pojęcia: masa, gęstość i objętość są ze sobą związane wzorem:  $\rho = \frac{m}{V}$ .

Oblicz, jaką objętość zajmuje 1 mol wody w temperaturze 20°C. Gęstość wody w tych warunkach wynosi 0,9982033 g/cm<sup>3</sup>.

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 cm<sup>3</sup>.

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 ukazać 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.

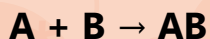
7. Przykłady zjawisk fizycznych to np. poznane na lekcjach przyrody procesy fizyczne, do których można zaliczyć parowanie, wrzenie, topnienie, krzepnięcie, sublimację, resublimację, rozpuszczanie. Zjawiska fizyczne to również spadanie, odbijanie się, przesuwanie, a także sączenie, destylacja.

Reakcje chemiczne zachodzące w otoczeniu człowieka to np. spalanie węgla, ropy, rdzewienie żelaza, pokrywanie się warstwą patyny miedzianych dachów, kisenie ogórków, fermentacja.

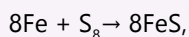
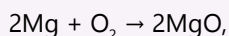
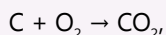
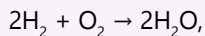
8. Najprostszym doświadczeniem ilustrującym zjawisko fizyczne jest np. podarcie kartki papieru, zmięcie jej, rzucenie. Natomiast, aby wykorzystać kartkę papieru do reakcji chemicznej, trzeba ją np. spalić.

9. **!** ZAPAMIĘTAJ

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



10. Przykłady reakcji syntezy wraz z równaniami reakcji:



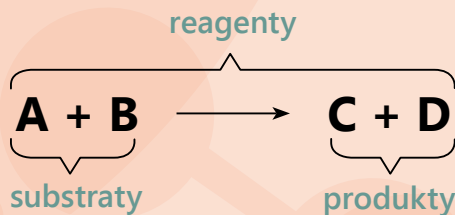
$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$  – reakcja zachodząca podczas rozpuszczania się tlenku węgla(IV) w wodzie, tj. podczas otrzymywania wody mineralnej.

11. **!** ZAPAMIĘTAJ

**SUBSTRATY** – substancje biorące udział w reakcji (w równaniu reakcji PRZED strzałką).

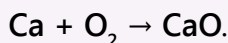
**PRODUKTY** – substancje powstające w reakcji (w równaniu reakcji PO strzałce).

**REAGENTY** – substraty i produkty.

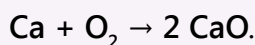


12. Uzgódnij współczynniki w równaniu reakcji chemicznej między wapniem a tlenem.

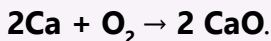
Wapń reaguje z tlenem podobnie jak magnez:



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:



Tak zapisane równanie reakcji chemicznej nadal nie jest w pełni poprawne. Nie zgadza się ilość wapnia – zapis  $2\text{CaO}$  po prawej stronie równania reakcji oznacza, że występują tam 2 jony wapnia, a w zapisie substratów mamy tylko symbol  $\text{Ca}$  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:



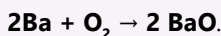
13. Masy cząsteczkowe związków chemicznych oblicza się, sumując masy atomowe poszczególnych atomów występujących w danym związku. Należy wziąć pod uwagę indeksy dolne. Np. masa cząsteczkowa związku o wzorze sumarycznym  $\text{H}_3\text{PO}_4$  wynosi: masa atomu wodoru  $\cdot 3$  + masa atomu fosforu + masa atomu tlenu  $\cdot 4 = 1\text{u} \cdot 3 + 31\text{u} + 16\text{u} \cdot 4 = 98\text{u}$ .

14. **!** ZAPAMIĘTAJ

**PRAWO ZACHOWANIA MASY** – w układzie zamkniętym suma mas substancji substratów jest równa sumie mas produktów.

Oblicz, ile gramów tlenu baru powstanie w reakcji syntezy, skoro do reakcji użyto 16 g tlenu i 137 g baru.

Równanie reakcji powstawania tlenu baru zapisujemy identycznie jak dla tlenu magnezu i tlenu wapnia (wapń, magnez i bar są w tej samej grupie układu okresowego, czyli wykazują podobne właściwości chemiczne, mają taką samą wartościowość):



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 łącznie ze sobą przereagują (nie zostanie żaden nadmiar któregoś z pierwiastków).

Zgodnie zatem z prawem zachowania masy masa tlenu baru (czyli masa produktów) jest równa:  $16\text{ g} + 137\text{ g} = 153\text{ g}$ .

**!** 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 tlenu 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 tlenu węgla(II).

Wynika z tego, że stosunek masy węgla do masy tlenu w tlenku węgla(II) wynosi:

$$M_{\text{C}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}.$$

Ponieważ w 1 molu CO znajduje się 1 mol atomów węgla oraz 1 mol atomów tlenu, stosunek mas wynosi:

$$\frac{\text{masa węgla}}{\text{masa tlenu}} = \frac{M_{\text{C}}}{M_{\text{O}}} = \frac{12 \text{ g}}{16 \text{ g}} = \frac{3}{4}.$$

### 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.



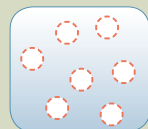
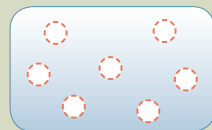
#### DOŚWIADCZENIE 28.

##### WYKONANIE

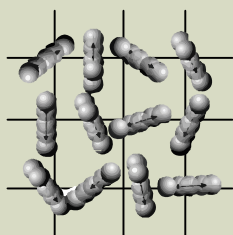
Naciągnij powietrze do plastikowej strzykawki. Zatkaj jej koniec palcem i zacznij pomału naciskać na tłok.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.



W ściśniętej strzykawce zagęszczenie cząsteczek gazu jest większe.



Swobodnie poruszające się indywidua gazu.

Indywiduum chemiczne – termin określający dowolny atom, cząsteczkę, jon, itp.

## RÓWNANIE CLAPEYRONA

$$pV = nRT$$

**p** – ciśnienie [Pa]

**V** – objętość [m<sup>3</sup>]

**n** – liczba moli [mol]

**R** – tzw. stała gazowa  
( $R = 8,314 \frac{J}{mol \cdot K}$ )

**T** – temperatura [K]

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 clapejra]. 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**.

### ! 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<sup>3</sup>.

### 📝 ĆWICZENIE 41.

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie/zajmą:

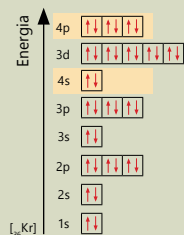
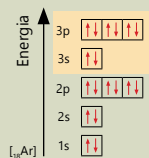
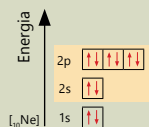
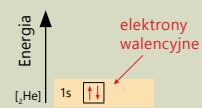
**0,5 mola** dowolnego gazu = ?

**0,25 mola** dowolnego gazu = ?

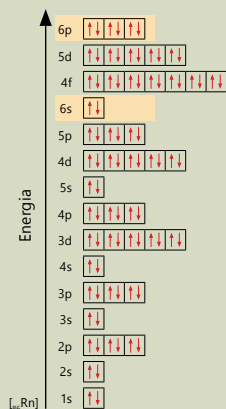
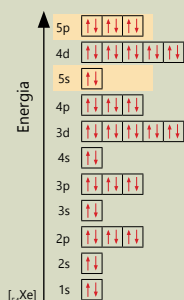
**2 mole** dowolnego gazu = ?

**3 mole** dowolnego gazu = ?





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.

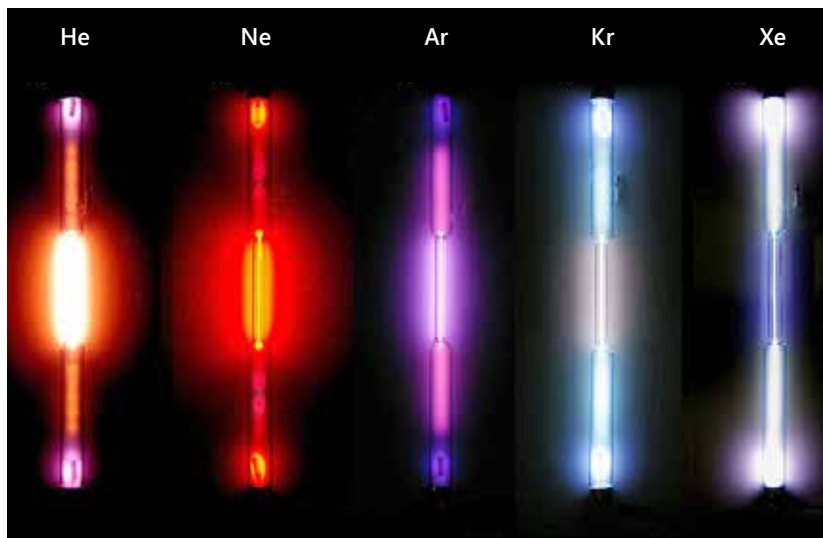
W jaki sposób za pomocą symboli zapiszemy:

- 6 atomów neonu;
- 8 moli atomów radonu;
- 3 atomy ksenonu;
- 2 mole dwudodatnich jonów helu.

Ćwiczenie wykonaj w zeszycie.



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 indywidualów 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:

$M_{\text{He}} = 4 \text{ g/mol}$ , czyli masa 1 mola atomów He to 4 g. Objętość, jaką te atomy zajmują w warunkach normalnych, to  $22,4 \text{ dm}^3$ .

Korzystając z definicji gęstości, masę jednego mola dzielimy przez objętość 1 mola gazu:

$$\rho = \frac{4 \text{ g}}{22,4 \text{ dm}^3} = 0,179 \text{ g/dm}^3.$$

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.:  $\text{g/dm}^3$ .



**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 <sub>2</sub>	78,084
O <sub>2</sub>	20,946
Ar	0,934
CO <sub>2</sub>	0,033
Ne	0,0018
N <sub>2</sub> O	0,00003

SKŁADNIK	%
He	0,000524
CH <sub>4</sub>	0,00016
Kr	0,000114
H <sub>2</sub>	0,00005
Xe	0,0000087
inne	0,0003133

Zastosowanie helowców ukazuje poniższa grafika.

**SCHEMAT 3.1.** Zastosowanie helowców.

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 – zabrzmiał 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.

*5 kwietnia 1883 roku uczeni z Uniwersytetu Jagiellońskiego – Karol Olszewski i Zygmunt Wróblewski – po raz pierwszy w historii ujrzeni skroplony tlen, a kilka dni potem, 13 kwietnia – ciekły azot.*

*Już od końca XVIII wieku wiadano, 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 uczyony 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*



**ZYGMUNT  
WRÓBLEWSKI**

Chemik i fizyk,  
profesor Uniwersytetu  
Jagiellońskiego.  
Żył na przełomie  
XIX i XX wieku.

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](http://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 cieczce.



**JAMES C. MAXWELL**  
[dziejms si maksłel]

XIX-wieczny fizyk  
i matematyk.



**LOUIS PAUL CAILLETET**  
[lui pol kajte]

Fizyk żyjący  
na przełomie  
XIX i XX wieku.





### ĆWICZENIE 49.

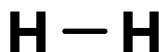
Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij w niej informacje o wodorze. Skorzystaj z układu okresowego oraz wiadomości z poprzednich lekcji.

Z ilu protonów jest zbudowane jądro atomu wodoru?	
Z ilu elektronów jest zbudowana chmura elektronowa otaczająca jądro?	
Ile wynosi masa atomowa wodoru?	
Ile wynosi masa molowa wodoru?	
Ile elektronów uwspólnia atom wodoru?	
Jakie są izotopy wodoru?	

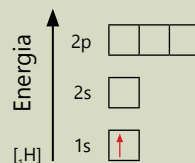
W przyrodzie wodór występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek. Powstają one w wyniku nakładania się chmur elektronowych pojedynczych atomów wodoru. Z tego powodu powstaje chmura elektronowa obejmująca swoim zasięgiem oba jądra atomowe wodoru. Chmura składająca się z 2 elektronów (po 1 od każdego z atomów wodoru) i obejmując jądra obu atomów, tworzy wiązanie. Jest to pojedyncze wiązanie kowalencyjne (atomowe):



WZÓR SUMARYCZNY  
CZĄSTECZKI WODORU



WZÓR STRUKTURALNY  
CZĄSTECZKI WODORU



### ĆWICZENIE 50.

Wiedząc, że wodór występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek, oblicz:

- masę molową wodoru  $M_{\text{H}_2} = ?$
- gęstość wodoru w warunkach normalnych = ?

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.

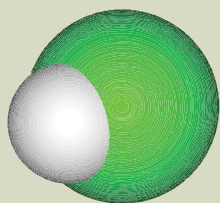


Katastrofa sterowca  
Hindenburg [hajdenburg]  
(1937 r.).

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).



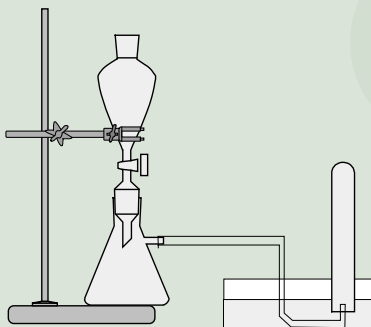
Model cząsteczki kwasu solnego HCl.



## 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 wydzielili się pęcherzyki gazu.

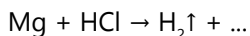


Zapiszmy i uzgodnijmy równanie zachodzącej reakcji.

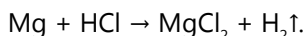
Magnez reagował z kwasem solnym:



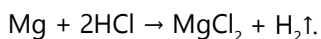
Wydzielającym się gazem jest wodór:



Drugim produktem tej reakcji jest chlorek magnezu o wzorze sumarycznym  $\text{MgCl}_2$ :

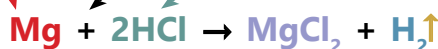


Po uzgodnieniu równanie reakcji przyjmuje postać:



Równanie można odczytać następująco:

1 mol atomów magnezu reaguje z 2 molami cząsteczek kwasu solnego



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.

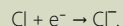


Wzór  $\text{MgCl}_2$  wynika z wartościowości poszczególnych pierwiastków.

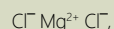
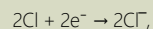
Z układu okresowego możemy odczytać, że magnez jest pierwiastkiem elektrododatnim, więc oddaje elektrony:

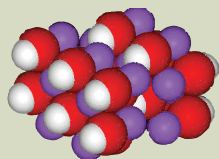


zaś chlor jest pierwiastkiem elektroujemnym, więc przyjmuje elektrony:



Ponieważ atom magnezu oddaje  $2\text{e}^-$ , a atom chloru przyjmuje tylko  $1\text{e}^-$ , potrzebne są 2 atomy chloru:





Wodorotlenek sodu  
NaOH.

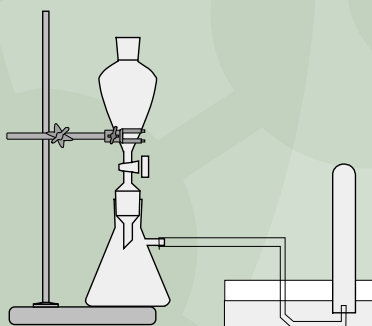
W laboratorium wodór można otrzymać również inną metodą, wykorzystując reakcję wodorotlenku sodu z glinem.



### 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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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.

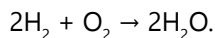
#### WYKONANIE

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 łuczzywka.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

Wodór uległ spaleniu w tlenie, a produktem reakcji jest woda:



Wodór zmieszany z tlenem w stosunku objętościowym 2:1 stanowi mieszaninę wybuchową, nazywaną „mieszaniną piorunującą”. W wyniku tej reakcji wydzielita 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.



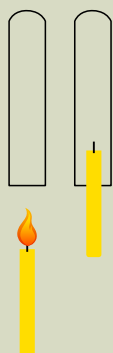
**ZDJĘCIE 3.2.** Moment startu promu kosmicznego.



### 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.



## DOŚWIADCZENIE 32.

### WYKONANIE

Do odwróconej do góry dnem probówki z zebrany w wcześniejszym doświadczeniu wodorem wsuń płonącą świecę, a następnie znów ją wysuń.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszyte.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyte.



### 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 zeszytcie. 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 śmieję 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!*

### 3.3. DLACZEGO TLEN JEST TAK WAŻNYM PIERWIĄSTKIEM?

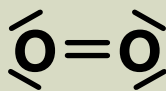
#### WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

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.



Wzór sumaryczny  
tlenu.

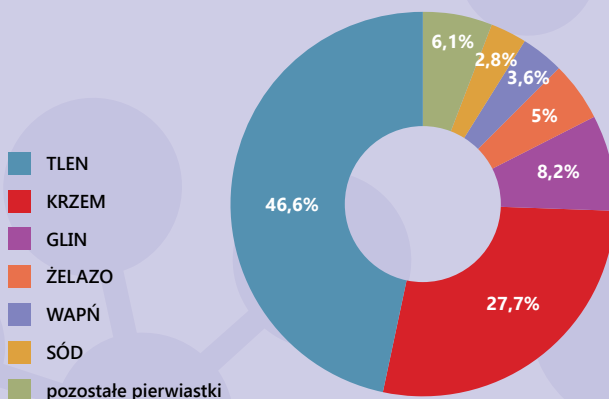


Piktogramy  
tlenu.

#### ĆWICZENIE 52.

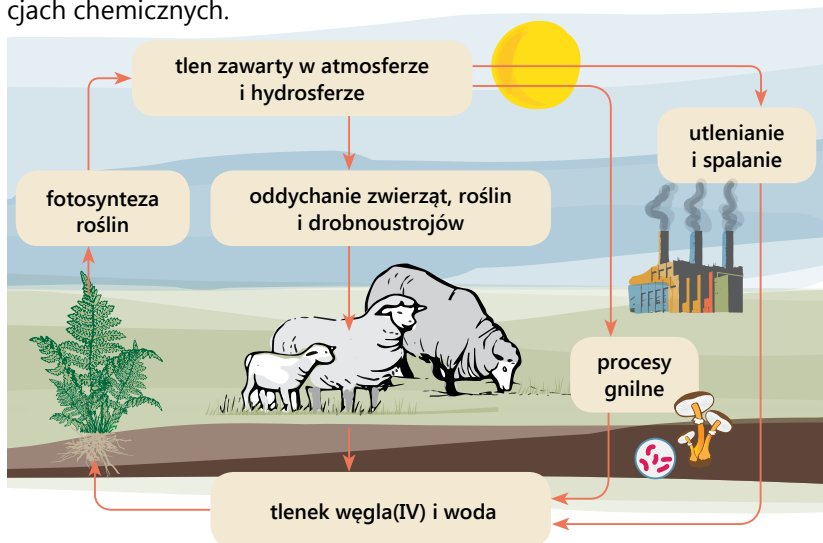
Tlen jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem na Ziemi. Na podstawie poniższego wykresu powiedz, ile procent tlenu znajduje się w skorupie ziemskiej.

#### ZAWARTOŚĆ PROCENTOWA PIERWIĄTKÓW W SKORUPIE ZIEMSKIEJ



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.



### ĆWICZENIE 53.

Na podstawie powyższego rysunku omów obieg tlenu w przyrodzie.



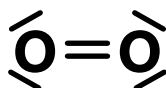
### ĆWICZENIE 54.

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.

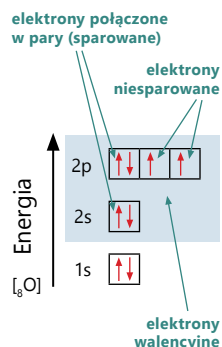
Konfiguracja elektronowa tlenu pokazuje, że atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, w tym 2 niesparowane elektrony oraz 2 wolne pary elektronowe. Z tego wynika, że atom tlenu jest dwuwartościowy. Wolny tlen w przyrodzie występuje głównie w postaci dwuatomowych cząsteczek, w których atomy połączone są podwójnym wiązaniem kowalencyjnym. Wzory sumaryczny i strukturalny cząsteczki tlenu zapisujemy następująco:



Wzór sumaryczny cząsteczki tlenu.



Wzór strukturalny cząsteczki tlenu.



RYSUNEK 3.2. Elektrony w atomie tlenu.

$$m_{\text{at}} = 15,99u$$

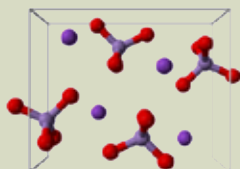
8 **O**

tlenu

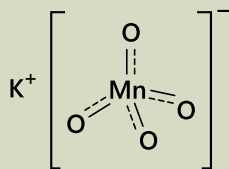
## MANGANIAN(VII) POTASU



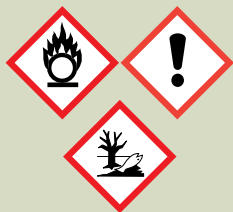
Kryształki manganianu(VII) potasu.



Model kryształu manganianu(VII) potasu.



Wzór strukturalny manganianu(VII) potasu.



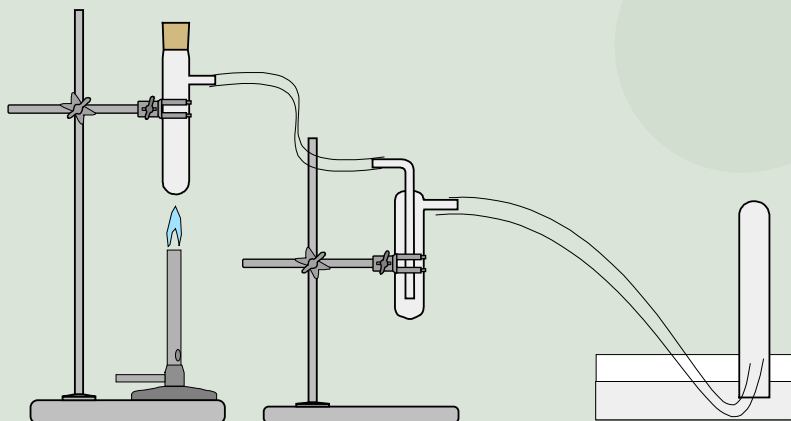
Piktogramy manganianu(VII) potasu.



### 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 ( $\text{KMnO}_4$ ). 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.

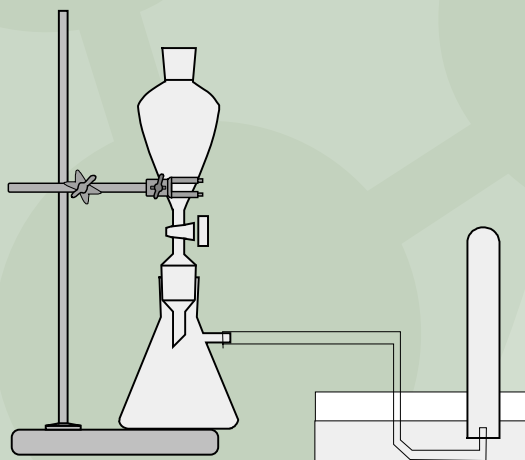
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

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 nadtlenu wodoru  $H_2O_2$  (jeden ze składników wody utlenionej). Wodę utlenioną wkraplaj do kolby. Wydzielający się gaz zbieraj pod powierzchnią wody.

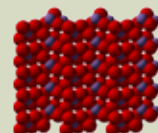
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie. Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

**DOŚWIADCZENIE 36.****WYKONANIE**

Do naczynia z tlenem wprowadź żarzące się łuczywko. Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie. Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

**TLENEK MANGANU(IV)**

Sproszkowany tlenek manganu(IV).



Model kryształu tlenku manganu(IV).



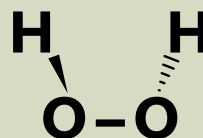
Wzór strukturalny tlenku manganu(IV).



Piktogram tlenku manganu(IV).

**NADTLENEK WODORU**

(woda utleniona)



Wzór strukturalny nadtlenu wodoru.



Piktogramy nadtlenu wodoru.

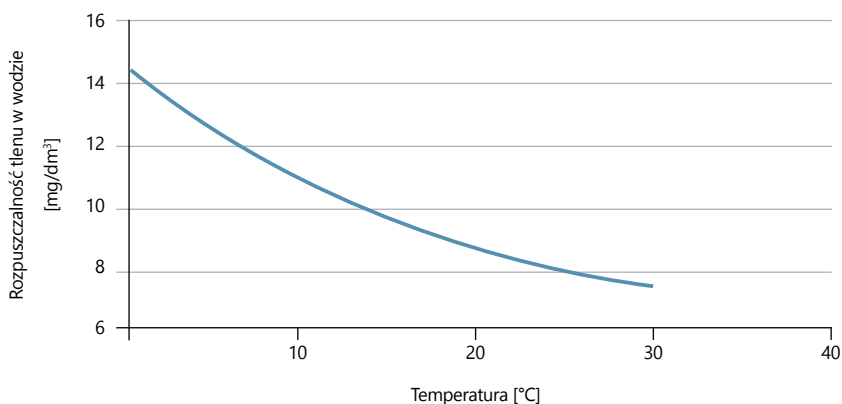


## ZASTANÓW SIĘ

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<sup>3</sup> wody.

Na podstawie danych z wykresu spróbujmy obliczyć, ile moli i ile dm<sup>3</sup> tlenu (w przeliczeniu na warunki normalne) rozpuści się w 1 dm<sup>3</sup> 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<sup>3</sup> wody.



Przyducha – śnięte ryby.

## CIEKAWOSTKI JĘZYKOWE

Łacińska nazwa tlenu *oxygenium* pochodzi z języka greckiego i oznacza: *oksy* – kwaśny, *gennao* – rodzić. 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.

Tlen występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek, dlatego też masa molowa tlenu wynosi:  $M_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$ .

Aby obliczyć, jaką liczbę moli stanowi 9 mg, ułożmy 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  $22,4 \text{ dm}^3$ , możemy więc ułożyć proporcję:

**1 mol** gazu zajmuje objętość  **$22,4 \text{ dm}^3$** ,

**0,000281 mola** gazu zajmuje objętość **y  $\text{dm}^3$** ,

$y = 0,000281 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 / 1 \text{ mol} = 0,0063 \text{ dm}^3$ .



### 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

**TLLEN** 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, KTÓRY 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 Priestleya, który otrzymał go poprzez ogrzewanie tlenku rtęci(II). W 1877 roku mgłą 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).



## DOŚWIADCZENIE DOMOWE 1.

Jak już wcześniej opisano, rośliny w procesie fotosyntezy produkują tlen. Zaproponuj doświadczenie, w którym zbadasz, ile  $\text{cm}^3$  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 otrzymanego 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).

GDYBY NAWET ŻADNEGO KRYZYSU NIE BYŁO, TRZEBA BY GO WYMYŚLIĆ,  
PODOBNIIE 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  $O_2$ . Znać 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.

#### DOŚWIADCZENIE 37.

##### WYKONANIE

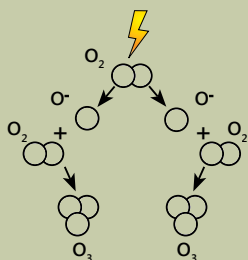
Zachowaj ostrożność – pracuj w rękawicach i okularach ochronnych.

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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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.



Powstawanie ozonu.

**! 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 farme-  
rzy 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 zanieczysz-  
czenia 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 próbówce otrzymaj ozon (według przepisu z poprzedniego doświadczenia, ale zamiast parownicy użyj próbówki). Wylot próbówki 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.



## ĆWICZENIE 57.

Przeczytaj tekst na temat badań dotyczących bezpieczeństwa pracy w punkcie ksero. Wypisz w zeszycie objawy, które świadczą o nadmiernym działaniu ozonu.

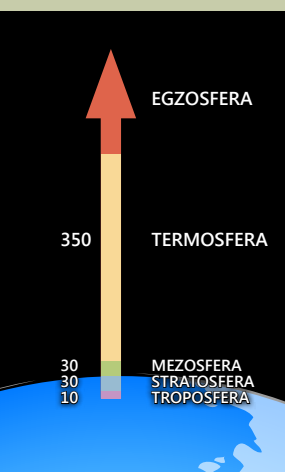
Ozon jest wysokoenergetyczną, alotropową odmianą tlenu, którego specyficzny zapach jest wyczuwalny już nawet przy rozcieńczeniu 1:600. To gaz rozpuszczalny w wodzie. Ma właściwości toksyczne. Główną drogą wchłaniania ozonu do organizmu człowieka jest układ oddechowy. Objawy działania ozonu na organizm 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 zatruc 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.

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,

Warstwy atmosfery nad ziemią.





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**.

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).

Ozon wykazuje działanie bakteriobójcze już przy stężeniu około  $13 \mu\text{g}/\text{dm}^3$ . 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.

$$13 \mu\text{g} = 13 \cdot 10^{-6} \text{ g} = 0,000013 \text{ g}$$

Oblicz, ile to moli ozonu.



### 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  $16 \text{ mg}/\text{dm}^3$ .

CZAS	0	30 MINUT	60 MINUT	90 MINUT	120 MINUT
STĘŻENIE	?	?	?	?	?

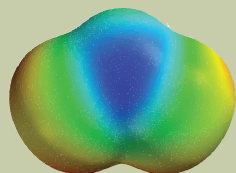


### PRZEDYSKUTUJ

Przeczytaj uważnie cytaty 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.

ppm – to jednostka informująca, ile cząsteczek danej substancji znajduje się w 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** [...].*

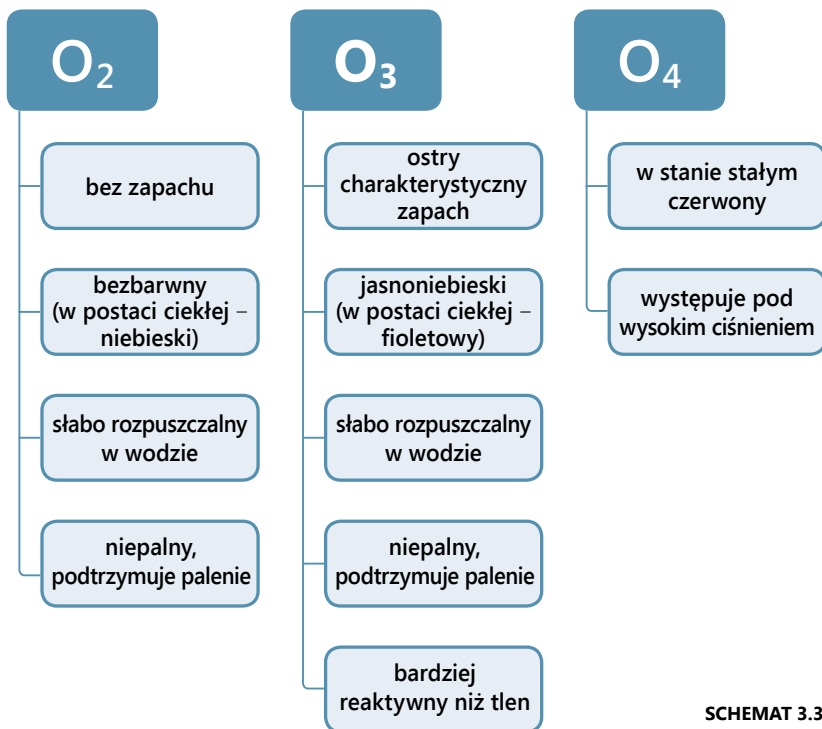
*Prof. Raúl A. Baragiola [raul a baragiola] z University of Virginia [juniwersiti of wirdżinia] przeprowadził z zespołem serię eksperymentów, w czasie których sprawdzano, ile ozonu wydziela się podczas kruszenia i wiercenia z różnych skał magmowych i metamorficznych, np. granitu, bazaltu, gnejsu i ryolitu. 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 pęknięcia 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 stworzyć sieci czujników, które nie tylko ostrzegąby 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>.



**SCHEMAT 3.3.**  
Porównanie właściwości różnych odmian tlenu.



**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 <sub>2</sub>	?	?	?	?	?
O <sub>3</sub>	?	?	?	?	?
O <sub>4</sub>	?	?	?	X	X

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 przyswajając 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.

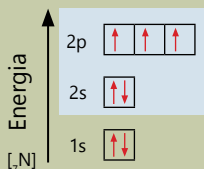


#### ĆWICZENIE 61.

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.



WZÓR SUMARYCZNY  
CZĄSTECZKI AZOTU



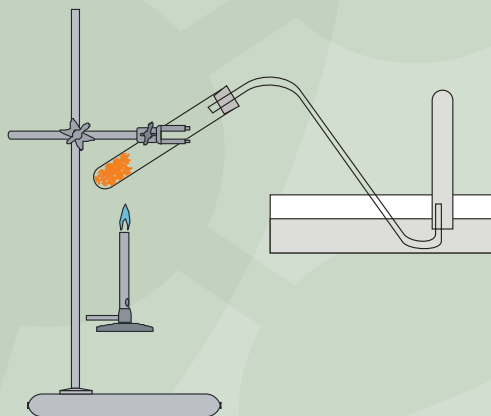
WZÓR STRUKTURALNY  
CZĄSTECZKI AZOTU



## DOŚWIADCZENIE 39.

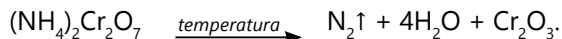
## WYKONANIE

Do dużej probówki nasyp niewielką ilość dichromianu(VI) amonu, a następnie zatkaaj probówkę korkiem z rurką. Po zmontowaniu aparatury, tak jak pokazano na rysunku, delikatnie ogrzej probówkę z dichromianem(VI) amonu. Wydzielający się gaz zbieraj pod powierzchnią wody.



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

W powyżej opisanym doświadczeniu dichromian(VI) amonu o wzorze  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ulega rozkładowi na 3 produkty:



Jednym z produktów tej reakcji jest azot, który zbieramy do probówki.



## ZAPAMIĘTAJ

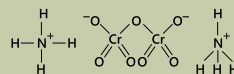
**REAKCJA ANALIZY (lub REAKCJA ROZKŁADU)** to reakcja chemiczna, w której wyniku z jednego substratu powstaje kilka produktów.

DICHROMIAN(VI)  
AMONU

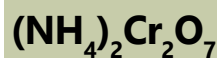
Kryształki  
dichromianu(VI) amonu.



Model kryształu  
dichromianu(VI) amonu.



Wzór strukturalny  
dichromianu(VI) amonu.



Wzór sumaryczny  
dichromianu(VI) amonu.



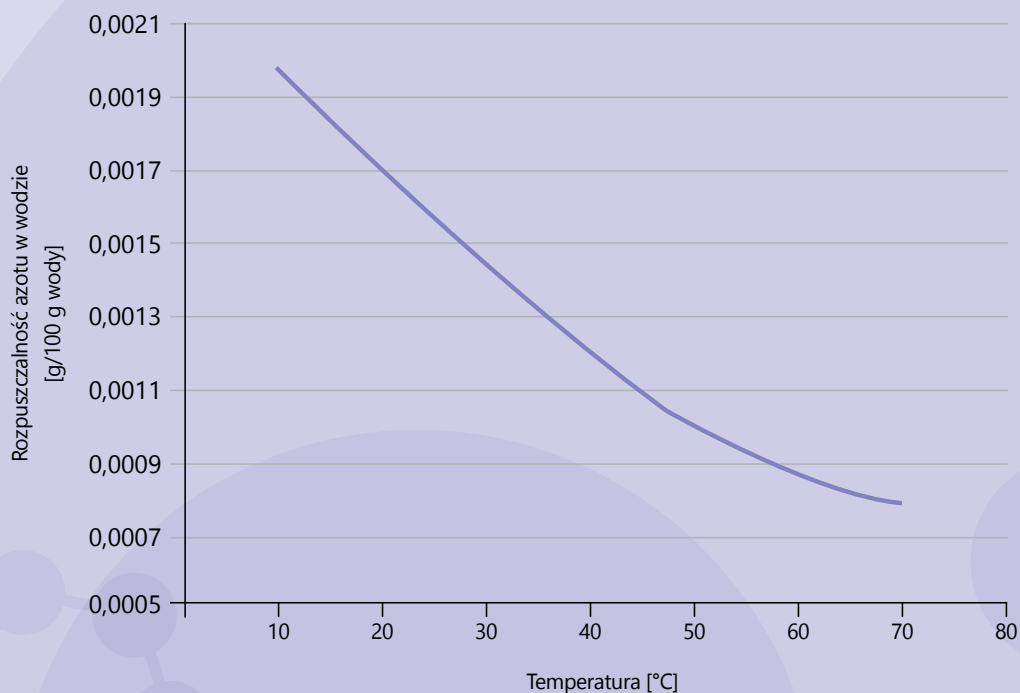
Piktogramy  
dichromianu(VI) amonu.

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 łuczynko. Przebieg doświadczenia przedstaw za pomocą schematycznego rysunku.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

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  $-100^{\circ}\text{C}$ . 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.



### ĆWICZENIE 63.

Zastanów się i odpowiedz na pytanie, co się stanie z balonem napełnionym azotem w pokoju wypełnionym tlenem – poleci do góry, zawisnie czy zostanie przy podłodze (pomijamy masę balonika). Odpowiedź uzasadnij stosownymi obliczeniami.

Porównując masę molową azotu z masami molowymi innych znanych 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.

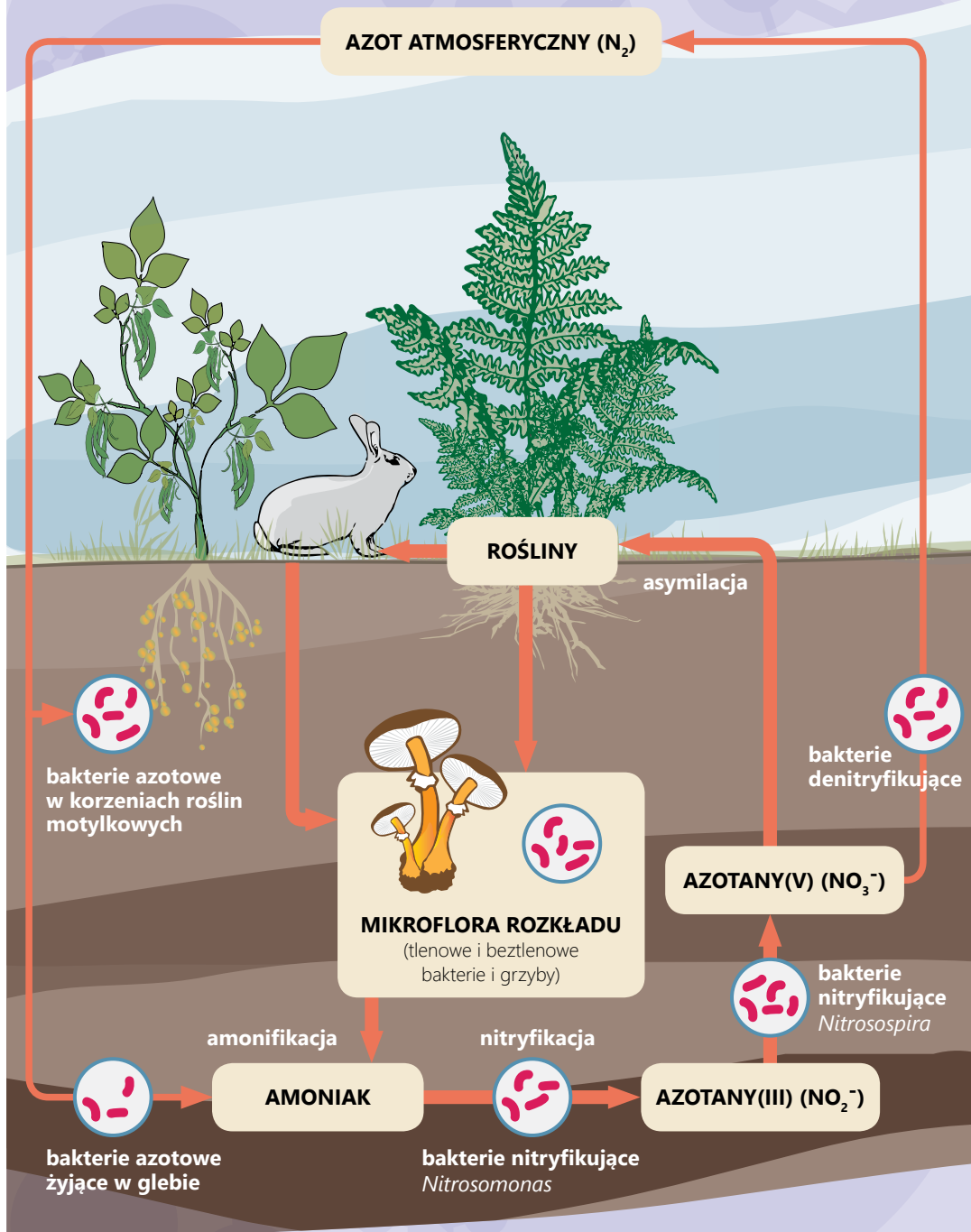
Azot został po raz pierwszy skroplony 13 kwietnia 1883 roku przez polskich naukowców, profesorów Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie: Zygmunta Wróblewskiego i Karola Olszewskiego.





## ĆWICZENIE 65.

Na podstawie poniższego rysunku omów obieg azotu w przyrodzie.



### 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:

- Czy 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 zgasiała,  
i zasnęł 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 gardziółkach śpiewa.

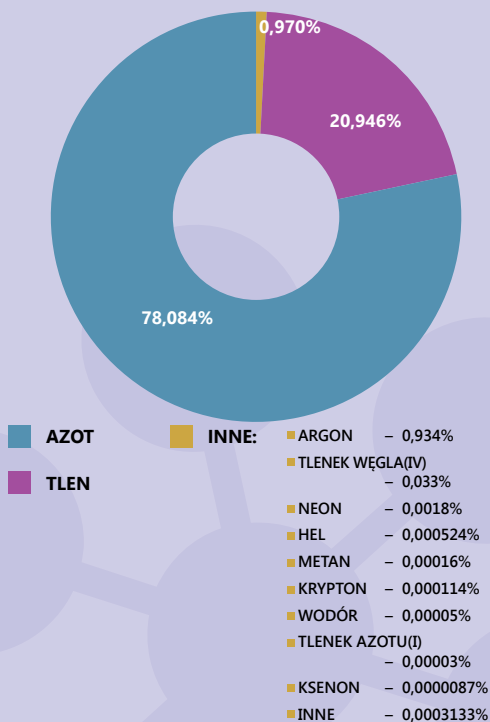
Jest jednocześnie we wszystkich stronach,  
w samochodowych siedzi oponach,  
wierci się, kręci, tańczy jak fryga,  
aeroplany na sobie dźwiga.  
I – to już chyba największa heca –  
dmucha jak wiatr we wszystkich piecach ...  
Rano, gdy zbudził się, przetarł oczy  
i rzekł:  
– Zmęczyłem się bardzo w nocy.  
Nie przypuszczałem, proszę mamusi,  
że tak powietrze pracować musi.



**ĆWICZENIE 67.**

Otoczające 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	?
tlen	?
argon	?
tlenek węgla(IV)	?
neon	?
hel	?
metan	?
krypton	?
wodór	?
tlenek azotu(I)	?
ksenon	?
inne	?

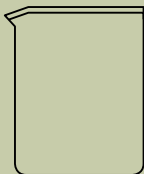
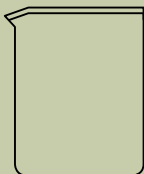


**ĆWICZENIE 68.**

Przepisz tabelę do zeszytu i uzupełnij ją.

	powietrze	azot	tlen
ZAPACH	?	?	?
SMAK	?	?	?
KOLOR	?	?	?
ROZPUSZCZALNOŚĆ W WODZIE	?	?	?
PALNOŚĆ	?	?	?
PODTRZYMYWANIE SPALANIA	?	?	?

Dokończ rysunek w zeszytcie.



### 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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.



### 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 płonąca siarkę zanurz do naczynia z tlenem. Czy jest jakaś różnica w spalaniu? Zanutuj obserwacje. Wykonaj takie same czynności również dla fosforu i węgla.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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  $\text{CO}_2$ .

Następnie skorzystajmy z informacji, że 1 mol powietrza zajmuje w warunkach normalnych objętość  $22,4 \text{ dm}^3$ , co wyniesie 100%. Poszczególne gazy stanowią 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  $28,956 \text{ g/mol}$** , co można zaokrąglić do  **$29 \text{ g/mol}$** .

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 <small>% masy = <math>\frac{\text{masa składnika}}{28,956} \cdot 100\%</math></small>
azot ( $\text{N}_2$ )	28 g/mol	78,084	0,78084	21,864 g	75,51%
tlen ( $\text{O}_2$ )	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) ( $\text{CO}_2$ ) i inne gazy	44 g/mol	0,036 (0,033 + 0,003)	0,00036	0,016 g	0,05%
powietrze	?	100	1	<b>28,956 g</b>	100%

TABELA 3.1. Skład powietrza w procentach masowych.

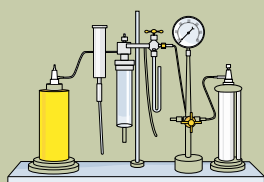
Gęstość jest to stosunek masy do objętości, jaką ta masa zajmuje:

$$d = m/v.$$

Z uwagi na fakt, że każdy gaz w warunkach normalnych (temperatura  $0^\circ\text{C}$  i ciśnienie  $101\,325 \text{ Pa}$ ) ma taką samą objętość ( $22,4 \text{ dm}^3$ ), porównując gęstości dwóch gazów, wystarczy porównać ich masy molowe (gdyż mianowniki są takie same).



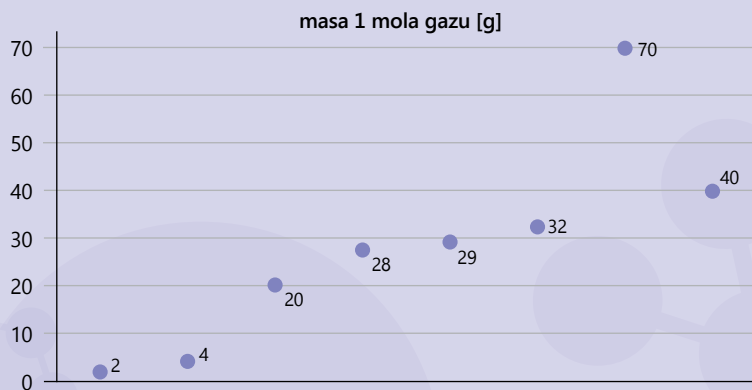
Balony z helmem.



Aparatura do skraplania powietrza.

### ĆWICZENIE 69.

Na wykresie zobrazowano różnicę w masach molowych siedmiu gazów pierwiastkowych i powietrza. Przypisz im odpowiednie nazwy.



### ĆWICZENIE 70.

Osem 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 skroplili 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**

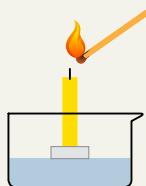
1. Jak udowodnisz, że powietrze jest mieszaniną?
2. Jaki jest skład powietrza?
3. Jakie właściwości ma powietrze?
4. Opisz właściwości fizyczne i chemiczne azotu, tlenu, wodoru.
5. Odczytaj z układu okresowego pierwiastków informacje o azocie, tlenie i wodorze.
6. Zaplanuj doświadczenia dotyczące badania 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 związkem chemicznym lub pierwiastkiem, udowodnili Zygmunt Wróblewski i Karol Olszewski, którzy jako pierwsi na świecie skroplili powietrze, rozdzielając je na składniki. 5 kwietnia 1883 roku skroplili 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.

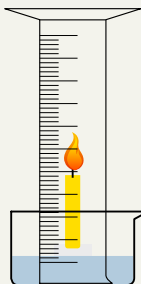
1.



Do krystalizatora wlej wodę, wstaw świecę na styropianowej podstawie.

Zapal świecę.

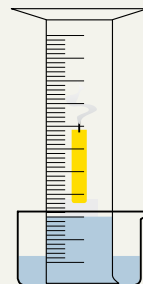
2.



Po zapaleniu świecy od razu przykryj ją cylindrem miarowym.

Odczytaj na podziałce poziom wody.

3.



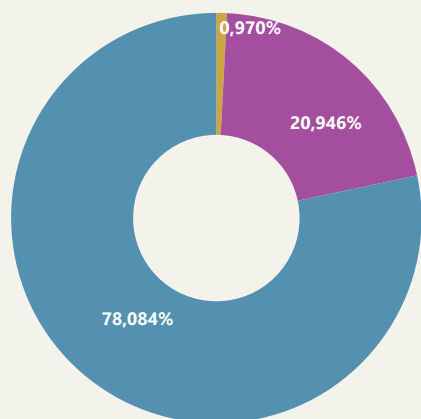
Świeca po pewnym czasie gaśnie.

Odczytaj poziom wody po zgaśnięciu świecy.

**RYСУNEK 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:



Składnik	Procent
ARGON	0,934%
TLENEK WĘGLA(IV)	0,033%
NEON	0,0018%
HEL	0,000524%
METAN	0,00016%
KRYPTON	0,000114%
WODÓR	0,00005%
TLENEK AZOTU(I)	0,00003%
KSENON	0,0000087%
INNE	0,0003133%

**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
<p>■ <b>właściwości fizyczne:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ gaz</li> <li>■ nieco cięższy od powietrza</li> <li>■ bezbarwny, bezwonny</li> <li>■ słabo rozpuszczalny w wodzie</li> </ul> <p>■ <b>właściwości chemiczne:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ niepalny</li> <li>■ podtrzymuje palenie</li> <li>■ reaktywny</li> </ul>	<p>■ <b>właściwości fizyczne:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ najlżejszy gaz</li> <li>■ lżejszy od powietrza</li> <li>■ bezbarwny, bezwonny</li> </ul> <p>■ <b>właściwości chemiczne:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ palny</li> <li>■ reaktywny</li> </ul>	<p>■ <b>właściwości fizyczne:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ gaz</li> <li>■ nieco lżejszy od powietrza</li> <li>■ bezbarwny, bezwonny</li> <li>■ słabo rozpuszczalny w wodzie</li> </ul> <p>■ <b>właściwości chemiczne:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ niepalny</li> <li>■ nie podtrzymuje palenia</li> </ul>

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

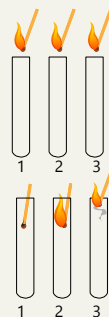
TABELA 3.3. Informacje o wodorze, azocie i tlenie odczytane z układu okresowego pierwiastków.

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.

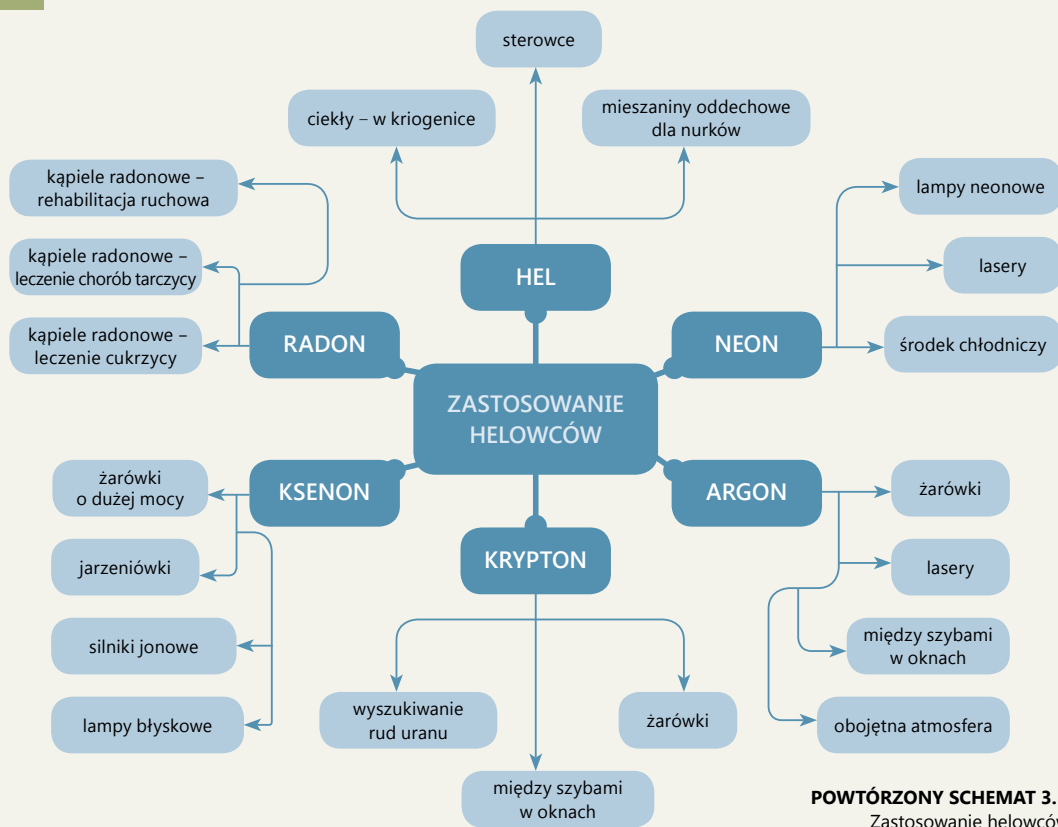


**RYSUNEK 3.4.**  
Sposób doświadczalnego sprawdzenia, w której próbówce jest wodór, tlen i azot.

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.

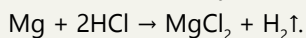
8. Zastosowanie gazów szlachetnych.



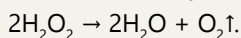
**POWTÓRZONY SCHEMAT 3.1.**  
Zastosowanie helowców.

9. Napisz równania reakcji otrzymywania: tlenu, wodoru i azotu.

Wodór można otrzymać np. w reakcji magnezu z kwasem solnym:

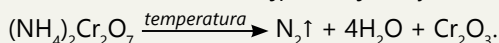


Tlen można otrzymać np. w reakcji rozkładu wody utlenionej:



Tlen powstaje również w procesie fotosyntezy, a także w procesie elektrolizy wody (rozkładu wody pod wpływem prądu).

W laboratorium azot najprościej otrzymać w reakcji:

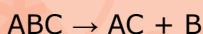


## 10. ! ZAPAMIĘTAJ

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



**REAKCJA ANALIZY (LUB REAKCJA ROZKŁADU)** to reakcja chemiczna, w której wyniku z jednego substratu powstaje kilka produktów.



## 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.

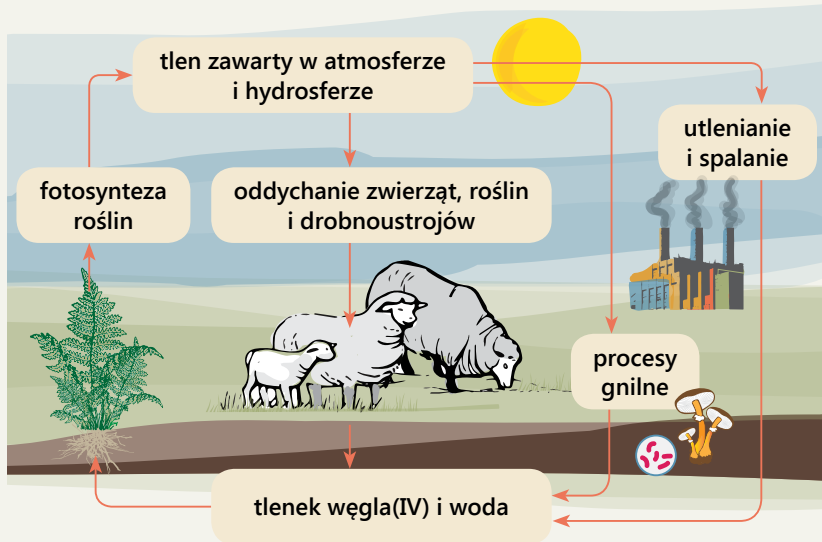
12. Ozon występuje wysoko nad Ziemią, w stratosferze (25–30 km n.p.m.). Chroni Ziemię przed promieniowaniem ultrafioletowym dochodzącym ze Słońca.

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.

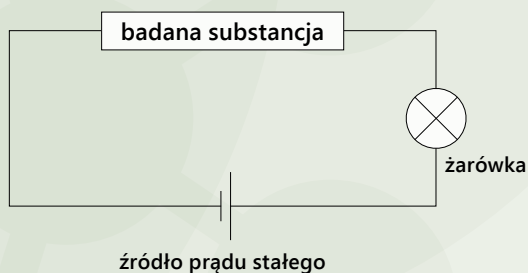
Otoczający nas świat jest zbudowany z wielu różnych substancji. Przeprowadź kilka doświadczeń i poznaj właściwości fizyczne niektórych z nich.



#### 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 zeszytcie.  
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.



Stacja transformatorowa słupowa średniego napięcia. Widoczne są kable elektryczne przewodzące prąd i ceramiczne izolatory.



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.

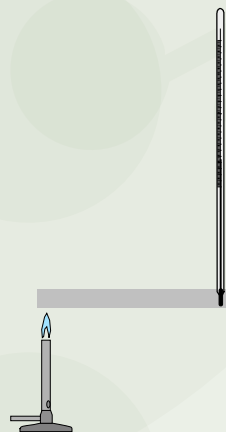


#### DOŚWIADCZENIE 44.

##### 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.

	Przewodzenie prądu	Przewodzenie ciepła	Połysk	Kowalność	Wniosek
Żelazo	?	?	?	?	?
Ołów	?	?	?	?	?
Miedź	?	?	?	?	?
Szkło	?	?	?	?	?
Siarka	?	?	?	?	?
Węgiel	?	?	?	?	?
?	?	?	?	?	?
?	?	?	?	?	?
?	?	?	?	?	?

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.

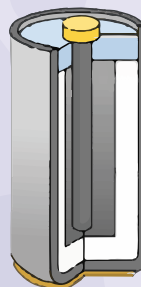
**NIEMETALE** – pierwiastki, które nie mają jednej, dwóch, trzech lub wszystkich wyżej wymienionych cech metali.

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

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.

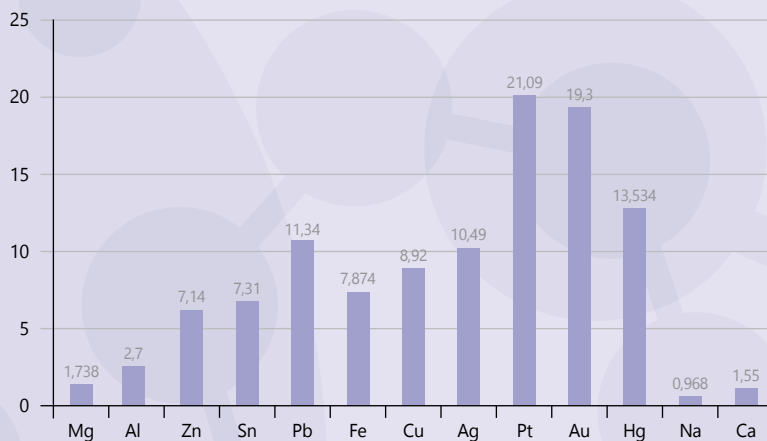
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.



### ĆWICZENIE 75.

Na podstawie poniższego wykresu wypisz w zeszycie pierwiastki lekkie (o gęstości mniejszej niż  $7 \text{ g/cm}^3$ ) i ciężkie (o gęstości większej niż  $7 \text{ g/cm}^3$ ).

**GĘSTOŚĆ RÓŻNYCH METALI [ $\text{g/cm}^3$ ]**



Według legendy król Syrakuz poprosił Archimedesesa, by ten zbadał, czy korona zawiera tylko złoto, czy jest z połączanego 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?**



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) cieciami 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.



#### 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.

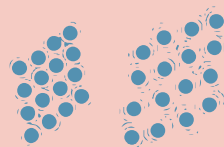
Metalami, które w temperaturze pokojowej mają właściwości magnetyczne, są: żelazo, nikiel i kobalt. W życiu codziennym wykorzystujemy je w naczyniach stosowanych do gotowania na kuchenkach indukcyjnych. Siły przyciągania magnetycznego wykorzystuje się również np. przy rozdzielaniu złomu za pomocą elektromagnesów.

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.

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.



RTĘĆ



##### Rozszerzalność cieplna:

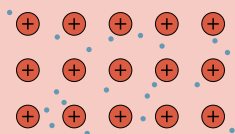
- przed ogrzaniem, po schłodzeniu.
- po ogrzaniu, przed schłodzeniem.



Rozdzielanie złomu za pomocą elektromagnesu.



FERROFLUID



**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 kryształ – 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.**

Przeczytaj schematycznie układ okresowy pierwiastków i zaznacz w nim metale szlachetne.

Grupa																					
1																					
1	H																2				
	wodór																He				
																	hel				
2																					
3	4															5	6	7	8	9	10
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
lit	beryl															bor	węgiel	azot	tlen	fluor	neon
3																					
11	12															13	14	15	16	17	18
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl	Ar
sód	magnez															glin	krzem	fosfor	siarka	chlor	argon
4																					
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
potas	wapń	skand	tytan	wanad	chrom	mangan	żelazo	kobalt	nikiel	miedź	cynek	gal	german	arsen	selen	brom	krypton				
5																					
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
rubid	stront	itry	cyrkon	niob	molibden	technet	ruten	rod	pallad	srebro	kadm	ind	ołow	antymon	tellur	jod	ksenon				
6																					
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86				
Cs	Ba	lanthanowce	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
cez	bar		hafn	tantal	wolfram	ren	osm	iryd	platyna	złoto	rtęć	tal	ołow	bismut	polon	astat	radon				
7																					
87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118				
Fr	Ra	aktynowce	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn		Fl		Lv						
frans	rad		nutherford	dubn	seaborg	bohr	has	meitner	damstadt	roentgen	kopernik		flerow		liwermor						
57																					
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
lantan	cer	prazoodym	neodym	promet	samar	europ	gadolin	terb	dysproz	holm	erb	tul	iterb	lutet							
89																					
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr							
aktyn	tor	protaktyn	uran	neptun	pluton	ameryk	kiur	berkel	kaliforn	einstein	ferm	mendelew	nobel	lorens							

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 substancji 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?*

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 POTEŁ.

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.

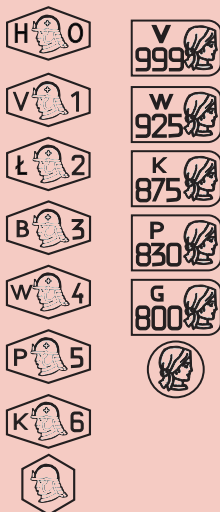
Obejrzyj dokładnie przedmioty wykonane ze srebra lub złota.

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.

#### PROMIL

oznacza 1 część na 1000  
(ma symbol ‰).

#### 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	?	?	?	?	?
brąz	?	?	?	?	?
stal	?	?	?	?	?
aluminium	?	?	?	?	?
tombak	?	?	?	?	?

Przerysuj tabelę do zeszytu i zapisz w niej obserwacje.  
Wnioski zapisz w zeszytu.

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**.

## ! ZAPAMIĘTAJ

**STOPY METALI** – substancje składające się z dwóch lub więcej pierwiastków chemicznych, z których co najmniej jeden, ale występujący w przeważającej ilości, jest metalem.

Stopy metali były używane już od tysięcy lat. Po epoce kamiennej nastąpiła 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.). Oczyszcz 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 szczypic wyciągnij miedziany przedmiot. Włóż go do zlewki z zimną wodą, a następnie opłucz pod bieżącą wodą.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.



Złote naczynie z epoki brązu.



Bransoleta z epoki brązu.



Saksofon – instrument z mosiądzu.



Amunicja z mosiądzu.



Struny gitarowe z fosfobrazu (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 zeszytcie.

Miedź jest metalem, który tworzy wiele użytecznych stopów. Do stopów tych należą m.in.: brąz, mosiądz, spiż, tombak, miedzionikiel.



BRAZ	MOSIĄDZ	SPIŻ	TOMBAK	MIEDZIONIKIEL
<ul style="list-style-type: none"> <li>■ (Cu i Sn)</li> <li>■ 80%–90% Cu</li> <li>■ ma dobre właściwości wytrzymałościowe</li> <li>■ łatwo się go obrabia</li> <li>■ jest kosztowny</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>■ (Cu, Zn)</li> <li>■ do 40% Zn</li> <li>■ odporny na korozję (w tym wodę morską)</li> <li>■ łatwy do obróbki plastycznej i do odlewania</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>■ (Cu, Sn, Zn, Pb)</li> <li>■ 11% Sn, Zn i Pb po 2–6%</li> <li>■ odporny na korozję i ścieranie</li> <li>■ twardy</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>■ (Cu, Zn)</li> <li>■ ponad 80% Cu</li> <li>■ przypomina barwą złoto</li> <li>■ stosunkowo tani</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>■ (Cu, Ni)</li> <li>■ wytrzymały</li> <li>■ żaroodporny</li> <li>■ odporny na korozję</li> </ul>

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, moździerz, pomników, klamek, odważników, okuć czy ram obrazów; jest też używany do produkcji instrumentów muzycznych;

- ze **spizu** 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 naboji;
- **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.

Stopy można także podzielić ze względu na zastosowanie, np.:

	<b>STOP Drukarski</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Pb z dodatkami Sn i Sb</li> <li>odlewanie czcionek i elementów składu zecerskiego</li> </ul>
	<b>STOP Lutowniczy</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Sn i Pb</li> <li>lutowanie – trwałe łączenie elementów metalowych</li> </ul>
	<b>STOP Łożyskowy</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Sn i Sb, Cu lub Sn, Pb i Sb, Cu</li> <li>łożyska ślizgowe, dawniej też koła w pociągach</li> </ul>
	<b>STOPY Niskotopliwe</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>np. galinstan, stop Wooda, pewter (cynolów), stop Lichtenberga</li> </ul>

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 [tuda].



### DOŚWIADCZENIE 50.

#### WYKONANIE

Zbadajmy przewodnictwo cieplne, przewodnictwo prądu, kowalność, połysk, a także temperaturę topnienia stopu Wooda.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.



### ĆWICZENIE 77.

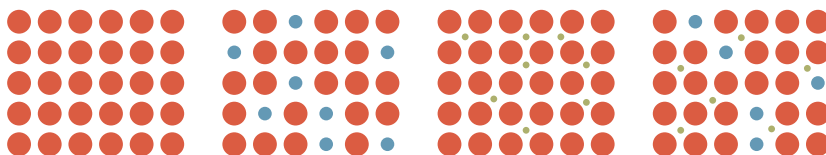
Narysuj wykres kołowy, ilustrujący skład stopu Wooda.

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.



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.



**ĆWICZENIE 78.**

Jednostką używaną w jubilerstwie do określania zawartości złota w stopie jest karat. 1 karat to  $\frac{1}{24}$  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.



**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.

CZY POPIÓŁ TYLKO ZOSTANIE I ZAMĘT,  
CO IDZIE W PRZEPAŚĆ Z BURZĄ? – CZY ZOSTANIE  
NA DNIE POPIOŁU GWIAZDZISTY 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	?
Rozpuszczalność w $H_2O$	nierozpuszczalny w $H_2O$	?
Barwa	przezroczyste	?
Przewodnictwo prądu	nie przewodzi prądu	?
Twardość	twarde	?
Kruchość	krucho	?

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.

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 Johanna Diderika van der Waalsa [Johanna Diderika van der Waals], 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.

**C**  
6

węgiel



### DOŚWIADCZENIE 52.

#### WYKONANIE

Porównaj, w jaki sposób grafit rysuje „prostopadłe”, a jak „równoległe”.

#### RYSUNEK RÓWNOLEGLE



#### RYSUNEK PROSTOPADLE

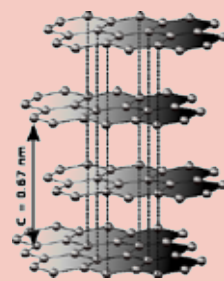


Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszyście.

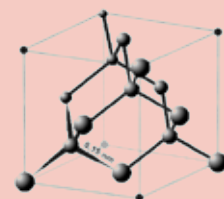
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyście.

Gdy warstwy grafitu są ułożone równoległe 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 prostopadłe 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.

Sytuację, w której jakaś substancja wykazuje różne właściwości fizyczne w zależności od kierunku badania, nazywa się **anizotropią**. Powstaje ona, gdy kryształ budujący substancję jest „niesymetryczny”.



GRAFIT



DIAMENT

## 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.

8  
O  
tlen

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.

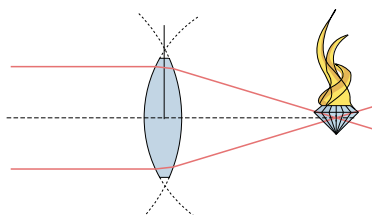
W diamencie każdy atom węgla jest połączony z 4 innymi atomami wiązaniami pojedynczymi, kowalencyjnymi, rozmieszczonymi w 4 narożach czworościanu foremnego (tetraedru). Taka struktura jest symetryczna, co oznacza, że właściwości diamentu nie zależą od kierunku ich badania.

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.

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).

Reakcja spalania węgla jest



RYSUNEK 4.2. Diament i załamanie światła.



## 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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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.

Fulerey są kolejną odmianą alotropową węgla.



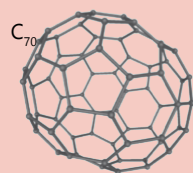
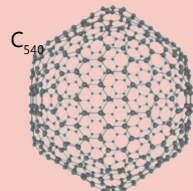
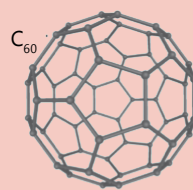
### ĆWICZENIE 81.

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.

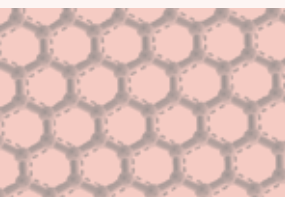
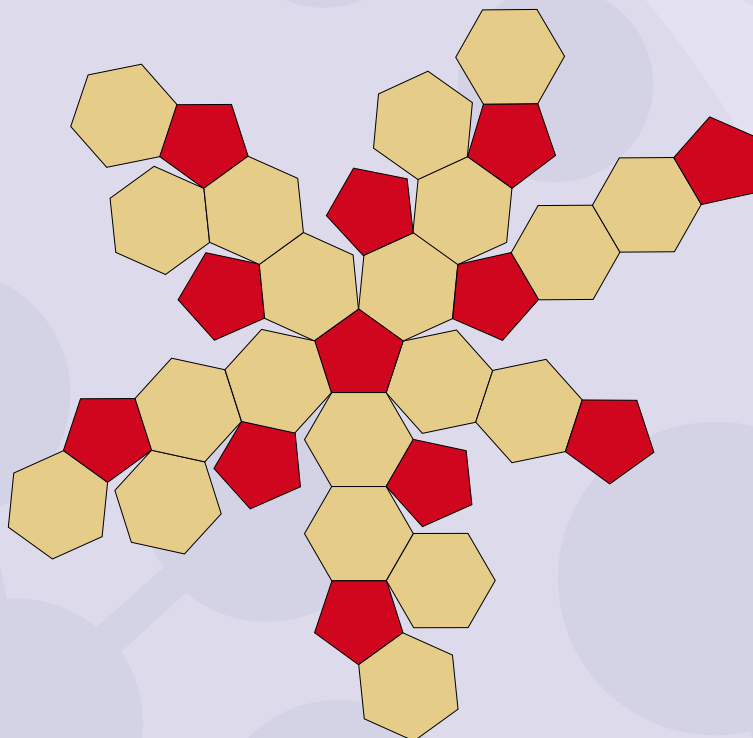


Na takiej samej konstrukcji jak  $C_{60}$  był oparty wzór na piłce nożnej (Buckminster Ball) [backminster bol], zatwierdzony przez FIFA i używany przez 36 lat (1970–2006).

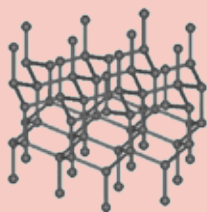


### ĆWICZENIE 83.

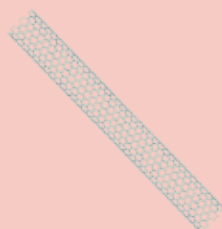
Przerysuj poniższą siatkę na kartkę papieru, wytnij i złóż – otrzymasz model fulerenu o wzorze  $C_{60}$  (i nazwie – fuleryt).



Struktura grafenu.



Struktura lonsdaleitu.



Struktura nanorurki.

\*Nanorurki węglowe tylko przez niektórych są uznawane za odmianę alotropową węgla.

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.

**PRZEDYSKUTUJ**

Jedna ze szwajcarskich firm oferuje niezwykle 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.

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 osadzały 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	uhlik	uhlie
włoski	carbonio	carbone





**DOŚWIADCZENIE 54.**

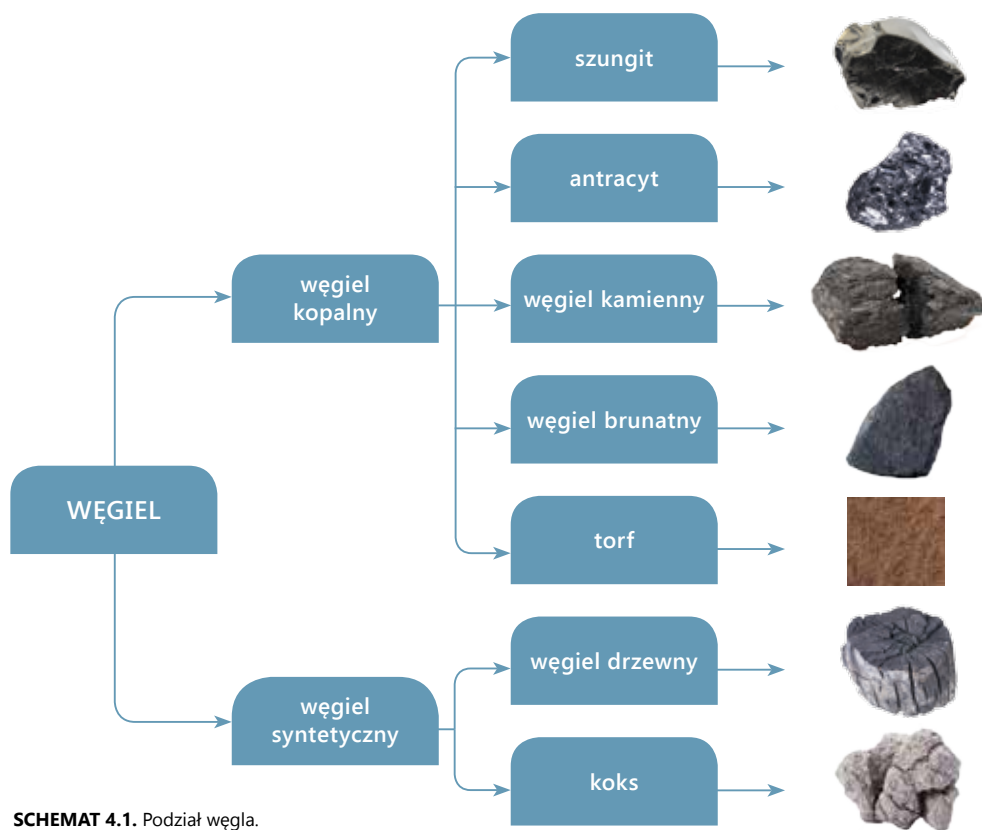
**WYKONANIE**

Obejrzyj bryłki węgla kamiennego, brunatnego, torfu, węgla drzewnego i koksu. Zbadaj ich rozpuszczalność w wodzie, gęstość i kruchość.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszyście.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyście.

	Wygląd bryłki	Rozpuszczalność w wodzie	Kruchość	Gęstość
Węgiel kamienny	?	?	?	?
Węgiel brunatny	?	?	?	?
Torf	?	?	?	?
Węgiel drzewny	?	?	?	?
Koks	?	?	?	?



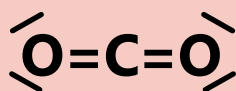
**SCHEMAT 4.1.** Podział węgla.

**C**  
6  
węgiel

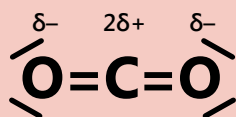
**O**  
8  
tlen



Piktogramy tlenu.



Wzór strukturalny cząsteczki tlenu węgla(IV).



Znaki graficzne  $\delta+$  i  $\delta-$  nad atomami węgla i tlenu oznaczają polaryzację wiązania. Chmura elektronowa jest przesunięta w stronę pierwiastka bardziej elektroujemnego (tlenu), stąd jego cząstkowy ładunek ujemny.

Nie wszystkie odmiany węgla należą do węgla 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 zatkał korkiem z długą rurką. Probówkę ogrzewaj.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

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.

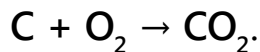
#### WYKONANIE

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:



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



### ZASTANÓW SIĘ

Co się stanie, gdy do reakcji użyjemy mniej tlenu niż węgla?

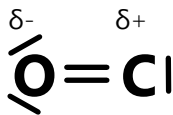
Przy małym dostępie tlenu nie powstaje tlenek węgla(IV) tylko tlenek węgla(II) – tzw. czad.



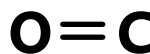
### ZASTANÓW SIĘ

Jak jest zbudowana cząsteczka tlenku węgla(II) – czadu?

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:

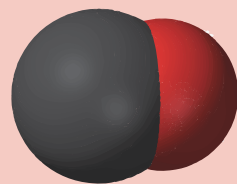
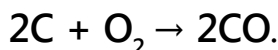


Wzór strukturalny tlenku węgla(II) z zaznaczonymi wolnymi parami elektronowymi oraz polaryzacją wiązań.



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  $\text{CO}$ , a przebieg reakcji spalania przy mniejszym dostępie tlenu zapisujemy następująco:



Model cząsteczki tlenku węgla(II).



Piktogramy tlenku węgla(II).

Tlenek węgla bezbarwnym, bezwonny gazem. Jest **TRUJĄCY**, gdyż trwale łączy się z hemoglobina.

Masa 1 mola C = 12 g

Objętość 1 mola dowolnego gazu w warunkach normalnych wynosi 22,4 dm<sup>3</sup>.

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<sub>2</sub>, jak i CO. Od ilości tlenu zależy, którego gazu powstanie więcej. Przy dużym nadmiarze tlenu powstająca ilość CO jest znikoma.

**Obliczmy, ile dm<sup>3</sup> tlenu odmierzonego w warunkach normalnych potrzeba, aby spalić 6 g węgla.**

W przypadku spalania całkowitego możemy ułożyć następującą proporcję:

<b>Spalanie całkowite:</b>	$C + O_2 \rightarrow CO_2$
<i>Z równania reakcji:</i>	1 mol C — 1 mol O <sub>2</sub> 12 g C — 22,4 dm <sup>3</sup> O <sub>2</sub>
<i>Z treści zadania:</i>	6 g C — x dm <sup>3</sup> O <sub>2</sub>

$$x = \frac{6 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{12 \text{ g}} = 11,2 \text{ dm}^3$$

Natomiast w przypadku półspalania proporcja będzie wyglądać następująco:

<b>Półspalanie:</b>	$2C + O_2 \rightarrow 2CO$
<i>Z równania reakcji:</i>	2 mole C — 1 mol O <sub>2</sub> 2 · 12 g C — 22,4 dm <sup>3</sup> O <sub>2</sub>
<i>Z treści zadania:</i>	6 g C — x dm <sup>3</sup> O <sub>2</sub>

$$x = \frac{6 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{2 \cdot 12 \text{ g}} = 5,6 \text{ dm}^3$$

**Odp.:** Aby spalić całkowicie [do tlenku węgla(IV)] 6 g węgla, potrzeba 11,2 dm<sup>3</sup> tlenu, natomiast aby spalić do tlenku węgla(II) 6 g węgla, potrzeba tylko 5,6 dm<sup>3</sup> tlenu.



### 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.

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.

Węgla 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 węgla kopalnych.



### ĆWICZENIE 86.

Poszukaj informacji o zastosowaniu koksu. Wyjaśnij, dlaczego zamiast węgla kamiennego używa się koksu.

### 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 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 zamara), może być pomocna w wyjaśnieniu, dlaczego tereny, na których występuje, mają zanieczyszczone powietrze?

**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.



## 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 niemetalii; tworzenie wzorów strukturalnych i sumarycznych; sposób zapisywania konfiguracji elektronowej.

Pierwiastkowe niemetały występują w 3 stanach skupienia.



#### ĆWICZENIE 89.

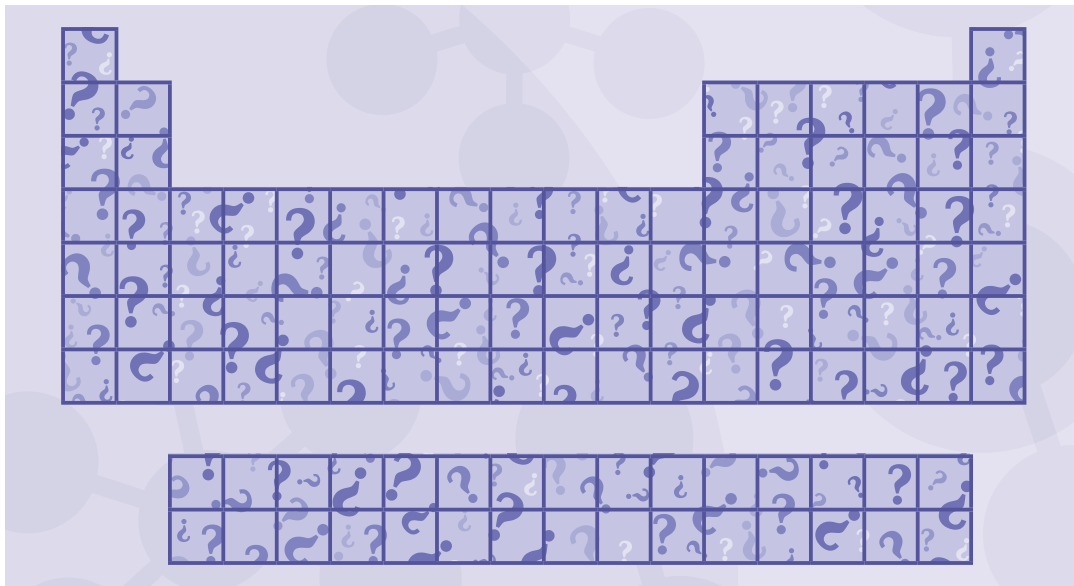
Przerysuj schemat do zeszytu. Uzupełnij go, wpisując symbole niemetalii w odpowiednie pola:



#### ĆWICZENIE 90.

W układzie okresowym pierwiastków umieszczono symbole zarówno metali, jak i niemetalii. Przerysuj schemat do zeszytu i uzupełnij go, wpisując w odpowiednie miejsca symbole niemetalii.





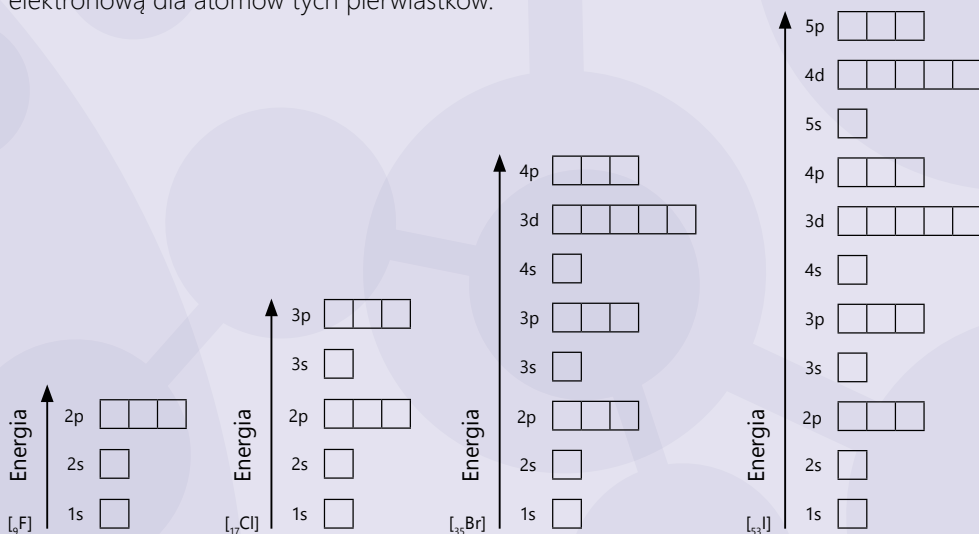
W układzie okresowym jest 25 pierwiastków – niemetali. Część z nich została już omówiona w poprzednich rozdziałach. Teraz zbadamy kolejne.

## 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.



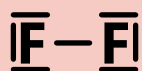
Czy zauważasz jakieś podobieństwa w konfiguracji elektronowej pierwiastków z tej samej grupy układu okresowego?



Piktogramy fluoru.



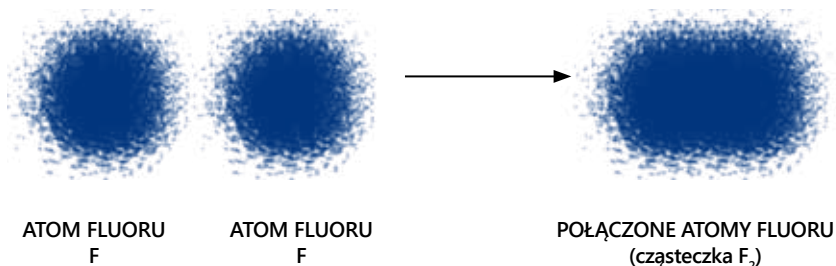
Wzór sumaryczny  
cząsteczki fluoru.



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.

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 korzystały 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 bakterio-bójcze, 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  $Cl_2$ .



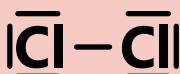
### CHLOR SKROPLONY



Piktogramy chloru.



Wzór sumaryczny  
cząsteczki chloru.



Wzór strukturalny  
cząsteczki chloru.

**ĆWICZENIE 92.**

Fluor i chlor są gazami. Porównaj ich gęstość do gęstości powietrza (zobacz: podrozdział 3.1.).

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.

Jednymi z bardziej spektakularnych reakcji są reakcje spalania metali w chlorze.

**ZAPAMIĘTAJ**

**SPALANIE** – reakcja chemiczna z wydzieleniem ciepła i światła.

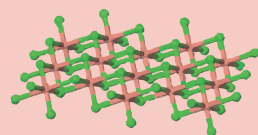
**DOŚWIADCZENIE 58.****WYKONANIE**

*Wszystkie doświadczenia z chlorem prowadź pod dygestorium!*

Do kolby stożkowej z chlorem wprowadź rozżarzony metal (opiłki żelaza, miedziany drut lub sól).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

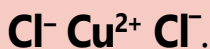


Fragment siatki krystalicznej związku powstającego w wyniku reakcji chloru i miedzi, tj. chlorku miedzi(II).



Piktogramy  
chlorku miedzi(II).

Poprawny wzór  
strukturalny chlorku  
miedzi(II):



Czasami zapisywany  
błędnie jako:



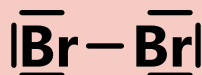
BROM



Piktogramy bromu.



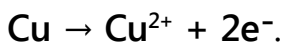
Wzór sumaryczny  
cząsteczki bromu.



Wzór strukturalny  
cząsteczki bromu.

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)  $\text{Cu}^{2+}$ :

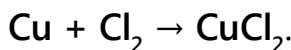


Efektom przyjęcia elektronu przez atom chloru jest powstanie nadmiaru ładunku ujemnego w stosunku do ładunku protonów w jądrze. W ten sposób powstał ujemny jon (anion) chloru  $\text{Cl}^-$ :



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:  $\text{Cl}^- \text{Cu}^{2+} \text{Cl}^-$ . 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  $\text{CuCl}_2$ .

Równanie reakcji przyjmuje postać:



Odczytujemy je następująco: 1 mol atomów miedzi reaguje z 1 molem cząsteczek chloru i powstaje 1 mol chlorku miedzi(II).

**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 –  $\text{Br}_2$ .

**DOŚWIADCZENIE 59.****WYKONANIE**

Wszystkie doświadczenia z bromem prowadź pod dygestorium!  
Pracuj w rękawicach i okularach ochronnych.

Zamontuj w statywie za pomocą łąpy dużą probówkę. Podłóż pod nią zlewkę z piaskiem, a następnie do probówki wprowadź około 2 cm<sup>3</sup> bromu. Na koniec wrzuć małą łyżeczkę wiórków glinu.

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

Kolejnym niemetałem 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 zeszytcie.  
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

**DOŚWIADCZENIE 61.****WYKONANIE**

Wsymp 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 zeszytcie.  
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

JOD



Piktogramy jodu.

Wzór sumaryczny  
cząsteczki jodu.Wzór strukturalny  
cząsteczki jodu.Kryształki jodu powstałe  
w wyniku resublimacji.



## DOŚWIADCZENIE 62.

### WYKONANIE

Przygotuj dwa moździerze. W pierwszym utrzyj niewielką ilość magnezu. W drugim utrzyj jod. Zmieszaj obie utarte substancje w parownicze. Dodaj kilka kropli wody.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszyście.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyście.

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  $^{209}\text{Bi}$  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.

## 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 zeszyście.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyście.



SIARKA



Piktogram siarki.

16 **S**  
siarka

**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<sup>3</sup> 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.

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.

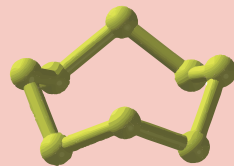
**DOŚWIADCZENIE 65.****WYKONANIE**

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 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 cząsteczce siarki o wzorze sumarycznym S<sub>8</sub> atomy łączą się w pierścień.



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

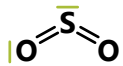
*Doświadczenie wykonaj pod dyktando.*

Przygotuj kolbę stożkową wypełnioną tlenem. Na łyżeczkę 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 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  $\text{SO}_2$ .

Równanie reakcji spalania siarki w tlenie:  $S_8 + 8\text{O}_2 \rightarrow 8\text{SO}_2$ .

Tlenek siarki(IV) jest jedną z substancji zanieczyszczających powietrze (jak już wiemy, powstaje także przy spalaniu węgla kopalnego).



### DOŚWIADCZENIE 67.

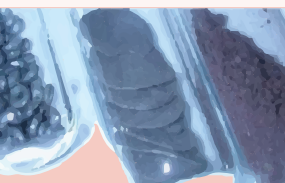
#### WYKONANIE

Przygotuj zlewkę z zimną wodą. Nasyp do dużej probówki, do około 1/3 jej pojemności, sproszkowanej siarki a następnie, trzymając probówkę w drewnianej łapie i ogrzewaj w płomieniu palnika. Gdy cała siarka stopi się i przyjmie barwę brązoczerwoną, 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.

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.



Odmiany alotropowe selenu.



Piktogramy selenu.



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  $800^\circ\text{C}$  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  $S_8$ .

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.

## 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.

**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.



TELLUR



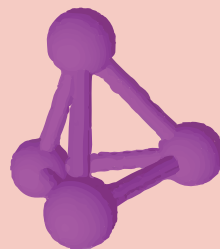
Piktogram telluru.



Odmiany alotropowe fosforu:  
fosfor biały, czerwony,  
fioletowy i czarny.



Piktogram fosforu.



Model cząsteczki fosforu białego  $P_4$ .

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 niemetały w reakcjach chemicznych.

Podział na metale i niemetały nie dotyczy tylko pierwiastków. Właściwości metaliczne mają także stopy metali, natomiast niemetalami są np.: szkło, celuloza, kauczuk, PCV.



#### ĆWICZENIE 95.

Z wiersza Romana Pisarskiego zamieszczonego nad tytułem rozdziału wypisz do zeszytu nazwy przedmiotów wykonanych z metali i niemetalu.

METAL	NIEMETAL
?	?



Pałac Kultury i Nauki w Warszawie.

Podstawą klasyfikacji metali jest posiadanie przez nie tak zwanych cech definicyjnych\*.



### 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
?	?
?	?
?	?
?	?

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 ( $-38,38^{\circ}\text{C}$ ) 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 oddzieleniu złomu metali żelaznych od nieżelaznych, a także w zamknięciach (lodówek, torebek, portfeli), również w elementach magnetycznych silników i czujników oraz innych przyrządów, np. kompasów.

\* Cechy definicyjne – to cechy, które mają wszystkie egzemplarze danego pojęcia.

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.



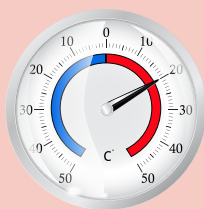
Termometr lekarski.



Bezpiecznik topikowy, nazywany potocznie "korkiem".



Bezpiecznik topikowy stosowany w sprzęcie elektronicznym.



Termometr – jego wskazówka jest poruszana za pomocą termobimetalu (widocznego w środku tarczy, przy wskazówce).

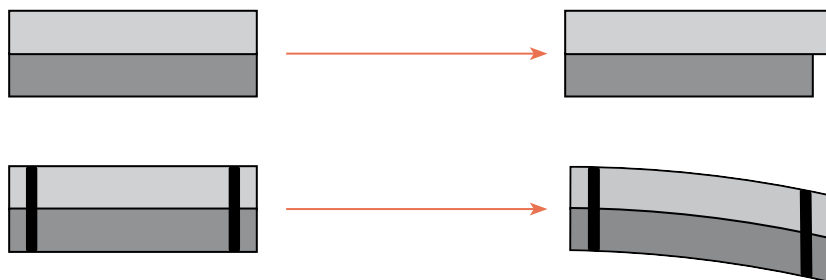


Kompas magnetyczny.

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 płytach 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.



**RYСУNEK 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.



**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
?	?	?
?	?	?
?	?	?
?	?	?

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.

Metale reagują z niemetalami. Nie wchodzi 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 niemetalu otrzymujemy związki o wiązańach 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 <sub>8</sub>			
		Ag <sup>+</sup> S <sup>2-</sup> Ag <sup>+</sup>	
	Fe → 2e <sup>-</sup> + Fe <sup>2+</sup> S + 2e <sup>-</sup> → S <sup>2-</sup>		
Mg O <sub>2</sub>			
	Ca → 2e <sup>-</sup> + Ca <sup>2+</sup> O + 2e <sup>-</sup> → O <sup>2-</sup>		
		O <sup>2-</sup> Al <sup>3+</sup> O <sup>2-</sup> Al <sup>3+</sup> O <sup>2-</sup>	
			AlBr <sub>3</sub>

## 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  $^{209}\text{Bi}$  (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  $\text{C}_{60}$ .

## 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.

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

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
lantan	cer	prazodym	neodym	promet	samar	europ	gadolin	terb	dysproz	holm	erb	tul	iterb	lutet
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
aktyń	tor	protaktyń	uran	neptun	pluton	ameryk	kiur	berkel	kaliforn	einstein	ferm	mendelew	nobel	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	
<b>Na</b>	Sód	H	Wodór
<b>K</b>	Potas	O	Tlen
<b>Ca</b>	Wapń	N	Azot
<b>Mg</b>	Magnez	Cl	Chlor
<b>Fe</b>	Żelazo	S	Siarka
<b>Zn</b>	Cynk	C	Węgiel
<b>Cu</b>	Miedź	P	Fosfor
<b>Al</b>	Glin	Si	Krzem

TABELA 4.3. Klasyfikacja pierwiastków – grupa metali i grupa niemetalii.

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.

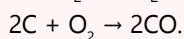
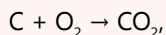
8. Z układu okresowego można odczytać następujące informacje o pierwiastkach: symbol, nazwę, liczbę atomową (inaczej liczbę porządkową), liczbę protonów w jądrze, liczbę elektronów w chmurze elektronowej, masę atomową, masę molową.

	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

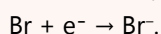
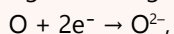
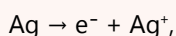
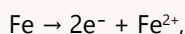
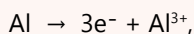
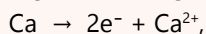
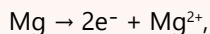
TABELA 4.5. Podstawowe informacje o wybranych pierwiastkach opracowane na podstawie układu okresowego pierwiastków chemicznych.

9. Liczbę neutronów oblicza się, odejmując od liczby masowej liczbę atomową (porządkową). Izotop bizmutu  $^{209}\text{Bi}$  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:



11. Napisz równania powstawania jonów magnezu, wapnia, glinu, żelaza, srebra, tlenu, siarki, bromu:



12. Masa atomowa węgla (odczytana z układu okresowego) wynosi 12u, czyli masa cząsteczkowa fulerenu o wzorze  $\text{C}_{60}$  wynosi:  $12\text{u} \cdot 60 = 720\text{u}$ .

Masa 1 mola atomów węgla (odczytana z układu okresowego) wynosi 12 g, czyli masa molowa fulerenu wynosi:  $12\text{g} \cdot 60 = 720\text{g/mol}$ .

## 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<sub>3</sub> NA KOŃCU?

#### WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

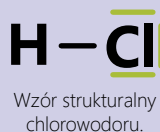
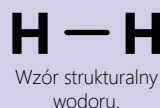
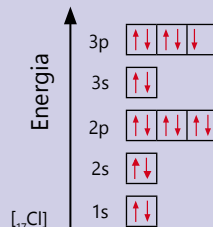
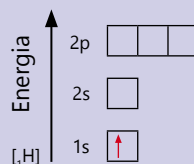
- definicje pojęć: wiązanie atomowe kowalencyjne, wiązanie atomowe spolaryzowane, elektroujemność;
- jak oblicza się różnicę elektroujemności i jak ustala się typ wiązania w zależności od tej różnicy; jak oblicza się gęstość gazu względem powietrza.

Aby odpowiedzieć na pytanie postawione w tytule rozdziału, musimy porównać budowę cząsteczki HCl (chlorowodoru) i NH<sub>3</sub> (amonia-ku, nazwa systematyczna – azan).

Z układu okresowego odczytujemy, że atom wodoru może współlniać 1 elektron (jest jednowartościowy). Natomiast atom chloru może współlniać 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 – współlnia 1 elektron. W wyniku współlnienia 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<sub>2</sub> czy Cl<sub>2</sub>. Nie powstaje tu więc wiązanie kowalencyjne (atomowe).

Konfiguracja elektronowa atomów wodoru i chloru.



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 nośnikami 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).

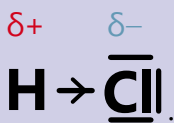
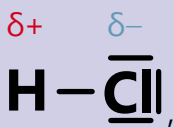
Zbyt mała różnica pomiędzy elektroujemnością wodoru i chloru powoduje, że nie powstaje wiązanie jonowe.



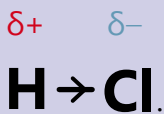
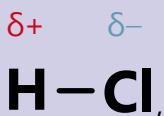
### ĆWICZENIE 99.

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:



### 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.

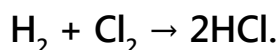


### ĆWICZENIE 100.

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	?	?	?	?
Br	?	?	?	?
I	?	?	?	?

Najczystszy gazowy chlorowódor otrzymuje się w wyniku reakcji syntezy (łączenia) pierwiastków zachodzącej zgodnie z równaniem:



Jednak w laboratoriach chemicznych wykorzystuje się inne, bardziej praktyczne metody. Na przykład chlorowódor można otrzymać w wyniku reakcji soli kuchennej ze stężonym kwasem siarkowym(VI).

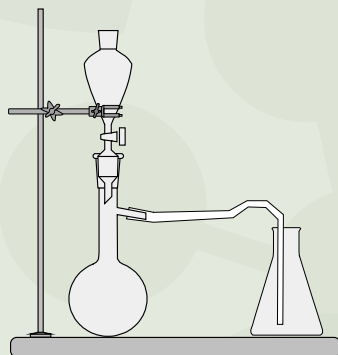


### DOŚWIADCZENIE 69.

#### 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 łuczyczko).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytce.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytce.

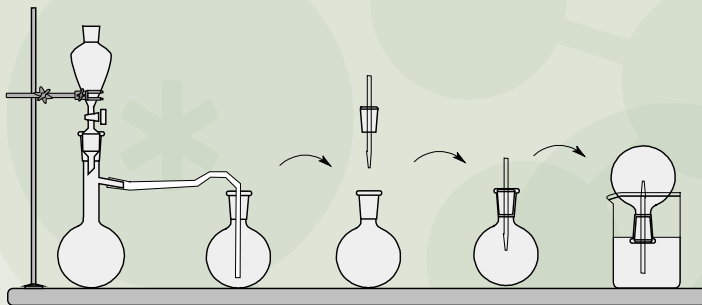
Zachowaj ostrożność!  
Możliwe zagrożenia przedstawiają piktogramy:



**DOŚWIADCZENIE 70.****WYKONANIE**

Pracuj pod digestorium, stosując rękawice i okulary ochronne.

Otrzymaj chlorowódor 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 zebrany chlorowodorem zatka 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.

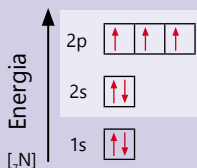
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Chlorowódor 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.

Z układu okresowego możemy odczytać, że atom wodoru może współlniać 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 współlnia 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.

Konfiguracja elektronowa atomu azotu.



**ĆWICZENIE 101.**

Odczytaj z układu okresowego elektroujemność azotu i wodoru. Oblicz różnicę elektroujemności, na tej podstawie określ typ wiązania w cząsteczce amoniaku.

Dokonaj obliczeń.

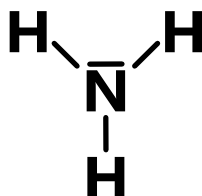
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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).

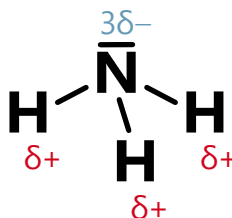
Cząsteczkę amoniaku można przedstawić za pomocą wzorów:



Wzór sumaryczny cząsteczki amoniaku.



Wzór strukturalny cząsteczki amoniaku.



Wzór strukturalny cząsteczki amoniaku z zaznaczonym rozkładem ładunku elektrycznego.

Podobne związki jak azot tworzą też:

- fosfor –  $\text{PH}_3$  o nazwie fosforowódz lub fosfan;
- arsen –  $\text{AsH}_3$  o nazwie arsenowódz;
- antymon –  $\text{SbH}_3$  o nazwie antymonowódz.

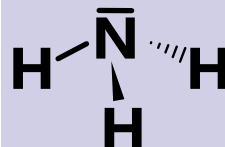
We wszystkich tych wzorach najpierw piszemy atom pierwiastka grupy 15., a później atomy wodoru.

**ĆWICZENIE 102.**

Odczytaj z układu okresowego elektroujemność fosforu, arsenu i wodoru. Oblicz różnicę elektroujemności, na tej podstawie określ typ wiązania w cząsteczkach  $\text{PH}_3$  i  $\text{AsH}_3$ . Obliczenia zapisz w zeszytcie w postaci tabeli przedstawionej poniżej.

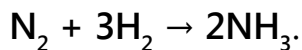
	Elektroujemność pierwiastka 15. grupy układu okresowego	Elektroujemność wodoru	Różnica elektroujemności	Typ wiązania
P	?	?	?	?
As	?	?	?	?

Wzór strukturalny amoniaku obrazujący jego przestrzenną strukturę:



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.

Na skalę przemysłową amoniak otrzymuje się w wyniku bezpośredniej syntezy azotu i wodoru pod wysokim ciśnieniem zgodnie z równaniem:



### 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	$\text{N}_2$	+	$3\text{H}_2$	→	$2\text{NH}_3$
Cząsteczkowo	1 cząsteczka azotu	?	3 cząsteczkami wodoru	?	2 cząsteczki amoniaku
Masa cząsteczek	?	?	$3 \cdot 1u \cdot 2$	?	?
Molowo	1 mol cząsteczek azotu	?	?	?	?
W gramach (skorzystaj z mas molowych)	?	?	?	?	$2 \cdot (14 \text{ g} + 1 \text{ g} \cdot 3)$
W $\text{dm}^3$ (przyjmij, że gazy odmierzasz w warunkach normalnych)	?	?	$3 \cdot 22,4 \text{ dm}^3$	?	?
Liczba elementów (molowo)	$6,02 \cdot 10^{23}$	?	?	?	?



W laboratorium chemicznym amoniak otrzymuje się zwykle inną metodą – przez reakcję soli amonowych z wodorotlenkiem sodu.

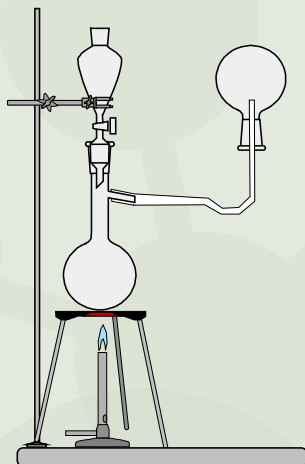


### DOŚWIADCZENIE 71.

#### 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:



### ĆWICZENIE 104.

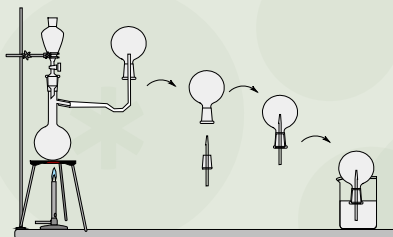
Dlaczego kolbę, do której zbieramy amoniak, trzymamy obróconą do góry dnem?

**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.

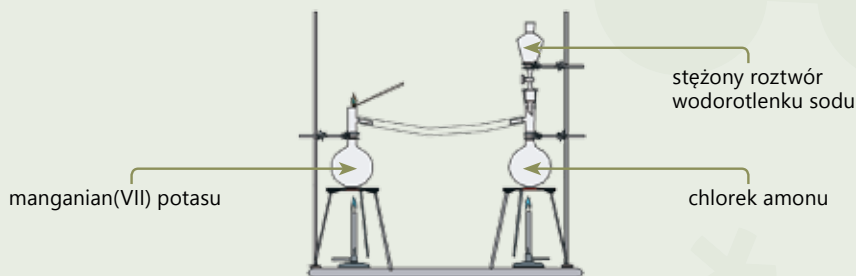
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

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 obydwie palniki, a po chwili, w celu zapalenia amoniaku, zbliż do wylotu kolby z manganianem(VII) potasu płonące łuczyczko.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

**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.

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.

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<sub>3</sub> 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.

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 niemetałów 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 pisanego wzorów. Czy teraz już wiesz, dlaczego piszemy HCl, ale NH<sub>3</sub>? Spróbuj znaleźć kolejne wzory sumaryczne związków, w których symbol wodoru jest na początku albo na końcu wzoru. Zapisz te wzory w zeszycie.



Spalanie amoniaku.



\*Podobnie historyczne zaszczyty 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.

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 SIĘDMIORAMIENNYCH GWIAZDEK?

JOHANNES KEPLER [johanes kepler], „O ŚNIEGU SZEŚCIOKĄTNYM”

## 5.2. DLACZEGO WŁAŚCIWOŚCI H<sub>2</sub>O I H<sub>2</sub>S 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<sub>2</sub>S) i woda (H<sub>2</sub>O) 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

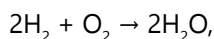
Zbierz wodór do probówki trzymanej do góry dnem, a następnie zbliż probówkę do płomienia palnika. Dokładnie obejrzyj ścianki probówki.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszyście.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyście.

W wyniku reakcji syntezy dwóch gazów wodoru i tlenu powstaje nowy związek chemiczny – woda, o wzorze sumarycznym H<sub>2</sub>O.

Przebieg reakcji zapisujemy przy pomocy równania:



które można odczytać na kilka sposobów.

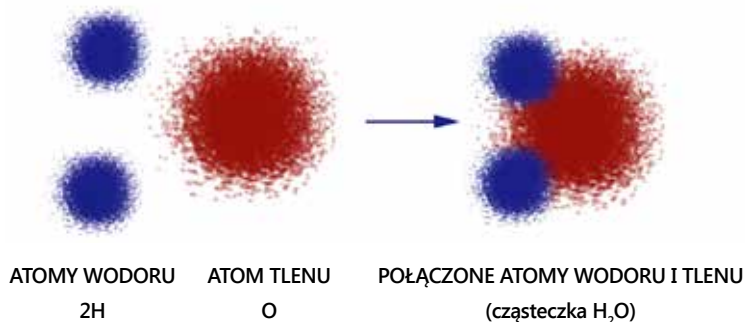
**ĆWICZENIE 107.**

Przepisz podane wcześniej równanie do zeszytu, a następnie zapisz je słownie, wykorzystując pojęcie mol.

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.



**RYSUNEK 5.1.** Sposób powstawania wiązania kowalencyjnego atomów wodoru i atomu tlenu.

**ĆWICZENIE 108.**

Oblicz różnicę elektroujemności Paulinga pomiędzy atomami w cząsteczce wody. Obliczenia zapisz w zeszytu.

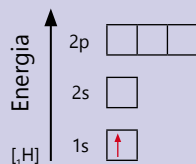
Wiązania w cząsteczce wody są spolaryzowane, a chmura elektronowa jest przesunięta w stronę tlenu. Następuje rozkład ładunku. Na atomie tlenu pojawia się cząstkowy ładunek ujemny, a na atomach wodoru cząstkowy ładunek dodatni – cząsteczka wody jest dipolem.

Rozkład ładunków wokół cząsteczki wody: kolor czerwony oznacza cząstkowy ładunek ujemny, kolor niebieski – cząstkowy ładunek dodatni.



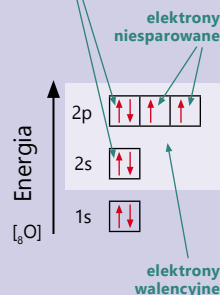
**RYSUNEK 5.2.** Rozkład ładunków wokół cząsteczki wody.

Konfiguracja elektronowa atomu wodoru

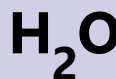


Konfiguracja elektronowa atomu tlenu

elektrony połączone w pary (sparowane)

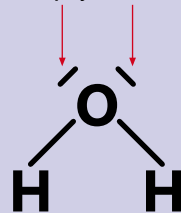


**WZÓR SUMARYCZNY WODY**



**WZÓR STRUKTURALNY WODY**

wolne pary elektronowe



Aby przekonać się o właściwościach polarnych wody, wykonaj poniższe doświadczenie.



### DOŚWIADCZENIE 75.

#### WYKONANIE

Odkręć wodę w kranie i ustaw niewielki strumień. Potrzymaj 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.



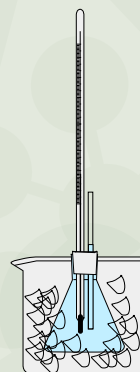
### DOŚWIADCZENIE 76.

#### WYKONANIE

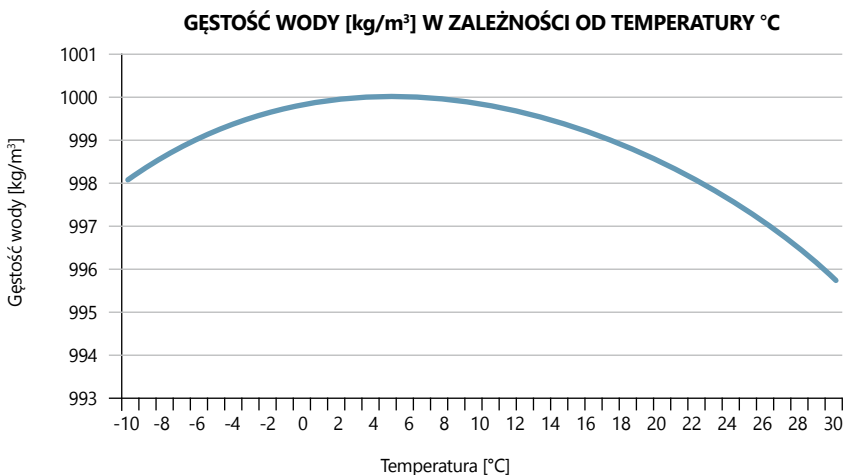
Niewielką kolbę stożkową napełnij całkowicie wodą destylowaną o temperaturze pokojowej, a następnie zatkać kolbę korkiem z dwoma otworami. W jednym z nich umieść szklaną rurkę a w drugim termometr. Zaznacz poziom wody w rurce, a następnie zanurz całość do naczynia z pokruszonym lodem.

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.



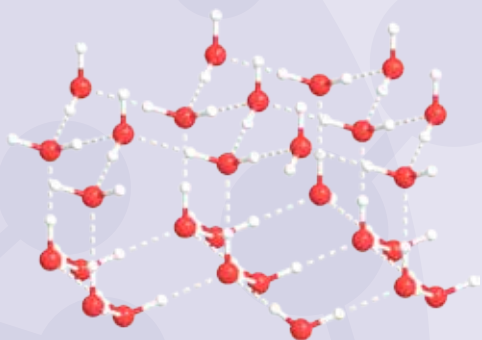
**WYKRES 5.1.**  
Gęstość wody w zależności od temperatury.

Wiemy, że woda zamarzając, zwiększa swoją objętość. Dlaczego tak się dzieje?



### 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 zeszytcie.



W cieczy cząsteczki wody ułożone bliżej siebie są nieuporządkowane. Podczas zamarzania następuje uporządkowanie cząsteczek – powstaje kryształ.

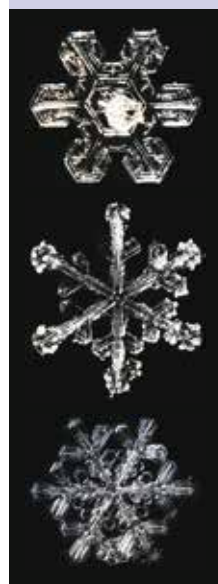
Na rysunku możemy zauważyć oddziaływania pomiędzy atomami tlenu z 1. cząsteczki oraz atomami wodoru z 2. cząsteczki (zaznaczone linią przerywaną); są to tzw. **wiązania wodorowe**.



### 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.

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.

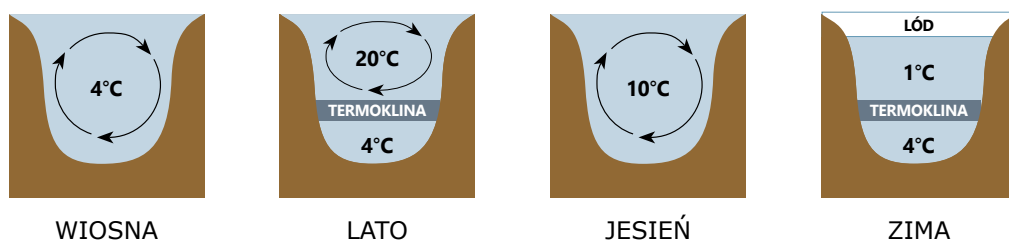


Płatki śniegu.

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



**RYСУNEK 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 przemarzeniem. Pozwala to żyjącym organizmom przetrwać zimą.

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**.

### ! ZAPAMIĘTAJ

**ASOCJACJA** – tworzenie ugrupowań cząsteczek na skutek łączenia się pojedynczych cząsteczek za pomocą wiązań wodorowych.



**ĆWICZENIE 110.**

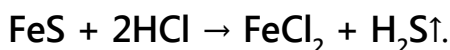
Na podstawie wiedzy na temat budowy cząsteczki wody opisz w zeszycie budowę cząsteczki siarkowodoru.

Siarkowódor można otrzymać w wyniku bezpośredniej syntezy par siarki z wodorem.

**ĆWICZENIE 111.**

Zapisz w zeszycie i uzgodnij równanie reakcji wodoru z siarką, skoro wiesz, że pary siarki występują w postaci cząsteczek dwuatomowych.

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:



Siarkowódor jest trujący, dlatego nie należy długo przebywać w jego atmosferze.

**DOŚWIADCZENIE 77.****WYKONANIE**

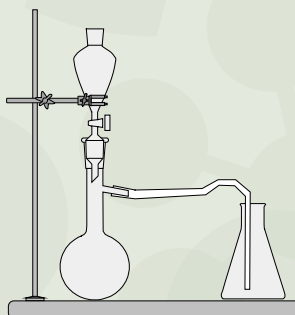
**Pracuj pod digestorium!**

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.

**WZÓR STRUKTURALNY  
SIARKOWODORU**

Piktogramy siarkowodoru.

**ĆWICZENIE 112.**

Oblicz różnicę elektroujemności Paulinga w cząsteczce siarkowodoru. Obliczenia zapisz w zeszytcie.

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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

Siarkowódór jest gazem palnym. Spala się do tlenku siarki(IV) o wzorze  $\text{SO}_2$  lub w niskiej temperaturze do siarki.

**ĆWICZENIE 113.**

Zapisz w zeszytcie i uzgodnij równania reakcji spalania siarkowodoru.

Oblicz, ile  $\text{dm}^3$  tlenku siarki(IV) powstanie w wyniku spalania 1 mola ( $22,4 \text{ dm}^3$ ) siarkowodoru. Obliczenia zapisz w zeszytcie.

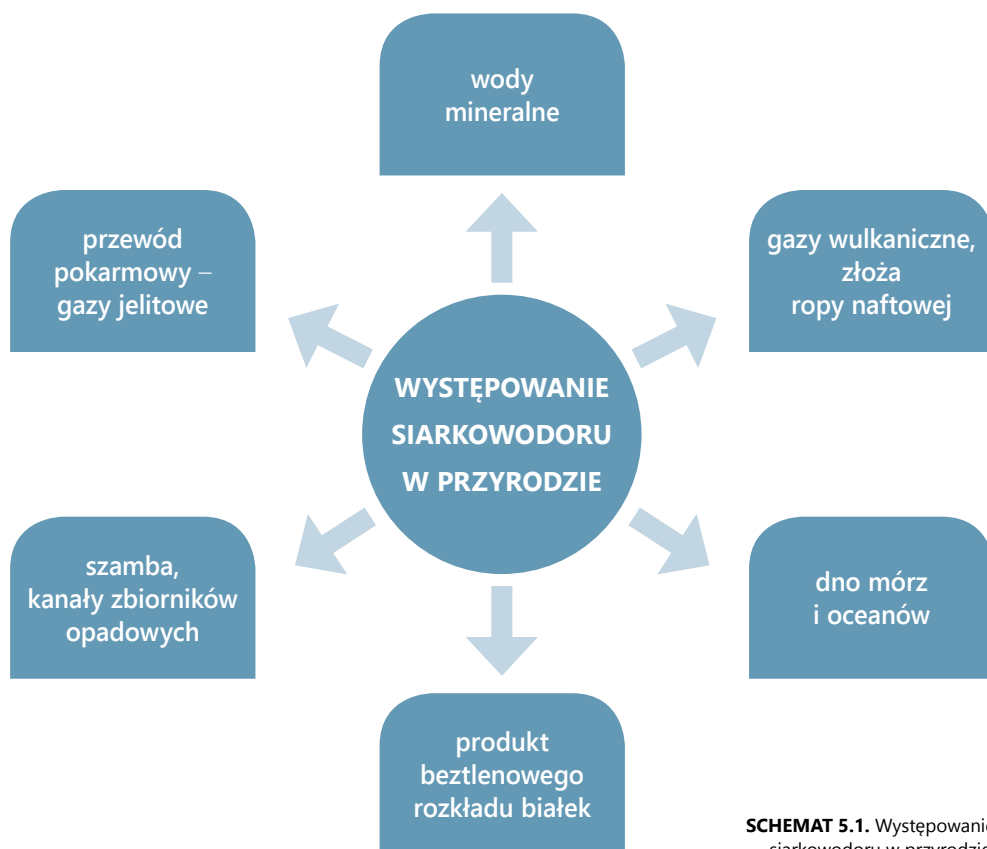
Obecność siarkowodoru łatwo stwierdzić po zapachu, jednakże istnieją też inne metody pozwalające wykazać jego obecność.

**DOŚWIADCZENIE 79.****WYKONANIE**

Nasącz papierek (pasek bibuły) roztworem zawierającym jony  $\text{Pb}^{2+}$ . Taki papierek wprowadź do naczynia z siarkowodorem.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.



**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**  $(H_2O)_n$ .

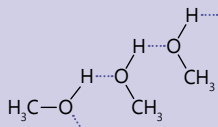


### ZAPAMIĘTAJ

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.

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.

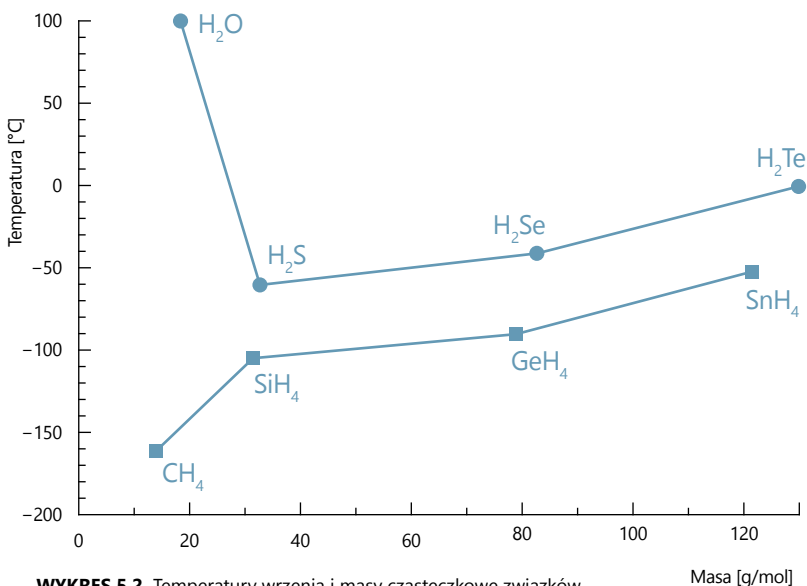
Po dolaniu do 50 cystern spirytusu 50 cystern wody otrzymano tylko 97 cystern wódki!

Car uznał, że to pracownicy gorzelnii wypili trzy brakujące cysterny!

Kazał natychmiast ściąć dyrektora gorzelnii.

Następny dyrektor nie czekał na marny koniec, tylko poprosił Mendelejewa o wyjaśnienie tego zjawiska.

Tak to wiara w moc nauki pomogła dyrektorowi gorzelnii 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 ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ), 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  $50 \text{ cm}^3$  wody, do drugiego cylindra miarowego wlej  $50 \text{ cm}^3$  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.

NAJBARDZIEJ EKSCYTUJĄCE JEST PRZYCIĄGANIE SIĘ DWÓCH PRZECIWIENIÓW,  
KTÓRE NIGDY SIĘ NIE SPOTKAJĄ.

ANDY WARHOL [andi ɫorhol]

### 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<sup>3</sup> 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 zeszyście.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszyście.

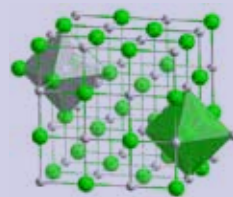
Chlor jest gazem o żółtozielonym zabarwieniu, sód zaś miękkim i srebrzystym metalem. W atmosferze chloru sód spala się żółtym płomieniem. Znika żółtozielone zabarwienie chloru, powstaje biały osad. Możemy zatem powiedzieć, że zaszła reakcja pomiędzy chlorem a sodem. Powstał nowy związek chemiczny.

Sód to metal. Jest on pierwiastkiem elektrododatnim. Oznacza to, że w reakcjach z innymi substancjami oddaje elektrony, stając się kationem:



#### PRZYPOMNIENIE:

W przypadku substancji o wiązaniach jonowych nie możemy mówić o cząsteczkach.

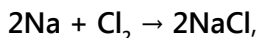


Sieć krystaliczna chlorku sodu.

Chlor natomiast może przyjąć 1 elektron. Staje się anionem:



Pomiędzy jonami  $\text{Na}^+$  i  $\text{Cl}^-$  tworzy się wiązanie jonowe. Powstaje kryształ zbudowany z na przemian ułożonych kationów sodu i anionów chloru. Zachodzącą reakcję zapisujemy za pomocą równania:



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.



Kryształ chlorku sodu – halitu – minerału występującego naturalnie w przyrodzie.



### 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.

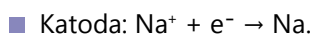
Jest to biała krystaliczna substancja o słonym smaku, rozpuszczalna w wodzie, nierozpuszczalna w alkoholu spożywcym. Temperatura topnienia chlorku sodu to  $801^\circ\text{C}$ .



### 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  $\text{Na}^+$  i  $\text{Cl}^-$ . 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 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.

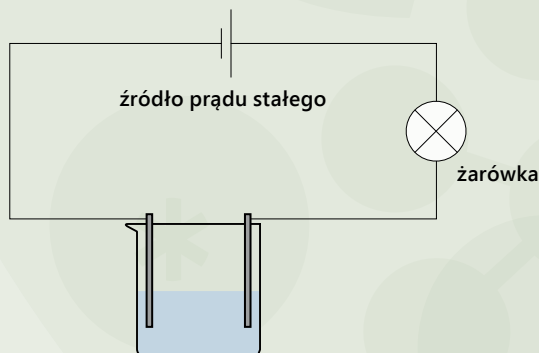
Oblicz, ile moli chlorku sodu rozpuszcza się w 1 dm<sup>3</sup> wody w warunkach normalnych, a także ile minimalnie wody potrzeba, aby rozpuścić 25 g chlorku sodu w tych warunkach. Obliczenia zapisz w zeszytcie.



### DOŚWIADCZENIE 83.

#### WYKONANIE

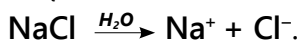
Zbadaj właściwości chlorku sodu (soli kuchennej): stan skupienia, kolor, smak, rozpuszczalność w wodzie i alkoholu (etanolu).



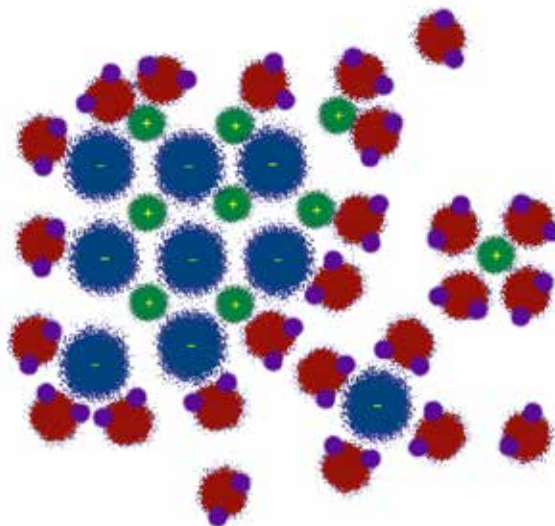
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

Zastanówmy się, co się dzieje podczas rozpuszczania chlorku sodu w wodzie. Jak wiesz, kryształ chlorku sodu jest zbudowany z jonów Na<sup>+</sup> i Cl<sup>-</sup>, 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:



Nosi on nazwę: **dysocjacja jonowa** lub **dysocjacja elektrolityczna**.



**RYSUNEK 5.4.**  
Dysocjacja jonowa  
(elektrolityczna).

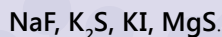
**!** ZAPAMIĘTAJ

**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:



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.

**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 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 zeszytcie.



### PRZEDYSKUTUJ

Czy posypywanie ulic w zimie solą jest bezpieczne dla środowiska? Jak można zbadać wpływ soli na środowisko?

kopalnie soli (minerał halit)

woda morska

występowanie chlorku sodu w przyrodzie

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  $\text{CaCO}_3$ ). 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.



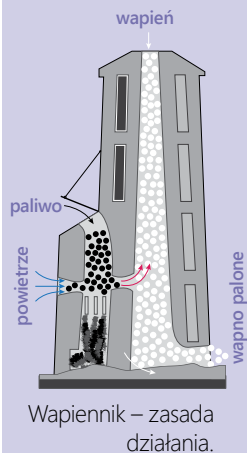
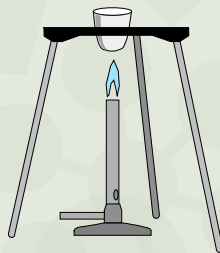
### DOŚWIADCZENIE 84.

#### 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 zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.



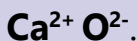
### DOMOWA MUMIFIKACJA:

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?!

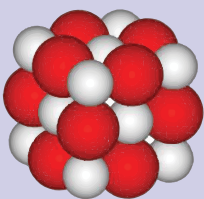


Stary wapiennik.

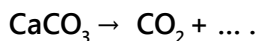
Wzór strukturalny  
tlenku wapnia:



Czasami wzór tlenku  
wapnia zapisuje się  
błędnie:

Kryształ jonowy  
tlenku wapnia.Piktogramy  
tlenku wapnia.

W wyniku prażenia węgla 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):



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  $\text{Ca}^{2+}$ . Takie kationy zawarte są zarówno w węglanie wapnia, jak i w tlenku wapnia.

Natomiast tlen może przyjąć 2 elektrony, stając się anionem  $\text{O}^{2-}$ .

Pomiędzy jonami  $\text{Ca}^{2+}$  i  $\text{O}^{2-}$  tworzy się wiązanie jonowe. Powstaje kryształ zbudowany z na przemian ułożonych kationów wapnia i anionów tlenu.

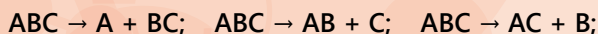
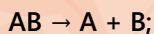
Równanie zachodzącej reakcji chemicznej zapisujemy za pomocą symboli:



Co odczytujemy: 1 mol węgla 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.



## 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.



## ĆWICZENIE 117.

Oblicz, ile gramów tlenku wapnia otrzymamy w wyniku prażenia 10 moli węglanu wapnia. Obliczenia zapisz w zeszytcie.

### ZASTOSOWANIE TLENKU WAPNIA



SCHEMAT 5.3. Zastosowanie tlenku wapnia.

Oprócz wapnia 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 kryształach.

ŻAL ŚMIECI WYRZUCAĆ. KRYJĄ MORZE ENERGII WARTEJ MILIARDY.  
W SAMYCH ODPADACH KOMUNALNYCH MACIE JEJ TYLE,  
ŻE MOGLIBYŚCIE PRZYCIAĆ 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

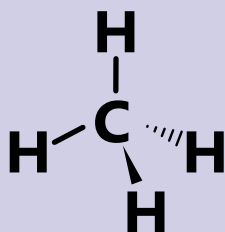
## 5.4. CZY GAZ BŁOTNY I KOPALNIANY TO JEST TO SAMO?

### 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.

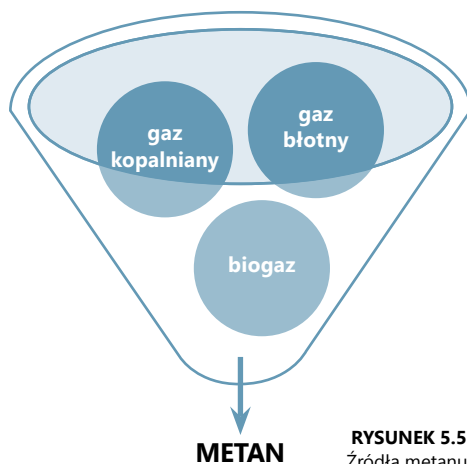
Wzór strukturalny metanu.



Atom węgla w cząsteczce jest połączony z atomami wodoru z 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).



**RYСУNEK 5.5.**  
Źródła metanu.



H222 – ekstremalnie łatwopalny gaz.

Jego wzór sumaryczny to CH<sub>4</sub>. 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.

**ĆWICZENIE 118.**

Wyjaśnij różnice w zapachu gazów: gazu ziemnego i metanu.

Wyjaśnienia zapisz w zeszycie.

**DOŚWIADCZENIE 87.****WYKONANIE**

Zapał metanowy palnik gazowy, a następnie zmieniaj dostęp tlenu do palnika, odpowiednio regulując stosowne pokrętki. Obserwuj zmiany płomienia.

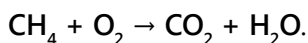
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

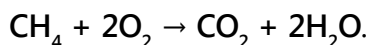


Wiecznie „płonący kamień” w Yanartaş [Janartaş] (Turcja). Płomienie pochodzą z wycieku gazu ziemnego.

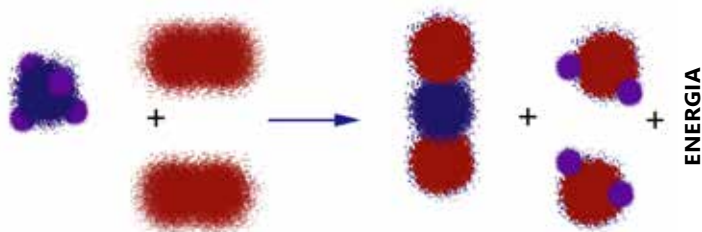
Metan pali się w obecności tlenu, a w wyniku reakcji powstaje tlenek węgla(IV) i woda, dlatego proces ten zapisuje się:



Po uzgodnieniu równania:



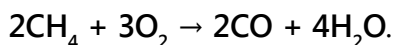
Za pomocą modeli można tę reakcję przedstawić następująco:



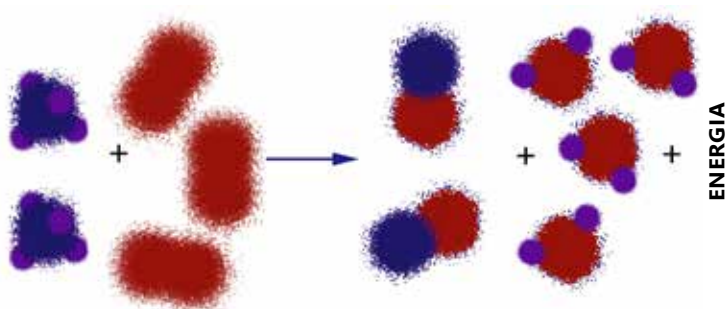


Dawniej powszechnie montowano w łazienkach gazowe ogrzewacze wody (piecyki). Aby zapewnić właściwy dostęp powietrza do łazienek, drzwi zawsze miały otwory wentylacyjne.

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 (tłenu), 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:



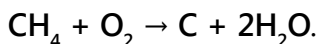
Za pomocą modeli można tę reakcję przedstawić następująco:



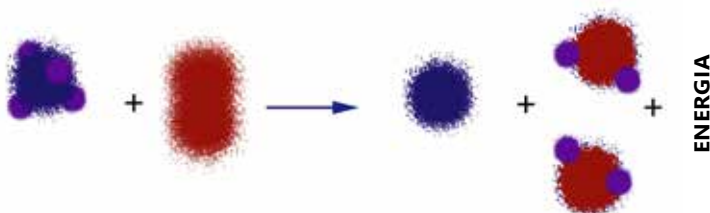
**RYSUNEK 5.6.** Niecałkowite spalanie metanu w tlenie.

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:



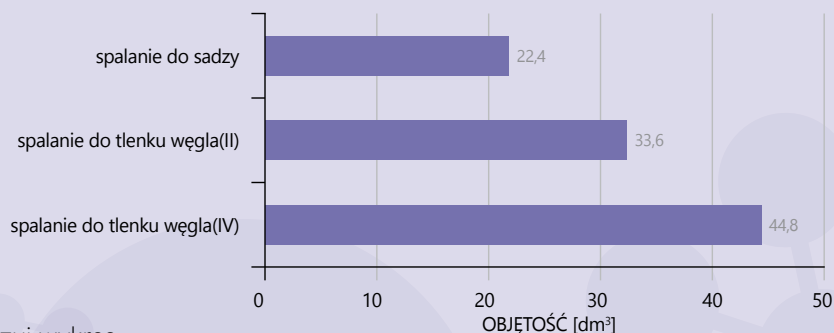
Za pomocą modeli można tę reakcję przedstawić następująco:



Efektom przebiegającej w taki sposób reakcji są m.in. okopcone garnki.

**ĆWICZENIE 119.**

Na wykresie przedstawiono, ile  $\text{dm}^3$  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 zeszytcie.

**ĆWICZENIE 120.**

Oblicz gęstość metanu w warunkach normalnych oraz jego skład procentowy. Obliczenia zapisz w zeszytcie.

**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 zeszytcie w postaci wykresu. Podpisz odpowiednio osie wykresu.



Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszytcie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszytcie.

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.

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).

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.



Jak on to robi?

RYCINA 5.1. Zbieranie metanu z dna zbiorników wodnych przez Daltona. Obraz Forda Madoxa Browna [forda madoksa brauna].



**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 niezwykle efekt został spowodowany wybuchem gazu błotnego, tworzącego się na dnie jeziora. Podczas burzy ciśnienie spadło, powodując jego eksplozję. W rezultacie z jeziora wyrzucił 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, specjaliści górniczy ubrani w mokre kapoty, tzw. pokutnicy.



**ZDJEĆIE 5.2.** Wnętrze komory „Spalone” – rzeźby zostały wykonane w 1972 roku przez górnika Mieczysława Kluzka.

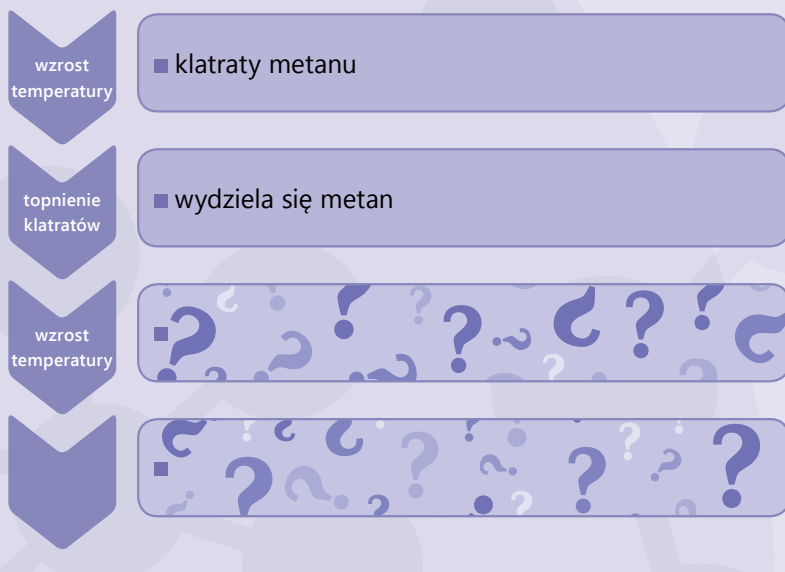


PŁONĄCY  
LÓD METANOWY

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.

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.

Otoczający 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.



#### 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 <sub>2</sub> O, NH <sub>3</sub>	
		Wysoka temperatura topnienia, stopione przewodzą prąd elektryczny, w wodzie dysocjują.
	DNA, H <sub>2</sub> O, metanol	
Wiązanie metaliczne		

**ĆWICZENIE 127.**

Wyjaśnij, dlaczego wzór wody został umieszczony w tej tabeli w dwóch miejscach. Notatkę sporządź w zeszytu.

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  $\text{CO}_2$  (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 <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	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.

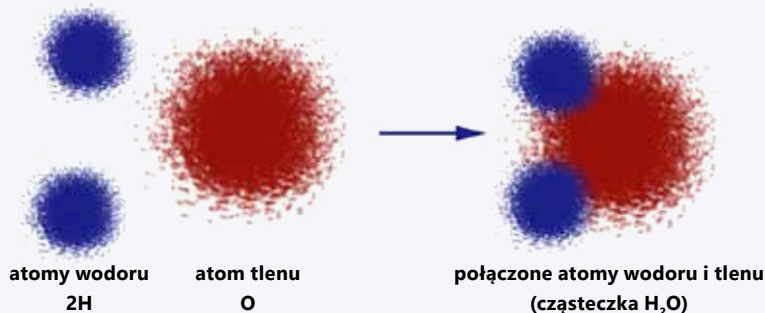
2. Jaką wartościowość względem wodoru wykazują pierwiastki grup: 1., 2., 13., 14., 15., 16. i 17.?

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  $H_2O$ .

$$M_{\text{wody}} = M_{\text{wodoru}} \cdot 2 + M_{\text{tlenu}} = 1 \cdot 2 + 16 = 18.$$

Masa molowa wody to 18 g/mol, masa cząsteczkowa wody to 18u.

Siarkowodor ma wzór sumaryczny  $H_2S$ .

$$M_{\text{siarkowodoru}} = M_{\text{wodoru}} \cdot 2 + M_{\text{siarki}} = 1 \cdot 2 + 32 = 34.$$

Masa molowa siarkowodoru to 34 g/mol, masa cząsteczkowa siarkowodoru to 34u.

Chlorowodor ma wzór sumaryczny  $HCl$ .

$$M_{\text{chlorowodoru}} = M_{\text{wodoru}} + M_{\text{chloru}} = 1 + 35,5 = 36,5.$$

Masa molowa chlorowodoru to 36,5 g/mol, masa cząsteczkowa chlorowodoru to 36,5u.

Amoniak (azan) ma wzór sumaryczny  $NH_3$ .

$$M_{\text{amoniaku}} = M_{\text{azotu}} + M_{\text{wodoru}} \cdot 3 = 14 + 1 \cdot 3 = 17.$$

Masa molowa amoniaku to 17 g/mol, masa cząsteczkowa amoniaku to 17u.

Metan ma wzór sumaryczny  $CH_4$ .

$$M_{\text{metanu}} = M_{\text{węglu}} + M_{\text{wodoru}} \cdot 4 = 12 + 1 \cdot 4 = 16.$$

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.

$$18 \text{ g} — 100\%$$

$$16 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{16 \cdot 100}{18} = 88,9\% \text{ tlenu}$$

$$18 \text{ g} — 100\%$$

$$2 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{2 \cdot 100}{18} = 11,1\% \text{ wodoru}$$

1 mol cząsteczek siarkowodoru ma masę 34 g, w 1 molu siarkowodoru są 32 g siarki i 2 g wodoru.

$$34 \text{ g} — 100\%$$

$$32 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{32 \cdot 100}{34} = 94,1\% \text{ siarki}$$

$$34 \text{ g} — 100\%$$

$$2 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{2 \cdot 100}{34} = 5,9\% \text{ wodoru}$$

1 mol cząsteczek chlorowodoru ma masę 36,5 g, w 1 molu chlorowodoru jest 35,5 g chloru i 1 g wodoru.

$$36,5 \text{ g} — 100\%$$

$$35,5 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{35,5 \cdot 100}{36} = 97,3\% \text{ chloru}$$

$$36,5 \text{ g} — 100\%$$

$$1 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{1 \cdot 100}{36} = 2,3\% \text{ wodoru}$$

1 mol cząsteczek amoniaku ma masę 17 g, w 1 molu amoniaku jest 14 g azotu i 3 g wodoru.

$$17 \text{ g} — 100\%$$

$$14 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{14 \cdot 100}{17} = 82,4\% \text{ azotu}$$

$$17 \text{ g} — 100\%$$

$$3 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{3 \cdot 100}{17} = 17,6\% \text{ wodoru}$$

1 mol cząsteczek metanu ma masę 16 g, w 1 molu metanu jest 12 g węgla i 4 g wodoru.

$$16 \text{ g} — 100\%$$

$$12 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{12 \cdot 100}{16} = 75\% \text{ węgla}$$

$$16 \text{ g} — 100\%$$

$$4 \text{ g} — x\%$$

$$x = \frac{4 \cdot 100}{16} = 25\% \text{ wodoru}$$

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.

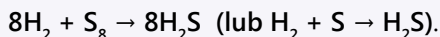
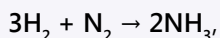
1 cząsteczka chlorowodoru składa się z 1 atomu chloru i 1 atomu wodoru = zatem stosunek atomów chloru do wodoru w cząsteczce chlorowodoru wynosi 1:1.

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:



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).

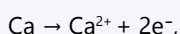
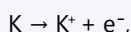
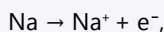
9. Wymień właściwości związków o wiązaniach jonowych.

**! ZAPAMIĘTAJ**

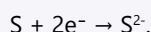
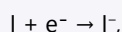
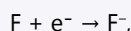
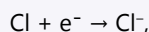
**SUBSTANCJE O WIĄZANIACH JONOWYCH:**

- 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 kryształach.

10. Metale oddają jony i stają się kationami:

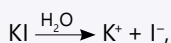
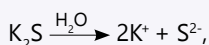
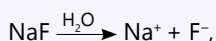


Natomiast niemetale przyjmują elektrony, stając się anionami:

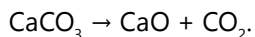


11. **! ZAPAMIĘTAJ**

**DYSOCJACJA JONOWA (elektrolityczna)** – rozpad związku chemicznego na jony pod wpływem rozpuszczalnika polarnego (w tym wypadku wody).

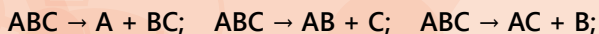
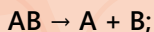


12. Tlenek węgla(IV)  $\text{CO}_2$  powstaje również w wyniku prażenia wapieni:



13. **! ZAPAMIĘTAJ**

**REAKCJA ANALIZY (rozkładu)** – typ reakcji chemicznej, w której z 1 substratu powstają 2 produkty lub więcej produktów.



14. Zastosowania tlenków wapnia:



zaprawa murarska



przemysł ceramiczny



środek owadobójczy



rolnictwo (nawóz)



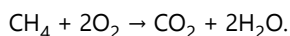
samoogrzewające się  
potrawy  
i napoje (hotcan)

**POWTÓRZONY SCHEMAT 5.3.** Zastosowanie tlenku wapnia.

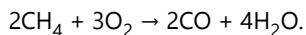
15. Metan jest bezbarwnym i bezwonnym gazem, lżejszym od powietrza. Nie rozpuszcza się w wodzie. Jest łatwopalny.

16. Reakcja spalania metanu przebiega w różny sposób w zależności od dostępu tlenu.

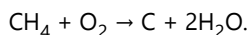
Metan pali się w obecności tlenu, a w wyniku reakcji powstaje tlenek węgla(IV) i woda:



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:



Gdy tlenu jest jeszcze mniej, zamiast tlenków węgla powstaje sadza (czyli węgiel), co opisuje równanie reakcji:



W reakcji spalania metanu wydziela się ciepło, dlatego nazywa się ją reakcją egzoenergetyczną.

**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  
piszczelce**

- 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, kategoria 1., 2.

# SKALA ELEKTROUJEMNOŚCI PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH WEDŁUG PAULINGA

Grupa  
1

18

Okręś	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17			
	2,20 <b>H</b> 1 wodór												2,04 <b>B</b> 5 bor	2,55 <b>C</b> 6 węgiel	3,04 <b>N</b> 7 azot	3,44 <b>O</b> 8 tlen	3,98 <b>F</b> 9 fluor	<b>He</b> 2 hel		
		0,98 <b>Li</b> 3 lit	1,57 <b>Be</b> 4 beryl										1,61 <b>Al</b> 13 glin	1,90 <b>Si</b> 14 krzem	2,19 <b>P</b> 15 fosfor	2,58 <b>S</b> 16 siarka	3,16 <b>Cl</b> 17 chlor	<b>Ne</b> 10 neon		
			0,93 <b>Na</b> 11 sód	1,31 <b>Mg</b> 12 magnez									1,81 <b>Ga</b> 31 gal	2,01 <b>Ge</b> 32 german	2,18 <b>As</b> 33 arsen	2,55 <b>Se</b> 34 selen	2,96 <b>Br</b> 35 brom	<b>Ar</b> 18 argon		
				0,82 <b>K</b> 19 potas	1,0 <b>Ca</b> 20 wapń	1,63 <b>V</b> 23 wanad	1,54 <b>Ti</b> 22 tytan	1,55 <b>Mn</b> 25 mangan	1,83 <b>Fe</b> 26 żelazo	1,88 <b>Co</b> 27 kobalt	1,91 <b>Ni</b> 28 nikiel	1,90 <b>Cu</b> 29 miedź	1,65 <b>Zn</b> 30 cynk	1,81 <b>Ga</b> 31 gal	2,01 <b>Ge</b> 32 german	2,18 <b>As</b> 33 arsen	2,55 <b>Se</b> 34 selen	2,96 <b>Br</b> 35 brom	<b>Kr</b> 36 krypton	
				0,82 <b>Rb</b> 37 rubid	0,95 <b>Sr</b> 38 stront	1,22 <b>Y</b> 39 itr	1,33 <b>Zr</b> 40 cyrkon	1,9 <b>Tc</b> 43 technet	2,2 <b>Ru</b> 44 ruten	2,28 <b>Rh</b> 45 rod	2,20 <b>Pd</b> 46 pallad	1,93 <b>Ag</b> 47 srebro	1,69 <b>Cd</b> 48 kadm	1,78 <b>In</b> 49 cyna	1,96 <b>Sn</b> 50 cyna	2,05 <b>Sb</b> 51 antymon	2,1 <b>Te</b> 52 tellur	2,66 <b>I</b> 53 jod	54 <b>Xe</b> ksenon	
				0,79 <b>Cs</b> 55 cez	0,89 <b>Ba</b> 56 bar	57-71 lantanowce	1,3 <b>Hf</b> 72 hafn	1,5 <b>Ta</b> 73 tantal	2,2 <b>Os</b> 76 osm	2,28 <b>Pt</b> 78 platyna	2,54 <b>Au</b> 79 złoto	2,0 <b>Hg</b> 80 rtęć	1,62 <b>Tl</b> 81 tal	2,33 <b>Pb</b> 82 ołów	2,02 <b>Bi</b> 83 bismut	2,0 <b>Po</b> 84 polon	2,2 <b>At</b> 85 astat	86 <b>Rn</b> radon		
				0,7 <b>Fr</b> 87 frans	0,9 <b>Ra</b> 88 rad	89-103 aktynowce	104 <b>Rf</b> rutherford	105 <b>Db</b> dubn	108 <b>Hs</b> has	109 <b>Mt</b> meitner	110 <b>Ds</b> darmstadt	111 <b>Rg</b> roentgen	112 <b>Cn</b> kopernik						114 <b>Fl</b> flerow	
																				116 <b>Lv</b> liwermor

Okręś

elektryczność



metale

niektóre  
nie tworzące związków  
chemicznych  
metaloide



liczba atomowa — 26  
symbol — Fe  
nazwa — żelazo  
elektryczność — 1,83

1,10 <b>La</b> lantan	2,12 <b>Ce</b> cer	1,13 <b>Pr</b> prazeodym	1,14 <b>Nd</b> neodym	1,17 <b>Sm</b> samar	1,20 <b>Gd</b> gadolin	1,23 <b>Ho</b> holm	1,24 <b>Er</b> erb	1,25 <b>Tm</b> tul	71 <b>Lu</b> lutet
1,1 <b>Ac</b> aktyn	1,3 <b>Th</b> tor	1,5 <b>Pa</b> protaktyn	1,38 <b>U</b> uran	1,28 <b>Pu</b> pluton	1,3 <b>Am</b> ameryk	1,3 <b>Bk</b> berkel	1,3 <b>Cf</b> kaliforn	1,3 <b>Md</b> mendelew	1,3 <b>No</b> nobel
									103 <b>Lr</b> lorens

Grupa  
1

# UKŁAD OKRESOWY PIERWIĄSTKÓW CHEMICZNYCH

18

Okres 1	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1,007 1s <sup>1</sup> <b>H</b> 1 wodor	4,003 1s <sup>2</sup> <b>He</b> 2 hel											10,81 (He)2s <sup>2p</sup> <b>B</b> 5 bor	12,01 (He)2s <sup>2p</sup> <b>C</b> 6 węgiel	14,01 (He)2s <sup>2p</sup> <b>N</b> 7 azot	15,99 (He)2s <sup>2p</sup> <b>O</b> 8 tlen	19,00 (He)2s <sup>2p</sup> <b>F</b> 9 fluor	20,18 (He)2s <sup>2p</sup> <b>Ne</b> 10 neon
	6,938 (He)2s <sup>2</sup> <b>Li</b> 3 lit	9,012 (He)2s <sup>2</sup> <b>Be</b> 4 beryl											26,98 (He)3s <sup>2p</sup> <b>Al</b> 13 glin	28,08 (He)3s <sup>2p</sup> <b>Si</b> 14 krzem	30,97 (He)3s <sup>2p</sup> <b>P</b> 15 fosfor	32,06 (He)3s <sup>2p</sup> <b>S</b> 16 siarka	35,45 (He)3s <sup>2p</sup> <b>Cl</b> 17 chlor	39,95 (He)3s <sup>2p</sup> <b>Ar</b> 18 argon
	22,99 (He)3s <sup>1</sup> <b>Na</b> 11 sód	24,30 (He)3s <sup>2</sup> <b>Mg</b> 12 magnez											26,98 (He)3s <sup>2p</sup> <b>Al</b> 13 glin	28,08 (He)3s <sup>2p</sup> <b>Si</b> 14 krzem	30,97 (He)3s <sup>2p</sup> <b>P</b> 15 fosfor	32,06 (He)3s <sup>2p</sup> <b>S</b> 16 siarka	35,45 (He)3s <sup>2p</sup> <b>Cl</b> 17 chlor	39,95 (He)3s <sup>2p</sup> <b>Ar</b> 18 argon
	39,10 (Ar)4s <sup>1</sup> <b>K</b> 19 potas	40,08 (Ar)4s <sup>2</sup> <b>Ca</b> 20 wapń											69,72 (Ar)3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> <b>Ga</b> 31 gal	72,63 (Ar)3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> <b>Ge</b> 32 german	74,92 (Ar)3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> <b>As</b> 33 arsen	78,96 (Ar)3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> <b>Se</b> 34 selen	79,90 (Ar)3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> <b>Br</b> 35 brom	83,80 (Ar)3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> <b>Kr</b> 36 krypton
	85,47 (Kr)5s <sup>1</sup> <b>Rb</b> 37 rubid	87,62 (Kr)5s <sup>2</sup> <b>Sr</b> 38 stront											114,8 (Kr)4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> <b>In</b> 49 ind	118,7 (Kr)4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> <b>Sn</b> 50 cyna	121,8 (Kr)4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> <b>Sb</b> 51 antymon	127,6 (Kr)4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> <b>Te</b> 52 tellur	126,9 (Kr)4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> <b>I</b> 53 jod	131,3 (Kr)4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> <b>Xe</b> 54 ksenon
	132,9 (Xe)6s <sup>1</sup> <b>Cs</b> 55 cez	137,3 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ba</b> 56 bar											204,4 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tl</b> 81 tal	207,2 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Pb</b> 82 ołówek	209,0 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Bi</b> 83 bismut	208,9 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Po</b> 84 polon	210,0 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>At</b> 85 astat	222,0 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Rn</b> 86 radon
	89-103 aktynowe	89-103 aktynowe											200,6 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Hg</b> 80 rtęć	200,6 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Cd</b> 48 kadm	200,6 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Hg</b> 80 rtęć	200,6 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Cd</b> 48 kadm	200,6 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Hg</b> 80 rtęć	200,6 (Xe)4f <sup>14</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Cd</b> 48 kadm
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Tm</b> 69 tul	168,9 (Xe)4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Yb</b> 70 iterb	173,1 (Xe)4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Lu</b> 71 lutet	
	138,9 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>La</b> 57 lantan	140,1 (Xe)6s <sup>2</sup> <b>Ce</b> 58 cer											157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Gd</b> 64 gadolin	157,3 (Xe)4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> <b>Er</b> 68 erb	167,3 (Xe)4f <sup>9&lt;/</sup>			



ul. Wojciechowska 9a, 20-704 Lublin  
tel.: +48 81 45 21 400, fax: +48 81 45 21 401  
biuro@syntea.pl [www.syntea.pl](http://www.syntea.pl)

