

Chemia

ZAKRES PODSTAWOWY

1

Podręcznik dla szkół ponadpodstawowych

Irena Bylińska

Chemia

Podręcznik dla **szkół ponadpodstawowych**

1

ZAKRES PODSTAWOWY

 **OPERON**
Edukacja jest podróżą

2024

Projekt okładki: Paweł Kwacz
Redaktor prowadzący: Barbara Budny
Redakcja językowa: Marlena Dobrowolska, Monika Turata
Redakcja graficzna i skład: Danuta Jarzembek
Korekta: Eliza Perkowska

Zdjęcia: Shutterstock.com

Wydawnictwo Pedagogiczne OPERON oświadcza, że z należytą starannością podjęło wszelkie działania zmierzające do powiadomienia podmiotów majątkowych praw autorskich do utworów słownych i fotograficznych wykorzystanych w podręczniku o zamiarze ich publikacji celem uzyskania od twórców lub ich następców prawnych wymaganej zgody za przysługującym wynagrodzeniem w stosownej wysokości. Osoby, których prawa w sposób niezawiniony przez wydawnictwo zostały naruszone, prosimy o bezpośredni kontakt z wydawcą.

Podręcznik dopuszczony do użytku szkolnego przez ministra właściwego do spraw oświaty i wychowania i wpisany do wykazu podręczników przeznaczonych do kształcenia ogólnego do nauczania chemii w zakresie podstawowym na poziomie szkoły ponadpodstawowej, na podstawie opinii rzeczoznawców: dr Jolanty Grażyny Sawickiej, dr Anny Wisły-Świder i dr. Krzysztofa Kaszewskiego.

Etap edukacyjny: III

Typ szkoły: szkoła ponadpodstawowa

Zakres kształcenia: podstawowy

Rok dopuszczenia: 2019

Numer dopuszczenia: 1050/1/2019

© Copyright by Wydawnictwo Pedagogiczne OPERON Sp. z o.o. & Irena Bylińska

Gdynia 2019

Wszelkie prawa zastrzeżone. Kopiowanie w całości lub we fragmentach bez zgody wydawcy zabronione.

N6823

Wydawca:

OPERON Sp. z o.o.

81-541 Gdynia, al. Zwycięstwa 96/98

tel. centrali 58 679 00 00

e-mail: info@operon.pl

www.operon.pl

ISBN 978-83-7879-950-4

Zgodnie z decyzją MEN od września 2024 r. obowiązuje zmieniona, uszczuplona o ok. 20% podstawa programowa. W związku z tym w podręczniku znalazły się stosowne oznaczenia.



Takim symbolem oznaczono treści usunięte z podstawy programowej.



Takim symbolem oznaczono treści, które zostały zmienione. Nauczyciel przedstawi uczniowi zmiany i wyjaśni, czego powinien się nauczyć.

Spis treści

I. Budowa atomu – jądro i elektrony

1. Atomistyczna teoria budowy atomu	8
2. Budowa atomu	11
3. Elementy mechaniki kwantowej*	18
4. Promieniotwórczość*	27
5. Układ okresowy pierwiastków	30
6. Konfiguracja elektronowa	34
7. Budowa i właściwości pierwiastka a jego położenie w układzie okresowym ..	43
Podsumowanie przed sprawdzianem	50

II. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe

8. Elektryczność pierwiastków chemicznych	54
9. Rodzaje wiązań chemicznych	58
10. Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe)	63
11. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane	69
12. Wiązanie jonowe	74
13. Wiązanie koordynacyjne (donorowo-akceptorowe)	80
14. Wiązanie metaliczne	84
15. Orbitale molekularne i typy wiązań	86
16. Oddziaływania międzycząsteczkowe	90
17. Alotropia pierwiastków	94
Podsumowanie przed sprawdzianem	101

III. Atomy, cząsteczki, mol i stechiometria chemiczna

18. Masa cząsteczkowa, mol i masa molowa	104
19. Wzór empiryczny i rzeczywisty	109
20. Objętość molowa gazów	113
21. Prawo Clapeyrona*	117
22. Stechiometryczny stosunek reagentów	121
23. Niestechiometryczny stosunek reagentów*	126
Podsumowanie przed sprawdzianem	133

IV. Kinetyka chemiczna

24. Efekt energetyczny reakcji	138
25. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne	142
26. Szybkość reakcji chemicznej	147
27. Doświadczalne badanie zmian szybkości reakcji	152
Podsumowanie przed sprawdzianem	156
Indeks	159
Układ okresowy pierwiastków chemicznych	160

Wstęp

Jak jest zbudowany nasz podręcznik

Podręcznik pozwala na pełne wykorzystanie nowoczesnych metod dydaktycznych w nauczaniu chemii. Zgodnie z założeniami reformy programowej uczniowie liceów i techników będą się uczyć tego przedmiotu w zakresie podstawowym w klasach:

- pierwszej, w wymiarze jednej godziny tygodniowo;
- drugiej, w wymiarze dwóch godzin tygodniowo;
- trzeciej, w wymiarze jednej godziny tygodniowo.

Zanim zaczniecie korzystać z podręcznika, zapoznajcie się z jego budową i przyjrzyjcie się wszystkim jego elementom. Zostały one skonstruowane tak, by ułatwić wam naukę i pomóc w błyskawicznym znalezieniu potrzebnych informacji.



Każdy rozdział podręcznika otwiera **spis tematów** z danego obszaru.

4. Promieniotwórczość*

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co charakteryzuje pierwiastki promieniotwórcze;
- jak dążyć do poprawy promieniotwórczości;
- czym charakteryzuje się promieniotwórczość promieniotwórczych;
- co oznacza czas połowicznego rozpadu izotopu promieniotwórczego.

Izotopy atomów niektórych pierwiastków charakteryzują się różną trwałością. Najbardziej są to izotopy atomów ołowiu, które są z natury radioaktywne. Trwałość izotopu mierzy się czasem połowicznego rozpadu. Izotop ołowiu o czasie połowicznego rozpadu 138 lat jest najbardziej trwałym.

4.1. Promieniotwórczość naturalna

Pierwiastki, których atomy są niestabilne, tzn. mogą ulec zmianie do atomu innego pierwiastka, nazywa się promieniotwórczymi lub radioaktywnymi. Rozpad jądra atomu polega na zmianie liczby protonów oraz neutronów. Naturalne promieniotwórcze rozpadają się jako α lub β^- . W przypadku promieniotwórczości α rozpadają się jądra atomów pierwiastków o liczbie atomowej większej niż 82, w przypadku β^- rozpadają się jądra atomów pierwiastków o liczbie atomowej większej niż 82. W obu przypadkach powstaje nowy pierwiastek o liczbie atomowej $A - 4$ oraz liczbie neutronów $Z - 2$.

$${}^A_ZX \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}Y + {}^4_2\text{He}$$

np. ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^4_2\text{He}$

27

Gwiazdką wyróżniono treści z zakresu rozszerzonego.

Bezpośrednio pod tytułem rozdziału znajdziecie moduł **„Na tej lekcji dowiesz się”** – jego zadaniem jest ukierunkowanie was na cele realizowane w danym temacie.

Hasła na marginesach to treści obowiązkowe do zapamiętania z lekcji. Zostaną one powtórzone w podsumowaniu lekcji.

Przystępny język publikacji ułatwi wam zrozumienie treści i pozytywnie nastawi do powtarzania materiału. W tekście pojawiają się **wytłuszczenia** – dzięki nim łatwiej odnajdziecie najistotniejsze zagadnienia, pojęcia i nazwy.



Śledźcie uważnie **rozwiązania przykładowych zadań**, a łatwiej zrozumiecie omawiane zagadnienia.

Definicje wyróżniono kolorową czcionką. Dzięki temu od razu je zauważycie i szybko znajdziecie podczas powtórek.

Tabele pomogą wam usystematyzować wiedzę.

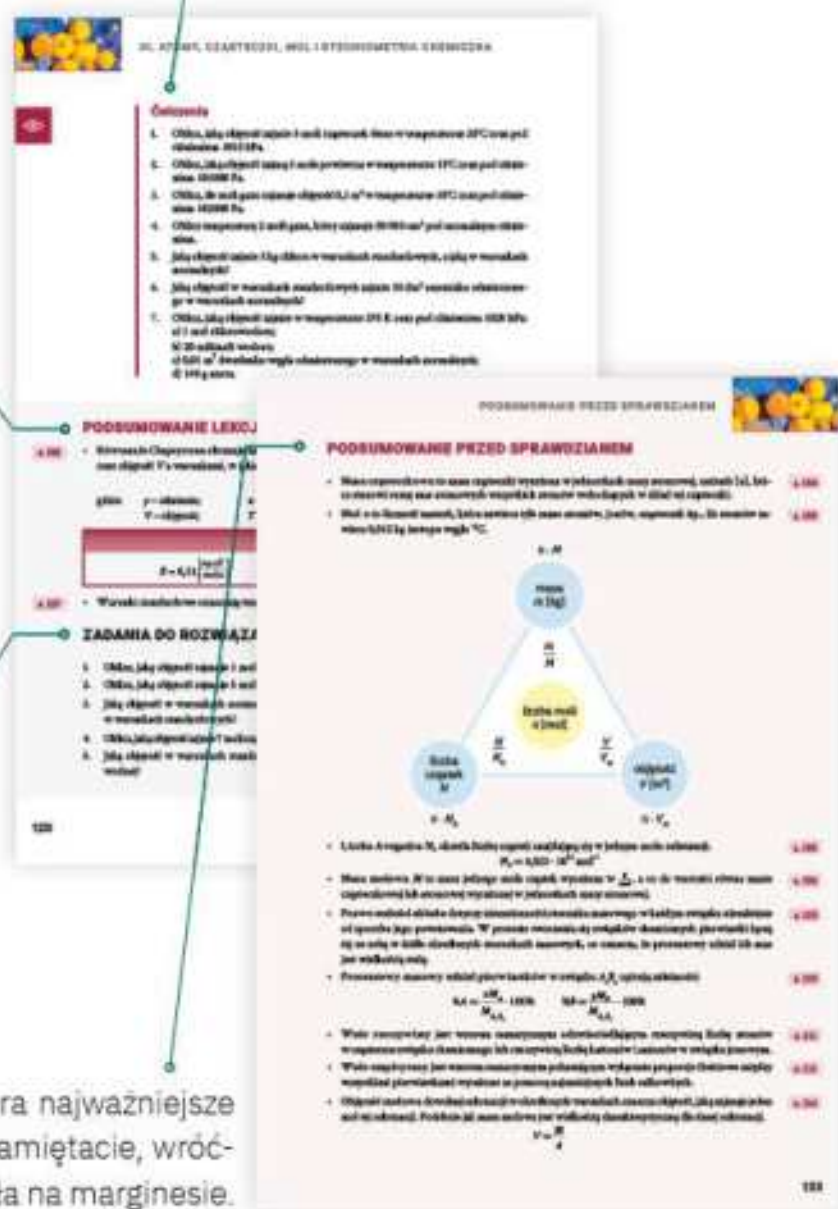
Doświadczenia to blok zadań, w których działacie praktycznie. Umożliwi to wam zrozumienie zagadnień fizycznych poprzez działanie. Przekonacie się, że chemia jest ciekawa.

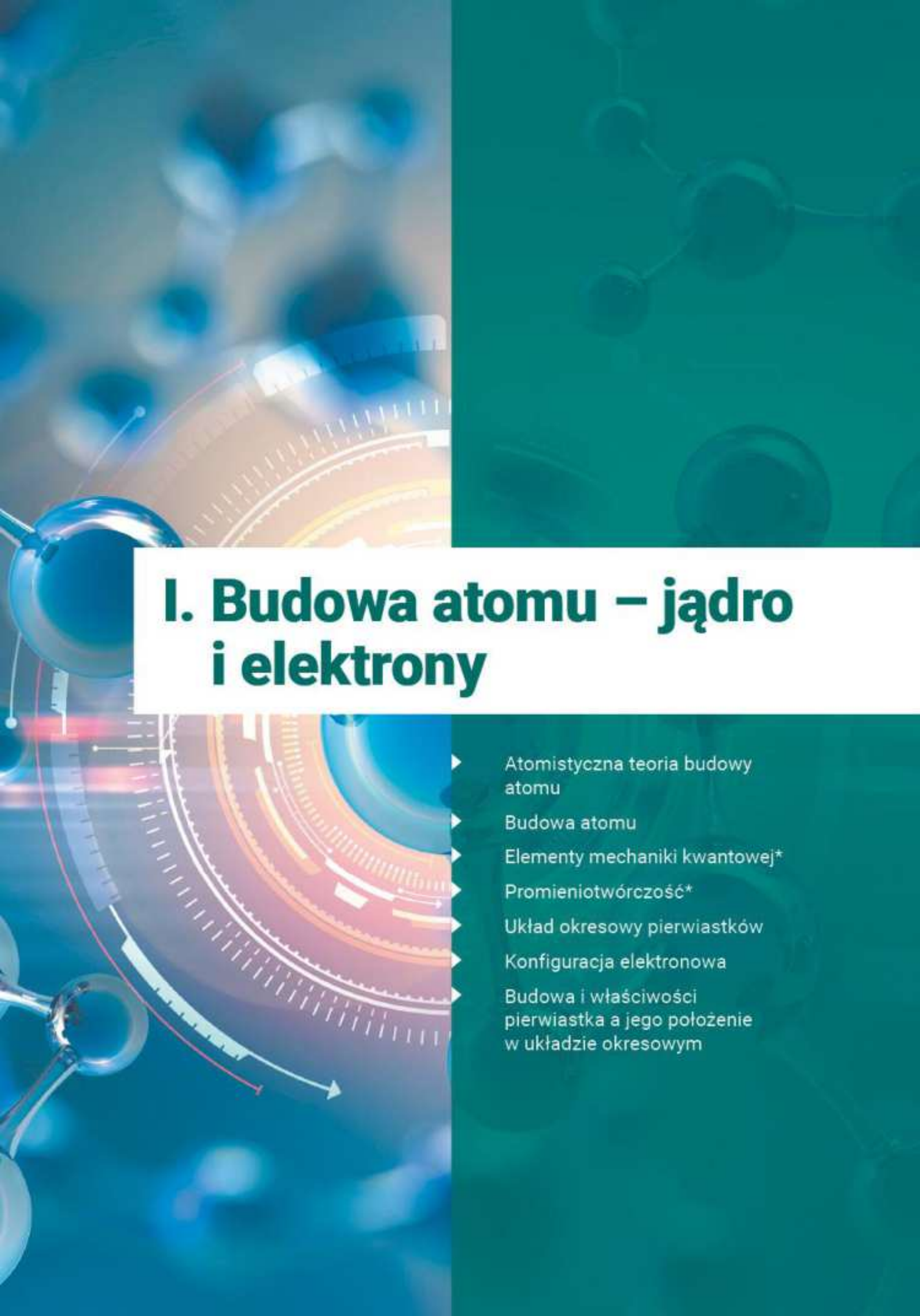
Ćwiczenia zawierają blok zadań, które możecie wykonać na lekcji w trakcie omawianego materiału. Dzięki nim lepiej go zrozumiecie, a ewentualne niejasności wyjaśni wam nauczyciel.

Podsumowanie lekcji zawiera najważniejsze treści do zapamiętania z rozdziału. Jeśli ich nie pamiętacie, wróćcie na stronę wskazaną obok. Znajdziecie tam na marginesie odpowiednie hasło, a w treści lekcji – jego omówienie.

Zadania do rozwiązania przećwiczycie w toku lekcji lub wykorzystacie do nauki w domu albo przed kartkówką czy sprawdzianem.

Podsumowanie przed sprawdzianem zawiera najważniejsze treści do zapamiętania z działu. Jeśli ich nie pamiętacie, wróćcie na stronę wskazaną obok i poszukajcie hasła na marginesie.





I. Budowa atomu – jądro i elektrony

- ▶ Atomistyczna teoria budowy atomu
- ▶ Budowa atomu
- ▶ Elementy mechaniki kwantowej*
- ▶ Promieniotwórczość*
- ▶ Układ okresowy pierwiastków
- ▶ Konfiguracja elektronowa
- ▶ Budowa i właściwości pierwiastka a jego położenie w układzie okresowym



1. Atomistyczna teoria budowy atomu

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak ewoluowały poglądy na temat budowy materii;
- czym różniły się kolejne modele budowy atomu.

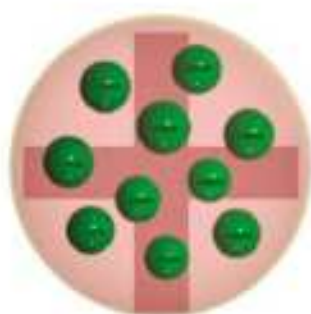
Pojęcie atomu funkcjonowało już w czasach starożytnych. Filozofowie greccy (Demokryt z Abdery, Leukippos) zdefiniowali je nie na podstawie badań naukowych, ale swoich obserwacji, wiedzy praktycznej oraz intuicji. Głosili oni, że materia nie ma budowy ciągłej, ale jest tworzona przez niepodzielne drobiny.

John Dalton

Ze względu na złożoność tego zagadnienia dopiero na początku XIX w. **John Dalton** rozwinął atomistyczne hipotezy starożytnych myślicieli. Ten angielski nauczyciel chemii i fizyki w celu wyjaśnienia doświadczalnie odkrytych podstawowych praw chemicznych (prawo zachowania masy, prawo stałości składu oraz pierwiastkowej budowy materii) przyjął następujące założenia:

- najmniejszą cząstką materii jest atom, którego nie można podzielić ani przekształcić w inny atom;
- atomy odmiennych pierwiastków chemicznych różnią się rozmiarem, masą i właściwościami, natomiast atomy tego samego pierwiastka są jednakowe;
- atomy tych samych lub różnych pierwiastków mogą się ze sobą łączyć, tworząc cząsteczki.

Do głębszego poznania złożonej budowy materii przyczyniło się odkrycie m.in. promieni katodowych, promieni kanalikowych, zjawiska promieniotwórczości i cząstek elementarnych, które podważyło teorię o niepodzielności atomu.



Joseph John Thomson

Rysunek 1. Model budowy atomu wg Thomsona.

Punktem wyjścia do opracowania pierwszego modelu budowy atomu było stwierdzenie, że masa elektronu jest bardzo mała w porównaniu z masą atomu najbliższego pierwiastka. W 1898 r. **Joseph John Thomson**, badając promieniowanie emitowane z ujemnie naładowanej metalowej elektrody, odkrył istnienie elektronów. W swoim eksperymencie udało mu się ustalić stosunek ładunku do masy elektronu. Stosunek ten niezależnie od rodzaju ba-

danego metalu okazał się stały i wynosił ok. $1 \cdot 10^{11}$ kulombów na kilogram. Wynik eksperymentu wskazywał na to, że elektrony są takie same we wszystkich przebadanych metalach, a być może również we wszystkich atomach. Pozwoliło to wysnuć hipotezę, że atom stanowi ciężką, dodatnio naładowaną, kulistą materię, w której tkwią małe i lekkie elektrony. Elektrostatyczne odpychanie ładunków jednoimiennych (elektronów) miało być równoważone elektrosta-



tycznym wzajemnym przyciąganiem dodatniego ładunku atomu i elektronów, co gwarantowało stabilność i trwałość układu. Hipoteza ta wymagała doświadczalnej weryfikacji.



Rysunek 2. Model budowy atomu wg Rutherforda.

Ernest Rutherford (czytaj: raderford) do badania budowy atomu wykorzystał wiedzę dotyczącą przenikania cząstek α przez cienkie folie metalowe. Zauważył on, że większa część tych cząstek przechodzi swobodnie przez folię metalową lub ulega niewielkiemu rozproszeniu, natomiast nieliczne z nich były rozpraszane lub wręcz odbijane i w efekcie zawracały ze swej drogi. Pozwoliło mu to wysnuć teorię, iż cząstki α nie są rozpraszane przez ujemnie naładowane

Ernest Rutherford

elektrony, które są za lekkie, by zmienić tor, lecz przez dodatnio naładowane ciężkie jądra atomowe, które z kolei muszą mieć małe rozmiary, skoro większość cząstek α przenika przez nie swobodnie. Wyniki tych badań stały się podstawą do opracowania w 1911 r. kolejnego modelu budowy atomu. Teoria ta zakładała, że centralną jego częścią jest małe, dodatnio naładowane jądro o masie zbliżonej do masy całego atomu. Dookoła jądra, po wytyczonych torach, na wzór planet krążących wokół Słońca, poruszają się elektrony, stąd nazwa: **planetarny model budowy atomu**. Według obliczeń Rutherforda opartych na danych doświadczalnych średnica atomu wynosi 10^{-8} cm, a średnica jądra atomowego wynosi 10^{-13} cm. Zachowując te proporcje, w powiększeniu otrzymujemy jądro o średnicy owocu agrestu, wokół którego w odległości 500 m krążą elektrony wielkości główki od szpilki. Zgodnie z prawami fizyki klasycznej ujemnie naładowany elektron krążący wokół dodatnio naładowanego jądra powinien się zbliżać do niego, emitując energię w postaci fali elektromagnetycznej, która szybko powinna się wyczerpać. Dane doświadczalne jednak tego nie potwierdzają, co dowodzi niedoskonałości tej teorii.

W 1913 r. duński fizyk **Niels Bohr** (czytaj: bor) zmodyfikował tę teorię, przyjmując, że atomy nie podlegają prawom fizyki klasycznej. Bohr przyjął planetarny model Rutherforda i dodatkowo uznał, że:

Niels Bohr

- elektrony mogą krążyć tylko po ściśle określonych torach w kształcie okręgów, które nazwał orbitami stacjonarnymi;
- orbity stacjonarne znajdują się w różnej odległości od jądra i każda z nich odpowiada określonej energii elektronu;
- elektron krąży tylko po jednej orbicie, nie emitując (nie tracąc) przy tym energii;
- zmiana orbity jest związana ze stratą bądź zyskiem ściśle określonej porcji energii (tzw. **kwantu**).

Kwant to najmniejsza ilość energii, jaka może być emitowana lub pochłaniana.

kwant



równanie Plancka

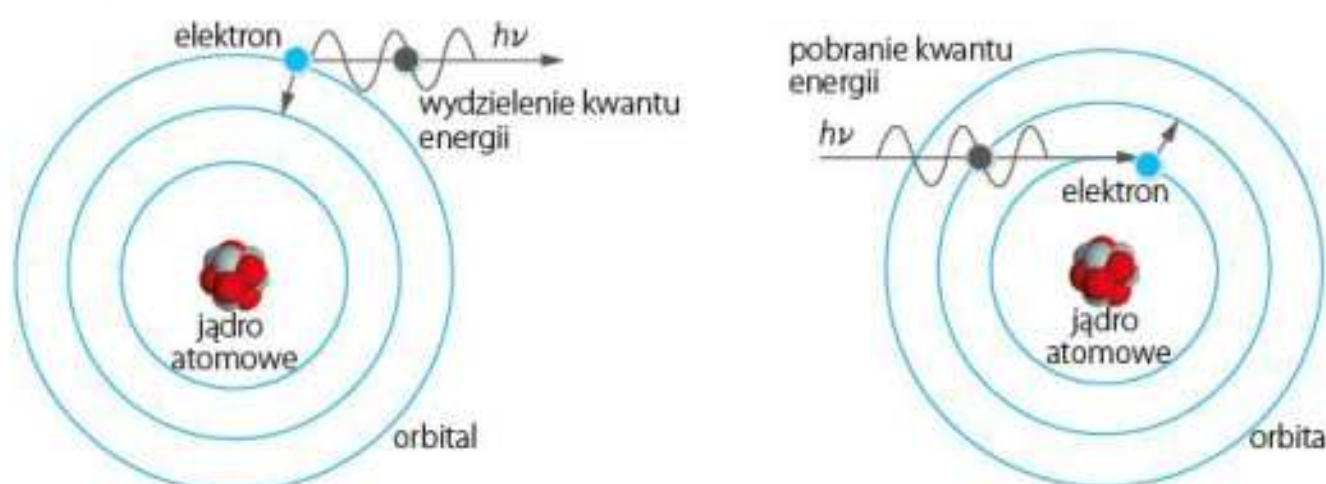
Wartość kwantu, czyli różnicę energii między orbitami, określa **równanie Plancka** (czytaj: planka):

$$E = h \cdot \nu \quad \text{gdzie: } h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J};$$

h – tzw. stała Plancka;

ν – częstotliwość absorbowanego lub emitowanego promieniowania.

Teoria Bohra dobrze opisuje emisję fal świetlnych przez atomy wodoru, nie wyjaśnia jednak wielu potwierdzonych doświadczalnie faktów dotyczących budowy innych atomów.



Rysunek 3. Model budowy atomu wg Bohra.

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 8

- **J. Dalton** postulował, iż:

- najmniejszą, niepodzielną cząstką materii jest atom, którego nie można przekształcić w inny atom;
- atomy odmiennych pierwiastków chemicznych różnią się rozmiarem, masą oraz właściwościami, natomiast atomy tego samego pierwiastka są jednakowe;
- atomy tych samych bądź różnych pierwiastków mogą się ze sobą łączyć, tworząc cząsteczki.

s. 8

- **J.J. Thomson** uważał, że atom to ciężka, dodatnio naładowana, kulista materia, w której tkwią małe elektrony, a stabilność tego układu gwarantują oddziaływania elektrostatyczne.

s. 9

- **E. Rutherford** stworzył planetarny model budowy atomu, w którym centralną częścią atomu jest małe dodatnio naładowane jądro (słońce) o masie zbliżonej do masy całego atomu, wokół którego po wytyczonych torach krążą elektrony (planety).

s. 9

- **N. Bohr** zmodyfikował planetarny model budowy atomu, postulując, iż:
 - elektrony mogą krążyć tylko po ściśle określonych torach zwanych orbitami stacjonarnymi, nie tracąc przy tym energii;
 - orbity stacjonarne znajdują się w różnej odległości od jądra odpowiadającej określonej energii elektronu;
 - zmiana orbity jest związana ze stratą bądź zyskiem ściśle określonej porcji energii.



model atomu
wg Daltona



model atomu
wg Thomsona



model atomu
wg Rutherforda



model atomu
wg Bohra



- **Kwant** to najmniejsza porcja energii, jaka może zostać wyemitowana bądź pochłonięta.
- **Równanie Plancka** opisuje różnicę energii między orbitami.

s. 9

s. 10

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Narysuj w zeszycie planetarny model budowy atomu. Podaj autora tego modelu budowy atomu.
2. Narysuj w zeszycie model budowy atomu proponowany przez Bohra.
3. Wymień podobieństwa oraz różnice pomiędzy modelami budowy atomu Thomsona, Rutherforda i Bohra.

2. Budowa atomu

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym jest cząstka elementarna;
- jak jest zbudowane jądro atomu;
- co opisuje liczba atomowa i liczba masowa;
- co to są izotopy;
- czym jest masa atomowa i w jakich jednostkach się ją wyraża.

Przyjmuje się, że cała materia – z wyjątkiem energii związanej ze zjawiskiem grawitacji – składa się z podstawowych elementów zwanych **cząstkami elementarnymi**. Różnią się one trwałością, masą i ładunkiem. Niektóre cząstki elementarne wchodziły w skład atomów, inne zaś ich nie budują, lecz powstają wskutek wzajemnych oddziaływań i przemian zachodzących w atomach lub z ich udziałem. Większość poznanych cząstek elementarnych ma swoje antycząstki, czyli odpowiednik o przeciwnym ładunku.

cząstki
elementarne

2.1. Cząstki elementarne

Najwcześniej poznana cząstka elementarna to **elektron** (inaczej nazywany negatonem). Jest on obdarzony ładunkiem ujemnym, jego antycząsteczką jest pozyton. Pozyton ma jednostkowy ładunek dodatni, a jego masa równa się masie elektronu.

elektron

Proton ma jednostkowy ładunek dodatni i masę około 1837 razy większą od masy elektronu. Antycząstkę protonu stanowi **antypoton** o takiej samej masie, ale jego ładunek jednostkowy jest ujemny (tabela 1).

Cząstka nieposiadająca ładunku elektrycznego o masie zbliżonej do masy protonu to **neutron**. **Antyneutron** stanowi jego antycząstkę. Jest elektroobojętny i ma



masę równą masie neutronu. Różni się od niego przeciwnymi zwrotami wektorów momentu obrotowego* i magnetycznego**.

Istnieje także lekkie, obojętne **neutrino** oraz jego antycząstka – **antyneutrino**. Do cząstek elementarnych należą również kwanty energii zwane **fotonami**. Znanych jest ponad 30 cząstek elementarnych i ich antycząstek. Do trwałych należą: foton, elektron, proton i neutrino. Pozostałe są nietrwałe. Neutron ma czas połowicznego zaniku około 20 minut. Oznacza to, że po tym czasie połowa neutronów rozpada się na proton, elektron oraz neutrino.

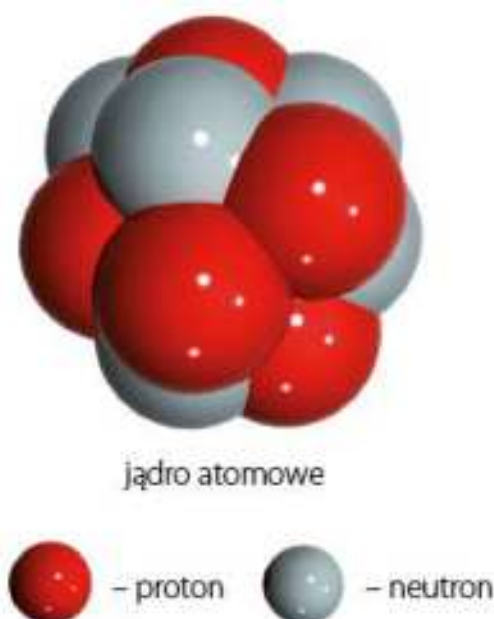
Tabela 1. Symbole, przybliżone masy oraz ładunki elektryczne wybranych cząstek elementarnych.

Nazwa cząstki	Symbol	Przybliżona masa [kg]	Ładunek elektryczny
elektron	${}_{-1}^0e$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	-1
pozyton	${}_{+1}^0e$		+1
proton	${}_{+1}^1p$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	+1
antyproton	${}_{-1}^1p$		-1
neutron	${}_{0}^1n$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	0
antyneutron	${}_{0}^1\bar{n}$		0

W zapisie symbolu cząstki elementarnej dolna cyfra oznacza jednostkowy ładunek cząstki, natomiast górna jest sumą liczb protonów i neutronów składających się na określoną cząstkę.

2.2. Budowa jądra

Po odkryciu neutronu przez angielskiego fizyka Jamesa Chadwicka (czytaj: czedlika), naukowcy Heisenberg (czytaj: hajzenberg) i niezależnie od niego Iwanienko wysunęli hipotezę, że jądro atomu tworzą protony i neutrony (rysunek 4). Z tego względu obie cząstki elementarne objęto wspólną nazwą **nukleonów** (z łac. *nucleus* – jądro). Jądro o promieniu rzędu 10^{-14} – 10^{-15} m skupia w sobie niemal całą masę atomu. Neutron i proton nie różnią się



Rysunek 4. Budowa jądra atomowego.

* **moment obrotowy (moment siły)** – wielkość fizyczna związana z ruchem obrotowym. Jest ona wyrażana iloczynem wektora siły F oraz odległości od osi obrotu do kierunku działania siły r .

** **moment magnetyczny** – wielkość opisująca moment siły, która działa na obiekt umieszczony w polu magnetycznym.



znacząco masą, ale mają inny ładunek elektryczny. Suma ładunków dodatnio naładowanego protonu oraz elektrycznie obojętnego neutronu powoduje, że wypadkowy ładunek jądra jest dodatni. By ładunek atomu był obojętny, dodatni ładunek jądra jest równoważony ładunkiem ujemnym, którego nośnikami są elektrony. Oznacza to, że w obojętnym atomie liczba elektronów jest równa liczbie protonów. Elektrony są cząstkami o zdecydowanie mniejszej masie w porównaniu z jądrem i zajmują dużo większą przestrzeń o promieniu ok. 10^{-10} m. Średnica jądra atomowego jest ok. 100 000 razy mniejsza niż średnica całego atomu.

W uproszczeniu oznacza to, iż o masie atomu decyduje masa relatywnie małego jądra, natomiast o wielkości atomu – jego lekkie elektrony.

Nukleony – składniki jądra atomowego (neutrony i protony).

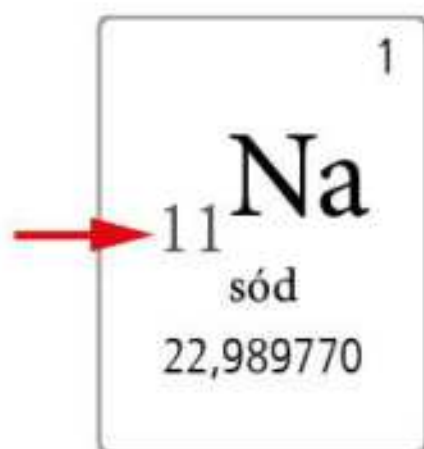
nukleony

2.3. Liczba atomowa, liczba masowa, masa atomowa

Bardzo ważną cechą każdego pierwiastka rozumianego jako zbiór atomów o takiej samej liczbie protonów w jądrze, charakteryzującą budowę jego atomów, są liczby: **atomowa** i **masowa**.

Pierwiastek – zbiór atomów o takiej samej liczbie protonów w jądrze (o identycznej liczbie atomowej).

pierwiastek



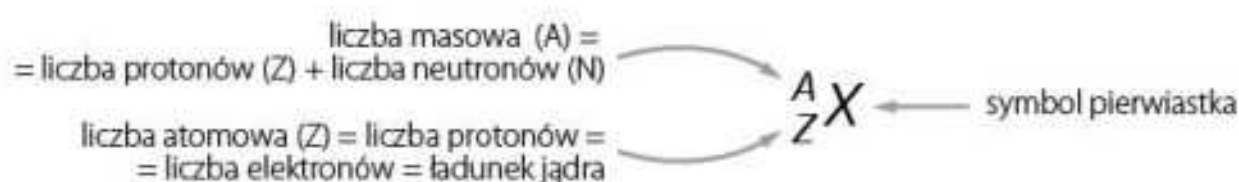
Rysunek 5. Liczba atomowa każdego pierwiastka znajduje się w układzie okresowym pierwiastków.

Liczba atomowa danego pierwiastka określa liczbę protonów w jądrze atomu. Ze względu na wypadkowy obojętny ładunek atomu liczba protonów w jądrze jest równa liczbie elektronów znajdujących się dookoła jądra w atomie.

Liczba masowa z kolei to sumaryczna liczba nukleonów (protonów i neutronów) występujących w jądrze atomu pierwiastka.

Liczby atomową i masową zapisuje się z lewej strony symbolu pierwiastka. Liczbę masową A umieszcza się u góry, natomiast atomową Z – na dole A_ZX .

liczba atomowa i liczba masowa



**Przykład 1**

Podaj liczbę atomową oraz masową:

- a) $^{12}_6\text{C}$;
- b) sodu.

Rozwiązanie:

- a) Ponieważ indeks górny stanowi liczba masowa, natomiast indeks dolny – liczba atomowa, z podanego zapisu łatwo odczytać, iż liczba masowa wynosi 12, a atomowa to 6.
- b) Należy skorzystać z układu okresowego, którego potrzebny fragment znajduje się na rysunku 5. Liczbę atomową odczytujemy bezpośrednio z układu okresowego, dla sodu wynosi ona 11. Liczbę masową stanowi liczba całkowita najbliższa widniejącej w układzie okresowym masie atomowej (22, 989770), czyli 23.

liczba atomowa

Liczba atomowa to liczba protonów wchodzących w skład jądra atomu danego pierwiastka.

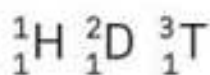
liczba masowa

Liczba masowa to liczba nukleonów w jądrze atomu określonego pierwiastka.

**Ćwiczenia**

1. Podaj liczbę atomową oraz masową:
 - a) $^{16}_8\text{O}$;
 - b) azotu.
2. Oblicz, ile protonów i neutronów zawiera jądro atomu magnezu, wiedząc, że liczba atomowa atomu magnezu wynosi 12, a jego liczba masowa to 24.
3. Podaj liczbę elektronów wchodzących w skład atomu fosforu, jeśli jego liczba masowa wynosi 31, a jego jądro zawiera 16 neutronów.

Definiowanie pojęcia pierwiastka na podstawie jednakowej liczby protonów (liczby atomowej) sugeruje, że atomy tego samego pierwiastka mogą mieć różną liczbę neutronów (różnić się liczbą masową). W 1931 r. odkryto odmianę wodoru (D-deuter; jego liczba masowa wynosi 2) mającą w jądrze poza protonem także neutron, a nieco później znaleziono trzecią odmianę wodoru (T-tryt; o liczbie masowej 3), w której jądro jest złożone z jednego protonu i dwóch neutronów.



Rysunek 6. Izotopy wodoru, kolejno: prot, deuter, tryt.

Wszystkie odmiany wodoru, zgodnie z definicją pierwiastka, mają identyczne liczby atomowe (jeden proton w jądrze), różnią się natomiast liczbami masowymi. Takie odmiany tego samego pierwiastka nazywa się **izotopami**. Izotopy mają jednakową liczbę elektronów, zatem mają identyczne rozmiary atomów oraz takie

same lub zbliżone właściwości chemiczne. Mogą się jednak różnić właściwościami fizycznymi, ponieważ o tych decydują jądra atomowe.



Izotop to zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej, a różnej liczbie masowej. Izotopy mają zatem jednakową liczbę protonów, różnią się natomiast liczbą neutronów.

izotop

Nie wszystkie izotopy mają swoje odrębne nazwy, tak jak w przypadku izotopów wodoru (prot, deuter, tryt). Nazwy izotopów poszczególnych pierwiastków chemicznych tworzy się, podając nazwę pierwiastka oraz jego liczbę masową oddzieloną myślnikiem, np.:

^{14}N nazywa się azot-14, ^{15}N nazywa się azot-15, ^{63}Cu nazywa się miedź-63, a ^{65}Cu nazywa się miedź-65.

Atomy poszczególnych izotopów noszą nazwę **nuklidów**. Oznacza to, że nuklid to atom o ściśle określonej liczbie protonów i neutronów. Rodzajów nuklidów jest wielokrotnie więcej niż pierwiastków. Pierwiastki mogą być czyste izotopowo, tzn. występują w przyrodzie tylko w formie jednego trwałego nuklidu, np. $^{127}_{53}\text{I}$, $^{19}_{9}\text{F}$, $^{23}_{11}\text{Na}$, lub też mogą występować w kilku lub nawet kilkudziesięciu formach izotopowych (pierwiastek cyna ma ich najwięcej, czyli 38), stanowiąc mieszaninę różnych nuklidów. Pierwiastek chlor ma dwa izotopy $^{35}_{17}\text{Cl}$ oraz $^{37}_{17}\text{Cl}$, stanowi zatem mieszaninę dwóch rodzajów nuklidów.

Nuklid to atom o ściśle określonej liczbie protonów i neutronów.

nuklid

Atomy mają niewyobrażalnie małe rozmiary oraz masy. Na przykład: masa atomu tlenu $^{16}_8\text{O}$ wynosi $2,66 \cdot 10^{-26}$ kg, sodu $^{23}_{11}\text{Na}$ $3,82 \cdot 10^{-26}$ kg, magnezu $^{24}_{12}\text{Mg}$ $3,98 \cdot 10^{-26}$ kg, a żelaza $^{56}_{26}\text{Fe}$ $9,3 \cdot 10^{-26}$ kg. Takie ułamki wyrażające masę atomu są niewygodne w użyciu. Dlatego też do określania małych mas atomów wprowadzono **jednostkę masy atomowej u** – unit. Służy ona do wyrażania **masy atomowej** i co do wartości odpowiada $\frac{1}{12}$ masy izotopu węgla ^{12}C .

Jednostka masy atomowej – międzynarodowa jednostka wyrażająca masę atomu policzoną według wzorca, jaki stanowi $\frac{1}{12}$ masy izotopu węgla ^{12}C .

jednostka masy atomowej

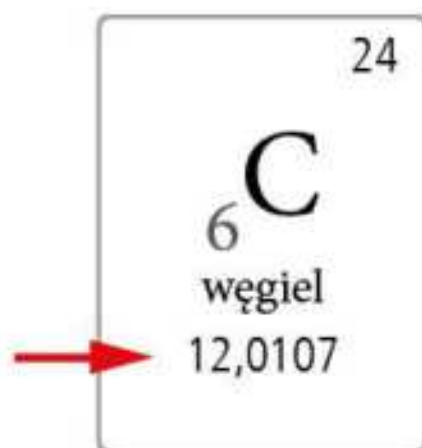
$$1 \text{ u} = 1,66037 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Masy atomów tlenu $^{16}_8\text{O}$, sodu $^{23}_{11}\text{Na}$, magnezu $^{24}_{12}\text{Mg}$ i żelaza $^{56}_{26}\text{Fe}$, wyrażone w jednostkach masy atomowej, są równe liczbom masowym i wynoszą odpowiednio: 16 u, 23 u, 24 u, 56 u.

Ćwiczenie

- Na podstawie tabeli 1 porównaj masę protonu i neutronu z wartością $\frac{1}{12}$ masy izotopu węgla ^{12}C wyrażoną w kilogramach (1 u).





Rysunek 7. Masy atomowe pierwiastków znajdują się w układzie okresowym pierwiastków.

Skąd się wzięły wartości **mas atomowych** zawarte w układzie okresowym pierwiastków wynoszące odpowiednio dla tlenu, sodu, magnezu i żelaza: 15,999 u, 22,98977 u, 24,305 u oraz 55,845 u?

Masa atomowa jest średnią masą atomów danego pierwiastka uwzględniającą jego skład izotopowy. Na przykład: występujący w przyrodzie węgiel jest mieszaniną dwóch izotopów: ^{12}C oraz ^{13}C zmieszanych w stosunku 98,9 : 1,1. Masa atomu izotopu ^{13}C jest większa, jednak jego udział jest znikomy, dlatego średnia masa atomów węgla występująca w przyrodzie, a tym samym masa atomowa węgla, wynosi 12,011 u.

masa atomowa

Masa atomowa – masa pojedynczego atomu wyrażona w unitach, stanowiąca średnią masę składu izotopowego atomów danego pierwiastka.

Do obliczeń masy atomowe zaokrąglamy zazwyczaj do najbliższych liczb całkowitych, stąd masa atomowa tlenu wynosi 16 u, sodu 23 u, magnezu 24 u, a żelaza 56 u. Wyjątek stanowi masa atomowa chloru (35,5 u) oraz miedzi (63,5 u).

Przykład 2

Podaj w kilogramach średnią masę atomu sodu.

Rozwiązanie:

Masa atomowa sodu wynosi 23 u. Masa 1 u jest równa $1,66037 \cdot 10^{-27}$ kg. Aby wyrazić masę atomową sodu w kilogramach, należy wykonać działanie:

$$23 \cdot 1,66037 \cdot 10^{-27} = 3,818851 \cdot 10^{-26}$$

Zatem średnia masa sodu wynosi w przybliżeniu $3,82 \cdot 10^{-26}$ kg.

Ćwiczenia

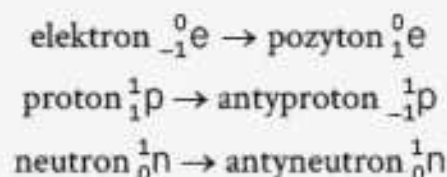
- Oblicz średnią masę atomu węgla w kilogramach.
- Oblicz i podaj w gramach średnią masę pojedynczych atomów glinu i azotu.
- Oblicz masy atomowe magnezu i chloru, jeżeli średnie masy ich pojedynczych atomów wynoszą odpowiednio: $4,04 \cdot 10^{-23}$ g oraz $5,88 \cdot 10^{-26}$ kg.
- Korzystając z układu okresowego pierwiastków, znajdź pierwiastek, którego masa atomu jest równa $6,5 \cdot 10^{-23}$ g, a liczba neutronów wchodzących w skład jądra wynosi 20.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Cząstki elementarne** to podstawowe elementy, z jakich składa się materia. Większość cząstek elementarnych ma swoje antycząstki, o tej samej masie, a przeciwnym ładunku względem swojego odpowiednika.

s. 11

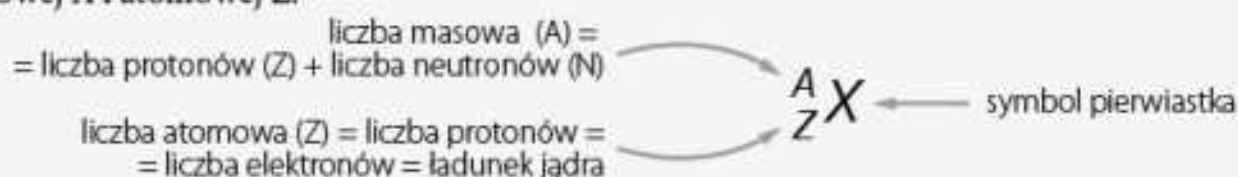


- **Jądro atomowe** budują **nukleony**, czyli **neutrony** (elektrycznie obojętne) oraz **protony** (dodatnio naładowane). Ma ono ładunek dodatni i decyduje o masie atomu.
- **Elektrony** to ujemnie naładowane cząstki o zdecydowanie mniejszej masie niż masa jądra. Decydują one o wielkości atomu.
- Nazwę każdego pierwiastka możemy zapisać za pomocą symbolu chemicznego i odpowiednich liczb: masowej A i atomowej Z .

s. 13

s. 11

s. 13



- **Izotop** to zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej, a różnej liczbie masowej.
- **Jednostka masy atomowej u** odpowiada co do wartości $\frac{1}{12}$ masy izotopu węgla ^{12}C i stosuje się ją do określania mas atomów.

s. 15

s. 15

$$1 \text{ u} = 1,66037 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

- **Masa atomowa** opisuje masę pojedynczego atomu wyrażoną w unitach. Masa konkretnego izotopu jest równa liczbowo liczbie masowej, a masa atomowa określonego atomu pierwiastka stanowi średnią masę atomów uwzględniającą skład izotopowy pierwiastka.

s. 16

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Spośród poniższych haseł wybierz nazwy cząstek elementarnych.
proton, nukleon, elektron, neutron, izotop, antyproton, pozyton, jądro, antyneutron, foton
2. Z poprzedniego zadania wybierz trzy pary cząstek oraz antycząstek elementarnych.
3. Dla pierwiastka ${}^A_Z\text{X}$ podaj liczbę: elektronów, protonów oraz neutronów.
4. Podaj nazwę pierwiastka, którego atom:
 - a) ma 11 elektronów i 11 protonów,
 - b) ma 12 neutronów,
 - c) opisuje liczba masowa 56,
 - d) ma 8 neutronów oraz 16 elektronów.
 Wskaż podpunkty, w których jest więcej poprawnych odpowiedzi.
5. Wyjaśnij pojęcia: nukleon, pierwiastek, izotop, nuklid, jednostka masy atomowej, masa atomowa.
6. Podaj w gramach średnią masę atomu: tlenu, wapnia, srebra i złota.



3. Elementy mechaniki kwantowej*

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

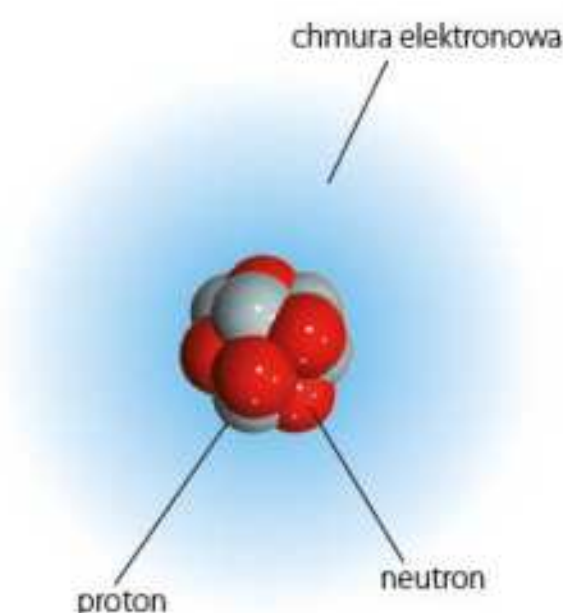
- o czym mówi zasada nieoznaczoności Heisenberga;
- czym różni się stan podstawowy od wzbudzonego;
- co to jest orbital atomowy;
- jakie kształty mają orbitale typu s , p , d ;
- czym są powłoki, a czym podpowłoki elektronowe;
- co opisują liczby kwantowe;
- o czym mówi zakaz Pauliego;
- jak przypisywać stany kwantowe elektronom z wybranej powłoki.

Ważnym elementem teorii Bohra, aktualnym do dziś, jest porcjowanie (kwantowanie) energii elektronu. Oznacza to, że energia elektronu przyjmuje jedną z dozwolonych (kwantowanych) wartości. Teoria ta nie tłumaczy jednak, dlaczego krążący po orbicie elektron nie stosuje się do praw elektrodynamiki, zgodnie z którymi krążący wokół jądra elektron stale emitowałby światło o systematycznie rosnącej długości fali, tracąc energię oraz prędkość. Spowodowałoby to ostatecznie spadek elektronu na jądro, czego się nie obserwuje. Do wyjaśnienia tego zjawiska przyczyniła się dopiero **mechanika kwantowa**.

3.1. Elektron w ujęciu mechaniki kwantowej

Punktem przełomowym w rozwoju teorii atomistycznych była hipoteza de Broglie'a (czytaj: de brojla), według której poruszający się elektron jest cząstką materialną mającą właściwości falowe (zachowuje się jak fala). Hipoteza okazała się prawdziwa, czyli zgodna z wynikami doświadczalnymi. By zrozumieć mechanikę kwantową, musimy zapomnieć o orbitach sugerowanych przez Rutherforda i Bohra. Elektron należy sobie wyobrazić jako „chmurę” ładunku ujemnego, czyli obszar otaczający jądro atomu, w którym z pewnym prawdopodobieństwem znajduje się pojedynczy elektron (rysunek 8).

elektron w ujęciu
mechaniki
kwantowej



Rysunek 8. Współczesny model budowy atomu.



Istnieją rejony wokół jądra, w których elektron pojawia się z większym prawdopodobieństwem. Granice „chmury” nie są ostre, ale w praktyce w odległości większej niż kilkaset pikometrów (10^{-12} m) prawdopodobieństwo znalezienia elektronu wynosi zero. Im dokładniej zostanie określone położenie elektronu w „chmurze”, tym większy błąd będzie towarzyszył określeniu pędu tego elektronu. Analogicznie – dokładny pomiar pędu elektronu przełoży się na mało dokładne określenie położenia elektronu. To zasada **nieoznaczoności Heisenberga**. Zasada ta wyeliminowała pojęcie orbity czy toru, po którym porusza się elektron, zastępując je prawdopodobieństwem znalezienia elektronu w przestrzeni wokół jądra atomu.

Zasada nieoznaczoności Heisenberga – niemożliwe jest jednoczesne dokładne określenie położenia i pędu elektronu.

zasada
nieoznaczoności
Heisenberga

Zamiast równania Newtona $F = m \cdot a$ (gdzie F – siła, m – masa, a a – przyspieszenie) w mechanice kwantowej stosuje się równanie Schrödingera (czytaj: szrodingera) o skomplikowanej postaci matematycznej. Rozwiązaniem tego równania są funkcje, które pozwalają dobrze scharakteryzować elektron. Rozwiązań równania Schrödingera jest nieskończenie wiele. Funkcja, której jest przypisana najniższa wartość energii, opisuje **stan podstawowy**, a pozostałe przedstawiają **stany wzbudzone**. Stany o niższej energii są bardziej trwałe. Oznacza to, że stan podstawowy jest stanem najtrwalszym. Stan wzbudzony elektronu jest stanem mniej trwałym, ponieważ elektrony w tym stanie mają wyższą energię niż w stanie podstawowym.

3.2. Orbitale atomowe

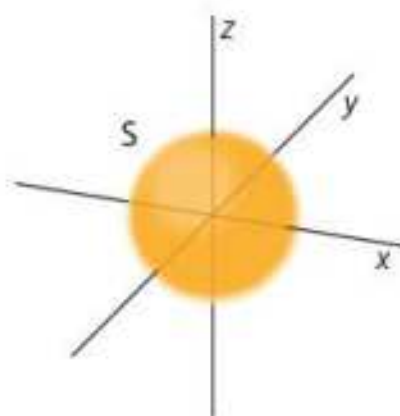
Stany energetyczne elektronów, które odpowiadają orbitalom atomowym, są opisywane przez funkcje falowe ψ . Kwadrat funkcji ψ jest interpretowany jako prawdopodobieństwo występowania elektronu w obszarze wokół jądra atomowego.

Orbital atomowy – obszar wokół jądra, w którym prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe, a matematycznie to funkcja falowa ψ opisująca określony stan energetyczny elektronu w atomie.

orbital atomowy

Skoro orbitale atomowe to przestrzeń, w której prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest duże, w uproszczeniu można przyjąć, że elektrony są rozmieszczone na orbitalach, które różnią się kształtem, wielkością, orientacją oraz energią. Wyróżnia się cztery typy orbitali atomowych odpowiadające różnym stanom energetycznym elektronów.

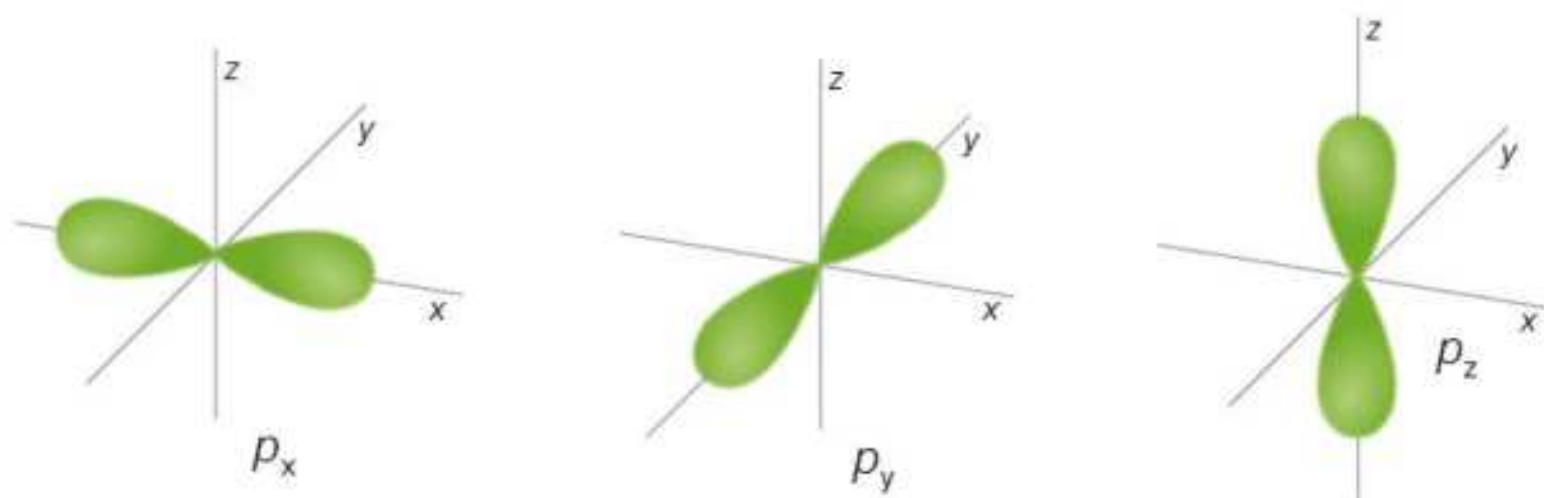
Orbital atomowy typu s ma kształt kulisty i jest orbitalem o najniższej energii (rysunek 9).



Rysunek 9. Geometryczny kształt orbitala atomowego typu s.

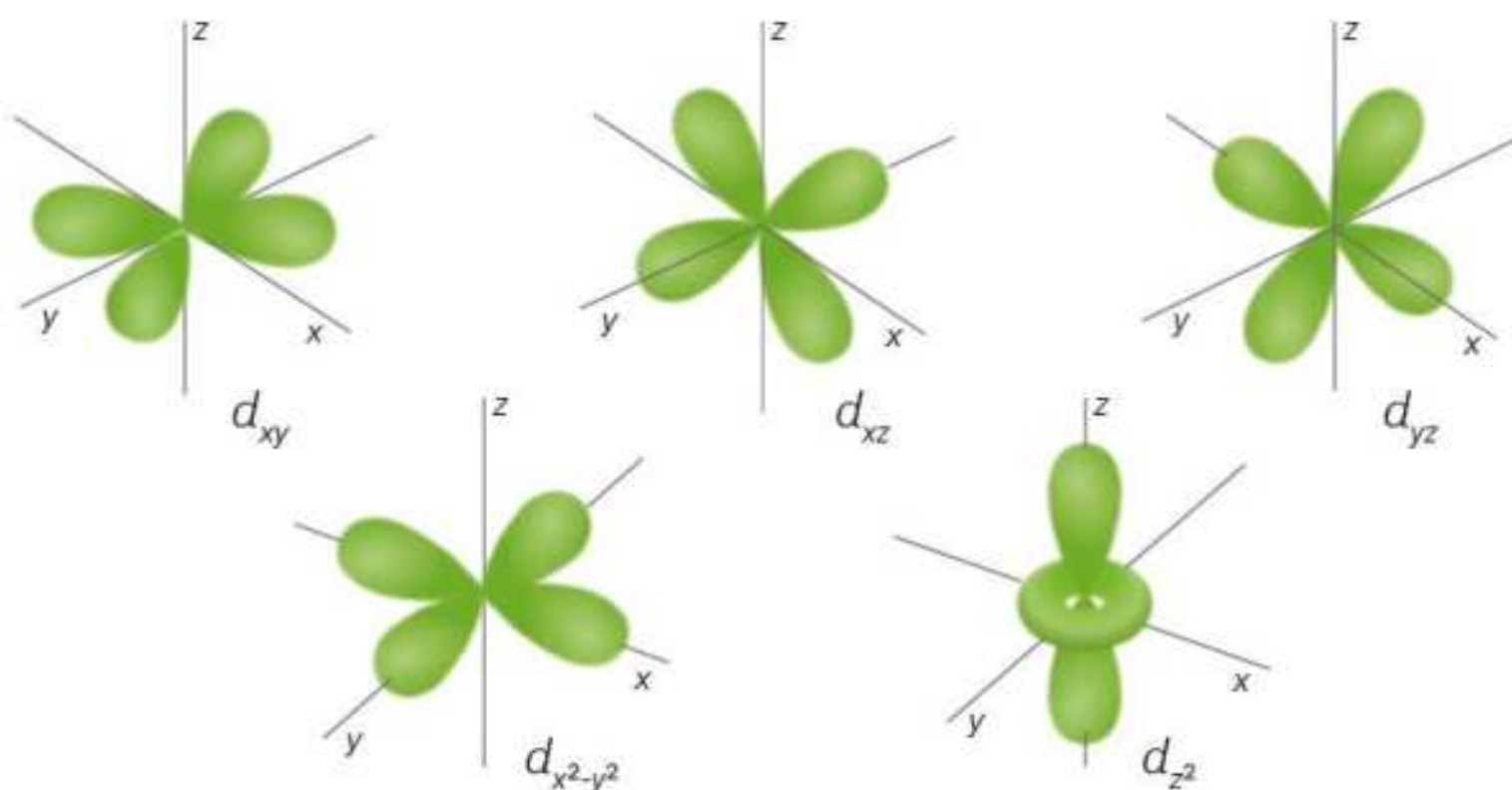


Orbital typu p ma kształt ósemki; występuje w trzech równocennych energetycznie formach przestrzennych (rysunek 10).



Rysunek 10. Geometryczne kształty orbitali atomowych typu p .

Orbital typu d ma złożony kształt; występuje w pięciu równocennych energetycznie formach przestrzennych (rysunek 11).



Rysunek 11. Geometryczne kształty orbitali atomowych typu d .

Orbital typu f ma skomplikowany kształt; występuje w siedmiu równocennych energetycznie formach.

3.3. Liczby kwantowe

Energia elektronów jest skwantowana, to znaczy, że nie mogą one przyjmować dowolnej energii. Każdy stan energetyczny (kwantowy) elektronu można opisać, stosując cztery liczby kwantowe: **główną n** , **poboczną l** , **magnetyczną m** i **magnetyczną spinową m_s** .



Główna liczba kwantowa n przyjmuje wartości liczb naturalnych 1, 2, 3, 4, 5... Określa energię elektronu w atomie i decyduje o rozmiarze orbitala atomowego. Im większa liczba n , tym większy orbital atomowy (rysunek 12).



Rysunek 12. Rozmiar orbitala rośnie wraz ze wzrostem głównej liczby kwantowej przypisanej określonej podpowłoce.

Powłoka elektronowa to zbiór stanów kwantowych o tej samej głównej liczbie kwantowej.

powłoka
elektronowa

Zbiór stanów kwantowych o tej samej wartości głównej liczby kwantowej nazywa się **powłoką elektronową** (czasem poziomem energetycznym). Wszystkie elektrony o tej samej głównej liczbie kwantowej należą do jednej powłoki. Wartościom głównej liczby kwantowej są przyporządkowane odpowiednie symbole literowe powłok: K, L, M, N, O, P, Q (tabela 2).

Główna liczba kwantowa wskazuje na liczbę stanów kwantowych w danej powłoce zgodnie ze wzorem:

$$2n^2, \text{ gdzie } n - \text{numer powłoki.}$$

Wzór ten determinuje maksymalną liczbę elektronów zlokalizowanych w pierwszych czterech powłokach.

Tabela 2. Powłokom oznaczonym literami K, L, M, N, O, P, Q odpowiadają kolejno numery poziomów energetycznych 1–7.

Numer poziomu energetycznego	1	2	3	4	5	6	7
Oznaczenie powłoki elektronowej	K	L	M	N	O	P	Q
Maksymalna liczba stanów kwantowych w powłoce	2	8	18	32	50	72	98

Poboczna liczba kwantowa l przyjmuje wartości liczb całkowitych z przedziału $0 \leq l \leq (n - 1)$, charakteryzuje ruch elektronu wokół jądra i decyduje o typie orbitala atomowego (s, p, d, f). Zbiór stanów kwantowych opisywanych przez taką samą wartość głównej liczby kwantowej oraz taką samą wartość pobocznej liczby kwantowej nazywa się **podpowłoką** (czasem podpoziomem energetycznym). Dla $l = 0$ podpowłoka ma symbol s, dla $l = 1$ symbol p, dla $l = 2$ symbol d, dla $l = 3$ symbol f. (tabela 3). Wyższe wartości liczby pobocznej opisują podpowłoki o symbolach g, h, i ... (dalsze litery w kolejności alfabetycznej).

podpowłoka
elektronowa

Podpowłoka elektronowa to zbiór stanów kwantowych o tej samej głównej i pobocznej liczbie kwantowej.

Liczba podpowłok w danej powłoce wynosi n . Na przykład: powłoka K , dla której główna liczba kwantowa wynosi 1, ma jedną podpowłokę (s). Powłokę L opisuje główna liczba kwantowa równa 2, oznacza to, iż ta powłoka ma dwie podpowłoki (s i p), a powłokę M , dla której $n = 3$, tworzą trzy podpowłoki (s , p i d) itd. Energia podpowłoki w obrębie jednej powłoki rośnie w kolejności s , p , d oraz f .

Poboczna liczba kwantowa wyznacza maksymalną liczbę elektronów występujących na określonej podpowłoce, zgodnie z zależnością $4l + 2$ (tabela 3).

Tabela 3. Poboczna liczba kwantowa decyduje o kształcie orbitali i wyznacza maksymalną liczbę elektronów, jaką mogą one zostać obsadzone.

Wartość pobocznej liczby kwantowej l	Symbol orbitala	Maksymalna liczba elektronów na podpowłoce
$l = 0$	s	2
$l = 1$	p	6
$l = 2$	d	10
$l = 3$	f	14

Magnetyczna liczba kwantowa m przyjmuje wartości liczb całkowitych z przedziału $-l \leq m \leq l$ i oznacza **liczbę orbitali atomowych** w określonej podpowłoce (tabela 4).

orbital
atomowy

Orbital atomowy to zbiór stanów kwantowych opisywanych przez te same liczby kwantowe n , l , m .

Tabela 4. Zależna od pobocznej liczby kwantowej magnetyczna liczba kwantowa określa liczbę orbitali atomowych.

Wartość pobocznej liczby kwantowej l	Wartości magnetycznej liczby kwantowej	Liczba orbitali atomowych
$l = 0$	$m = 0$	1
$l = 1$	$m = -1, 0, 1$	3
$l = 2$	$m = -2, -1, 0, 1, 2$	5
$l = 3$	$m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$	7

Magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s przyjmuje wartości $\frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$ i jest związana z momentem pędu elektronu (kierunkiem obrotu elektronu wokół wła-



snej osi). Każdy orbital atomowy opisany liczbami kwantowymi n , l , m to dwa stany kwantowe różniące się wyłącznie magnetyczną spinową liczbą kwantową. Główna liczba kwantowa, poboczna liczba kwantowa, magnetyczna oraz magnetyczna spinowa liczba kwantowa opisują **stan kwantowy**.

Stan kwantowy to stan energetyczny elektronu opisany przez liczby kwantowe n , l , m i m_s .

stan kwantowy

Ćwiczenia

1. Podaj liczbę orbitali oraz maksymalną liczbę elektronów na podpowłoce dla pobocznej liczby kwantowej $l = 2$.
2. Przedstaw komplet możliwych liczb kwantowych dla elektronów na orbitalu typu p znajdujących się na powłoce M .
3. Określ maksymalną liczbę elektronów, jakie mogą obsadzić powłokę N .



3.4. Stany kwantowe

W atomie (lub jonie) nie mogą istnieć dwa elektrony opisane takimi samymi wartościami wszystkich czterech liczb kwantowych, czyli o identycznych stanach kwantowych, mówi o tym tzw. **zakaz Pauliego**. Elektrony muszą się różnić co najmniej jedną wartością liczby kwantowej (n , l , m , m_s).

Zakaz Pauliego to ważne prawo mechaniki kwantowej, zgodnie z którym w atomie nie mogą występować dwa elektrony o identycznym stanie kwantowym.

zakaz Pauliego

Liczba stanów kwantowych, a tym samym maksymalna liczba elektronów dla $n = 1$, wynosi 2, ponieważ istnieją tylko dwie możliwości przypisania odpowiednich wartości liczbom kwantowym. Jeśli $n = 1$ (powłoka K), to $l = 0$ (podpowłoka s), $m = 0$ (liczba orbitali atomowych 1; s), magnetyczna spinowa liczba kwantowa $m_s = \frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$.

Tabela 5. Liczba stanów kwantowych pokrywa się z liczbą elektronów, jakie obsadzają dany poziom.

Poziom energetyczny	n	l	m	m_s	Liczba elektronów
K	1	0	0	$\frac{1}{2}$	1
	1	0	0	$-\frac{1}{2}$	1

} 2

Przyporządkowanie stanów kwantowych powłokom, podpowłokom oraz orbitalom przedstawia tabela 6.



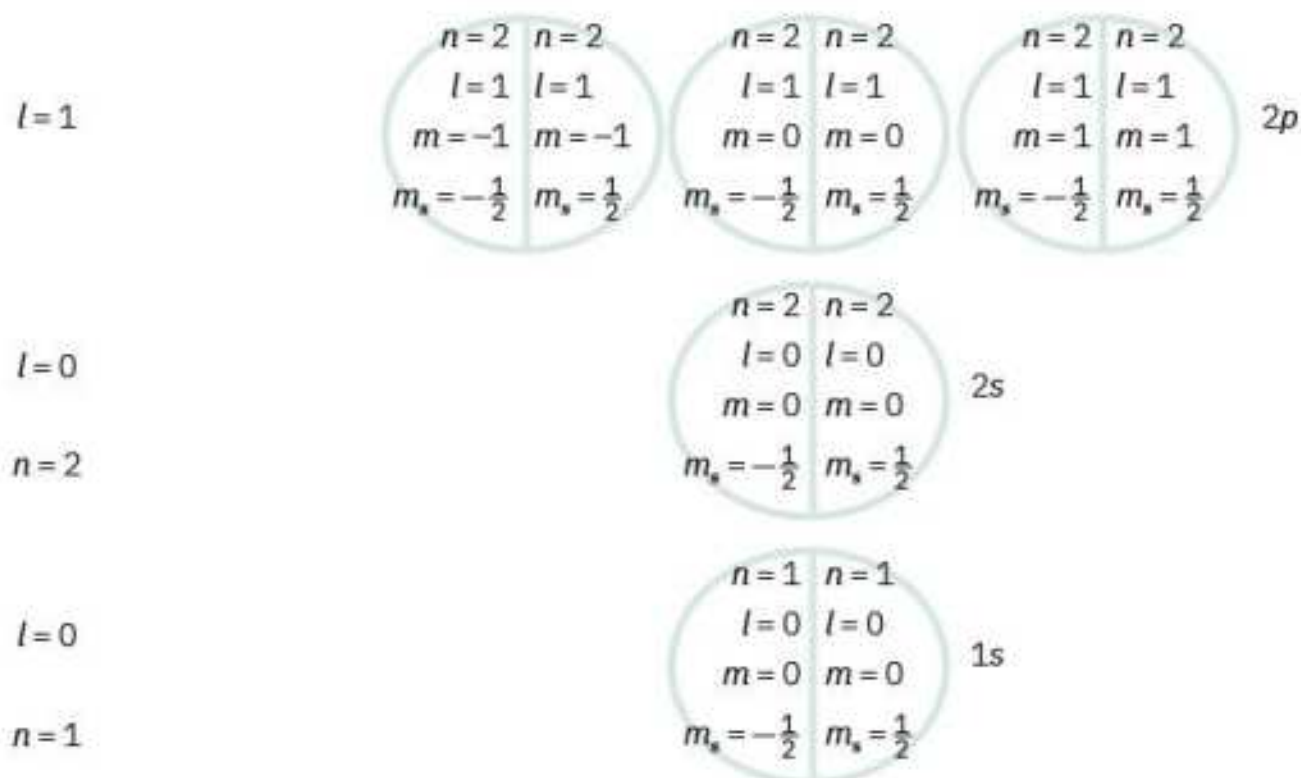
Tabela 6. Podział stanów kwantowych na powłoki, podpowłoki oraz orbitale.

symbol powłoki	symbol podpowłoki	liczba stanów kwantowych w podpowłoce	maksymalna liczba stanów kwantowych w powłoce
powłoka 4	N <i>f</i> <i>d</i> <i>p</i> <i>s</i>	 	14 10 6 2 32
powłoka 3	M <i>d</i> <i>p</i> <i>s</i>	 	10 6 2 18
powłoka 2	L <i>p</i> <i>s</i>	 	6 2 8
powłoka 1	K <i>s</i>		2 2

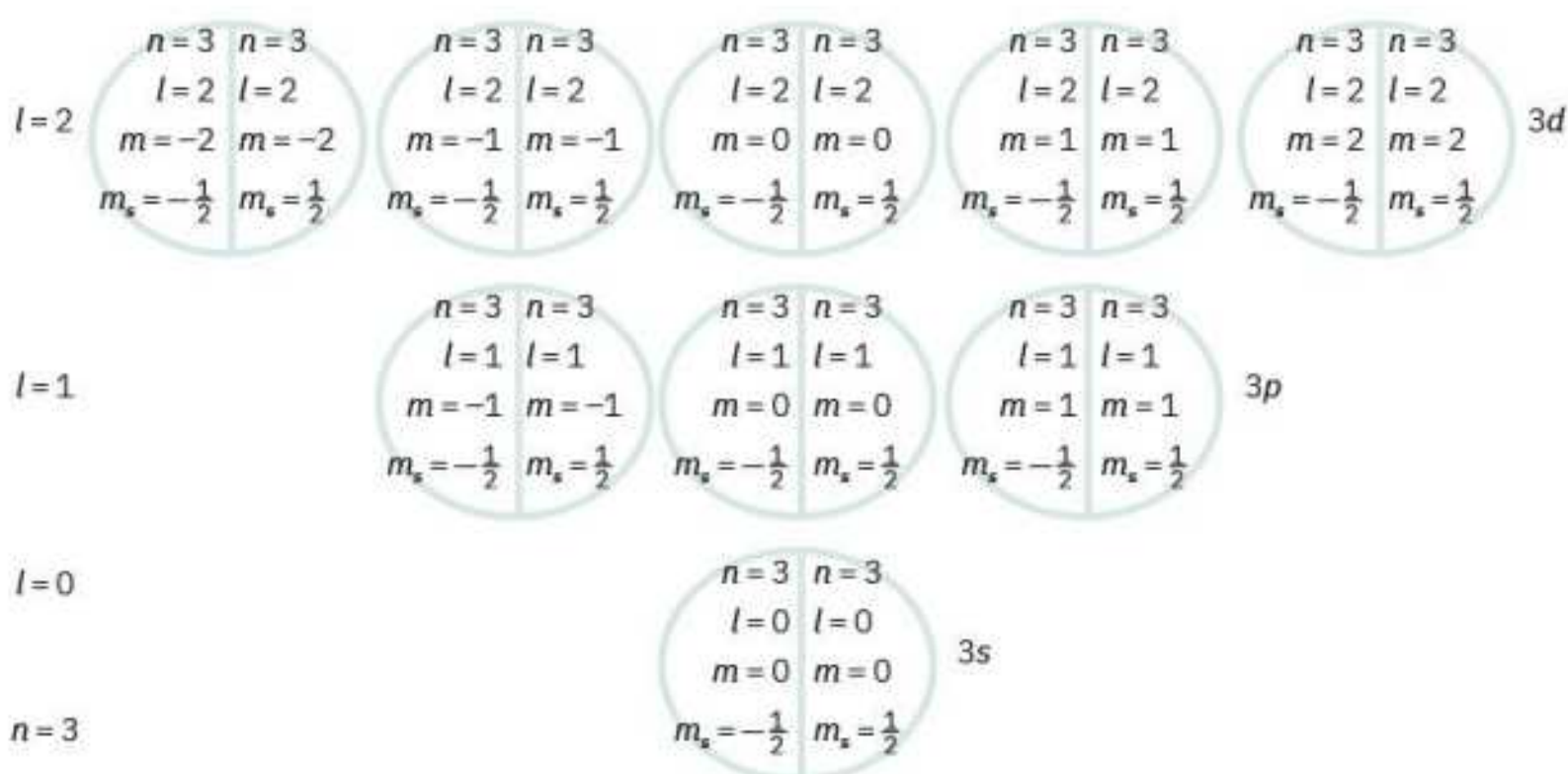
stan kwantowy

 orbital

Przypisanie zestawu liczb kwantowych opisujących stany kwantowe pierwszych dwóch powłok przedstawia rysunek 13. Jeden stan kwantowy może odpowiadać tylko jednemu elektronowi.



Rysunek 13. Stany kwantowe pierwszych dwóch powłok elektronowych.



Rysunek 14. Stany kwantowe trzeciej powłoki elektronowej.

Ćwiczenia

4. Ustal liczbę możliwych stanów kwantowych w drugiej powłoce. Przypisz każdemu z tych stanów odpowiednie liczby kwantowe.
5. Określ liczbę możliwych stanów kwantowych dla 4 powłoki.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- Elektron należy sobie wyobrazić jako „**chmurę**” **ładunku ujemnego**, która otacza jądra atomu. s. 18
- **Zasada nieoznaczoności Heisenberga** mówi, iż niemożliwe jest jednocześnie dokładne określenie położenia oraz pędu elektronu. s. 19
- **Orbital atomowy** to obszar wokół jądra, w którym prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe. Orbitale atomowe różnią się kształtem, wielkością, orientacją przestrzenną oraz energią. Wyróżnia się orbitale typu s , p , d oraz f . s. 22

$n=1$

$n=2$

$n=3$



- s. 23 • Każdy stan energetyczny (kwantowy) elektronu można opisać, stosując cztery **liczby kwantowe**: główną n , poboczną l , magnetyczną m oraz magnetyczną spinową m_s .

Liczby kwantowe				
wielkość kwan- towana	energia	wartość momen- tu pędu	orientacja prze- strzenna wektora momentu pędu	orientacja prze- strzenna wektora spinu
symbol liczby kwantowej	n	l	m	m_s
nazwa liczby kwantowej	główna liczba kwantowa	poboczna liczba kwantowa	magnetyczna licz- ba kwantowa	magnetyczna spinowa liczba kwantowa
liczba możliwych wartości liczby kwantowej	∞	n	$2l + 1$	2
znaczenie liczby kwantowej	liczba pozio- mów energe- tycznych	liczba podpo- ziomów energe- tycznych	liczba orbitali ato- mowych w danym podpoziomie ener- getycznym	liczba stanów kwantowych w orbitalu ato- mowym
możliwe warto- ści liczby kwan- towej	kolejne liczby naturalne 1, 2, 3, ...	liczby całkowite od 0 do $(n - 1)$	liczby całkowite od $-l$ do $+l$	$\frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$
praktyczne znaczenie liczby kwantowej	decyduje o roz- miarze orbitala atomowego	decyduje o kształcie orbi- tala atomowego	decyduje o orienta- cji przestrzennej or- bitala atomowego	–

- s. 21 • **Powłoka elektronowa** to zbiór stanów kwantowych o tej samej głównej liczbie kwantowej.
- s. 22 • **Podpowłoka elektronowa** to zbiór stanów kwantowych o tej samej głównej i pobocznej liczbie kwantowej.
- s. 19 • **Orbital atomowy** to zbiór stanów kwantowych opisywanych przez te same liczby kwantowe n , l i m .
- s. 23 • **Stan kwantowy** to stan energetyczny elektronu opisywany przez liczby kwantowe n , l , m i m_s .

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij terminy: orbital atomowy, powłoka elektronowa, podpowłoka elektronowa, stan kwantowy, zakaz Pauliego, zasada nieoznaczoności Heisenberga.
- Wymień i krótko scharakteryzuj typy orbitali atomowych.
- Określ maksymalną liczbę elektronów, jakie mogą obsadzić drugą oraz czwartą powłokę. Podaj symbole literowe tych powłok.



4. Podaj:

- poboczną liczbę kwantową dla orbitalu typu d ;
- główną liczbę kwantową dla powłoki K oraz N ;
- wartości magnetycznej liczby kwantowej dla $l = 3$;
- liczbę orbitali atomowych podpowłoki opisanej liczbą poboczną równą 2;
- jakie wartości przyjmuje magnetyczna spinowa liczba kwantowa;
- maksymalną liczbę elektronów występujących na podpowłoce opisanej poboczną liczbą kwantową równą 1.

5. Przedstaw komplet liczb kwantowych dla elektronów na orbitalu typu d znajdujących się na powłoce N .

6. Podaj liczbę możliwych stanów kwantowych na powłokach K , L , M oraz N . Przypisz wszystkim możliwym stanom z drugiej powłoki odpowiednie liczby kwantowe.

4. Promieniotwórczość*

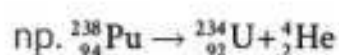
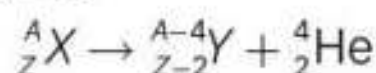
NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co charakteryzuje pierwiastki promieniotwórcze;
- jak dzieli się przemiany promieniotwórcze;
- czym charakteryzują się poszczególne typy przemian promieniotwórczych;
- co określa czas połowicznego rozpadu (okres półtrwania).

Jądra atomów rozmaitych pierwiastków charakteryzują się różną trwałością. Najtrwalsze są jądra atomów składające się z takiej samej liczby protonów i neutronów. Trwałość jądra maleje wraz ze wzrostem liczby protonów. Jądra mające powyżej 82 protonów są szczególnie nietrwałe.

4.1. Promieniotwórczość naturalna

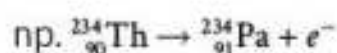
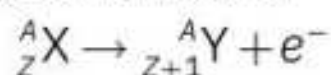
Pierwiastki, których atomy są nietrwałe, tzn. mają zdolność do samorzutnego rozpadu, nazywa się **promieniotwórczymi** lub **radioaktywnymi**. Rozpad jąder atomów wiąże się ze zmianą liczby atomowej oraz masowej. Naturalne przemiany promieniotwórcze określa się jako α lub β^- . W przypadku przemiany α rozpadowi jąder towarzyszy **emisja promieniowania α** , czyli strumieni jąder helu (${}^4_2\text{He}$) poruszających się z bardzo dużą prędkością. Jądro atomu, emitując cząstkę α , traci dwa neutrony oraz dwa protony. Z atomu pierwiastka o liczbie masowej A i liczbie atomowej Z powstaje atom pierwiastka o liczbie masowej $A - 4$ oraz liczbie atomowej $Z - 2$.



naturalne
przemiany
promieniotwórcze



Promieniowaniu β^- towarzyszy strumień przemieszczających się elektronów, poruszających się z prędkością porównywalną do prędkości światła. Promieniowanie to nie zmienia masy jądra, wzrasta natomiast jego ładunek w wyniku zmiany neutronu w proton. Powstaje jądro pierwiastka o większej o jeden liczbie atomowej $Z + 1$ oraz tej samej liczbie masowej.



Przemianom α i β^- często towarzyszy promieniowanie elektromagnetyczne γ , które rozchodzi się z prędkością światła.

pierwiastek
promieniotwórczy

Pierwiastek promieniotwórczy – pierwiastek, którego jądra atomów samorzutnie się rozpadają, przekształcając się w jądra atomów lżejszych pierwiastków oraz emitując cząstki α , β^- lub promieniowanie γ .

Zapisując reakcję przemiany, należy wyznaczyć liczbę atomową i masową (zgodnie z podanymi powyżej zależnościami) oraz odnaleźć w układzie okresowym pierwiastków symbol pierwiastka o wyznaczonej liczbie atomowej.

Ćwiczenia

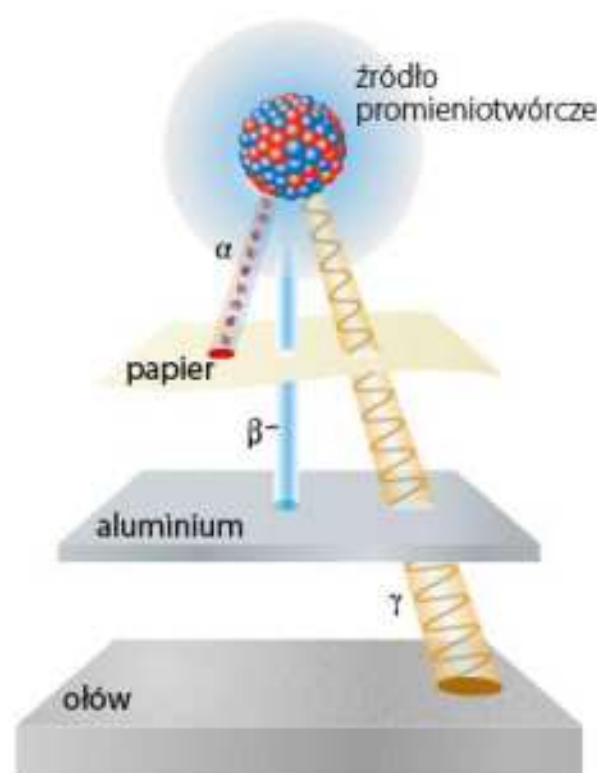
1. Napisz w zeszycie przemianę α , jakiej ulegnie atom ${}_{92}^{238}\text{U}$, pamiętając, że promieniowaniu α towarzyszy emisja cząstki ${}_2^4\text{He}$.
2. Ustal, jaki atom powstanie w wyniku przemiany β^- ${}_{73}^{186}\text{Ta}$.

Wszystkie rodzaje promieniowania charakteryzują się odmiennymi zdolnościami przenikania przez rozmaite materiały. Zdolności te są zależne od rodzaju promieniowania oraz od typu i grubości materiału. Najmniej przenikliwe jest promieniowanie α . Nie pokona ono przeszkody w postaci kartki papieru. Promieniowanie β^- ma wielometrowy zasięg i może zostać powstrzymane przez kilkucentymetrową blachę aluminiową. Promieniowanie γ jest natomiast najbardziej przenikliwe. Bariere dla niego stanowi gruba warstwa betonu, ołowiu lub stali (rysunek 15).

promieniowanie α

promieniowanie β^-

promieniowanie γ



Rysunek 15. Zasięg promieniowania α , β^- , γ w zależności od rodzaju napotkanego materiału.



4.2. Szybkość przemian promieniotwórczych

Szybkość rozpadu jąder atomu pierwiastka radioaktywnego jest charakterystyczna dla tego pierwiastka oraz niezależna od liczby jego atomów. Miarą tej szybkości jest **czas połowicznego rozpadu** oznaczany symbolem $t_{1/2}$. To czas, po którym pozostaje połowa początkowej liczby jąder danego nuklidu.

Przykład 1

Okres półtrwania dla 10 g nuklidu X wynosi 10 dni. Ile będzie wynosić masa próbki po 50 dniach?

Rozwiązanie:

Za każdym razem, gdy upłynie 10 dni, masa próbki zmniejsza się dwukrotnie.

- po 10 dniach wynosi: $10 \text{ g} : 2 = 5 \text{ g}$,
- po kolejnych 10 dniach (sumarycznie po dniach 20) wynosi: $5 \text{ g} : 2 = 2,5 \text{ g}$,
- po kolejnych 10 dniach (sumarycznie po 30 dniach) wynosi: $2,5 \text{ g} : 2 = 1,25 \text{ g}$,
- po 40 dniach masa próbki wynosi: $1,25 \text{ g} : 2 = 0,625 \text{ g}$,
- po 50 dniach wynosi: $0,625 \text{ g} : 2 = 0,3125 \text{ g}$.

Czas [liczba dni]	0	10	20	30	40	50
Masa próbki pierwiastka X [g]	10	5	2,5	1,25	0,625	0,3125

Po upływie 50 dni masa próbki wynosi 0,3125 g.

Czas połowicznego rozpadu (okres półtrwania) to czas, po którym rozpadowi ulega dokładnie połowa początkowej liczby jąder atomów pierwiastka promieniotwórczego.

czas
połowicznego
rozpadu (okres
półtrwania)

Ćwiczenie

3. Przerysuj tabelę do zeszytu i ją uzupełnij. Określ, ile wynosi czas połowicznego rozpadu pierwiastka promieniotwórczego, jeśli po 8 dniach z 3 kg tego pierwiastka zostało 187,5 g.

Czas [liczba dni]	0				8
Masa próbki pierwiastka	3 kg				187,5 g



PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Pierwiastek promieniotwórczy** (radioaktywny) to pierwiastek, którego atomy są nietrwałe i zdolne do samorzutnego rozpadu. s. 28
- **Naturalne przemiany promieniotwórcze:** s. 27
 - przemiana α ${}_Z^AX \rightarrow {}_{Z-2}^{A-4}Y + {}_2^4\text{He}$
 - przemiana β^- ${}_Z^AX \rightarrow {}_{Z+1}^AY + e^-$

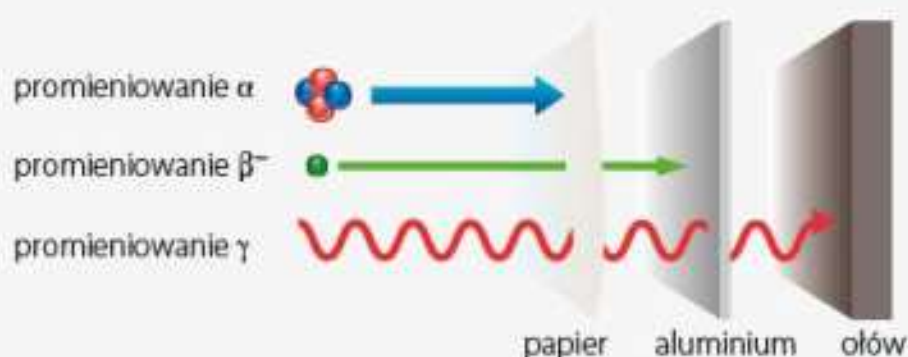


s. 29

- **Czas połowicznego rozpadu** (okres półtrwania) to czas, po którym rozpadowi ulega dokładnie połowa początkowej liczby jąder atomów pierwiastka promieniotwórczego.

s. 28

- Różne rodzaje promieniowania charakteryzują się różną zdolnością do przenikania przez różne materiały.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Napisz w zeszycie równanie przemiany α , jakiej ulegnie atom A_ZX .
2. Napisz w zeszycie równanie przemiany β^- , jakiej ulegnie atom pierwiastka toru o liczbie atomowej 90 oraz masowej 228.
3. Wskaż pierwiastki, których atomy rozpadły się, emitując strumień elektronów oraz przekształcając się w atomy pierwiastków:
a) baru; b) niklu; c) helu; d) azotu.
4. Wskaż pierwiastki, które powstały w wyniku przemiany α atomów pierwiastków:
a) uran-238; b) rad-226; c) tor-232; d) tor-227.
5. Określ czas połowicznego rozpadu pierwiastka promieniotwórczego, jeżeli z 2 g tego pierwiastka po godzinie zostało 125 mg.

5. Układ okresowy pierwiastków

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym jest prawo okresowości;
- jak jest zbudowany układ okresowy pierwiastków;
- jak tworzone są symbole i nazwy pierwiastków.

Opracowanie systematyki pierwiastków chemicznych zawdzięczamy rosyjskiemu chemikowi Dymitrowi Mendelejewowi. Postanowił on przyjąć masy atomowe oraz wartościowości jako najbardziej charakterystyczne cechy pierwiastków i wykorzystał je do stworzenia ich uporządkowanego zbioru.



5.1. Prawo okresowości

Analizując właściwości pierwiastków, Mendelejew sformułował **prawo okresowości pierwiastków**. Ułożył je zgodnie ze wzrastającą masą atomową i zauważył, że najpierw co ósmy, a potem co dwunasty pierwiastek wykazuje podobne właściwości. Wykorzystując te informacje, zestawiał wszystkie pierwiastki w tabelce, tworząc pierwszy **układ okresowy pierwiastków**.

Układ okresowy pierwiastków to zbiór pierwiastków ułożonych zgodnie z prawem okresowości.

układ okresowy
pierwiastków

Prawu okresowości podlegają zarówno właściwości chemiczne, jak i fizyczne, tj. gęstość, temperatura topnienia, twardość czy przewodność elektryczna. Z tego względu poziome szeregi układu okresowego pierwiastków nazywano **okresami**. Pionowe kolumny pierwiastków o regularnie zmieniających się właściwościach fizycznych i chemicznych to **grupy**. Porządkując znane wówczas pierwiastki, Mendelejew zauważył, że niektóre z nich nie wykazywały właściwości takich, jak inne w grupie, do której były przypisane. Okresowa zmienność właściwości traciła swoją ciągłość, w układzie okresowym tworzyły się luki. Jak się później okazało, były to wolne miejsca dla pierwiastków jeszcze nieodkrytych.

Prawo okresowości dotyczy pierwiastków ułożonych zgodnie ze wzrostem liczby atomowej, których właściwości chemiczne i fizyczne zmieniają się okresowo.

prawo
okresowości

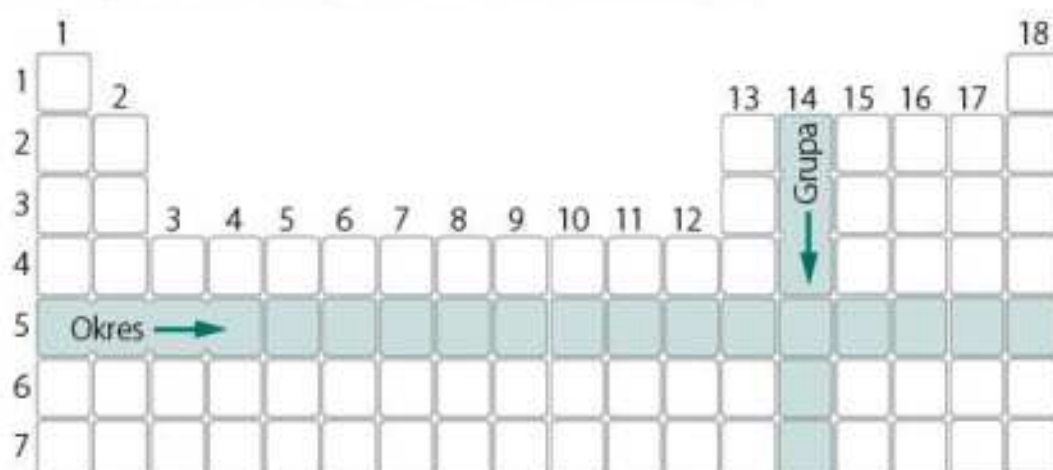
Podobieństwo właściwości w grupie jest istotniejsze niż masy atomowe. Dlatego istnieją wyjątki w rozmieszczaniu pierwiastków zgodnie ze wzrostem masy atomowej. Na przykład lżejszy jod (126,9 u) z powodu właściwości zbliżonych do fluoru, chloru i bromu został umieszczony z nimi w grupie za tellurem (127,6 u). Mendelejew przypuszczał, że te anomalie są spowodowane błędnym wyznaczeniem mas atomowych. Późniejsze badania wykazały, że na właściwości chemiczne pierwiastków większy wpływ niż masa atomowa ma wewnętrzna budowa atomu. Dlatego też obecnie przyjmuje się, że to liczba atomowa determinuje miejsce pierwiastka w układzie okresowym.

Grupy to pionowe kolumny w układzie okresowym.

grupy

Okresy to poziome szeregi w układzie okresowym.

okresy



Rysunek 16. Układ okresowy pierwiastków tworzy 18 grup oraz 7 okresów.



5.2. Budowa układu okresowego

Układ okresowy składa się z 7 okresów oraz 18 grup. Grupy 1 i 2 oraz od 13 do 18 są nazywane grupami głównymi. Nazwy grup głównych pochodzą od nazw pierwszych pierwiastków w nich występujących. Wyjątek stanowi grupa 1, której nazwa pochodzi od drugiego pierwiastka z tej grupy.

Grupa 1 – litowce

Grupa 2 – berylownice

Grupa 13 – borowce

Grupa 14 – węglowce

Grupa 15 – azotowce

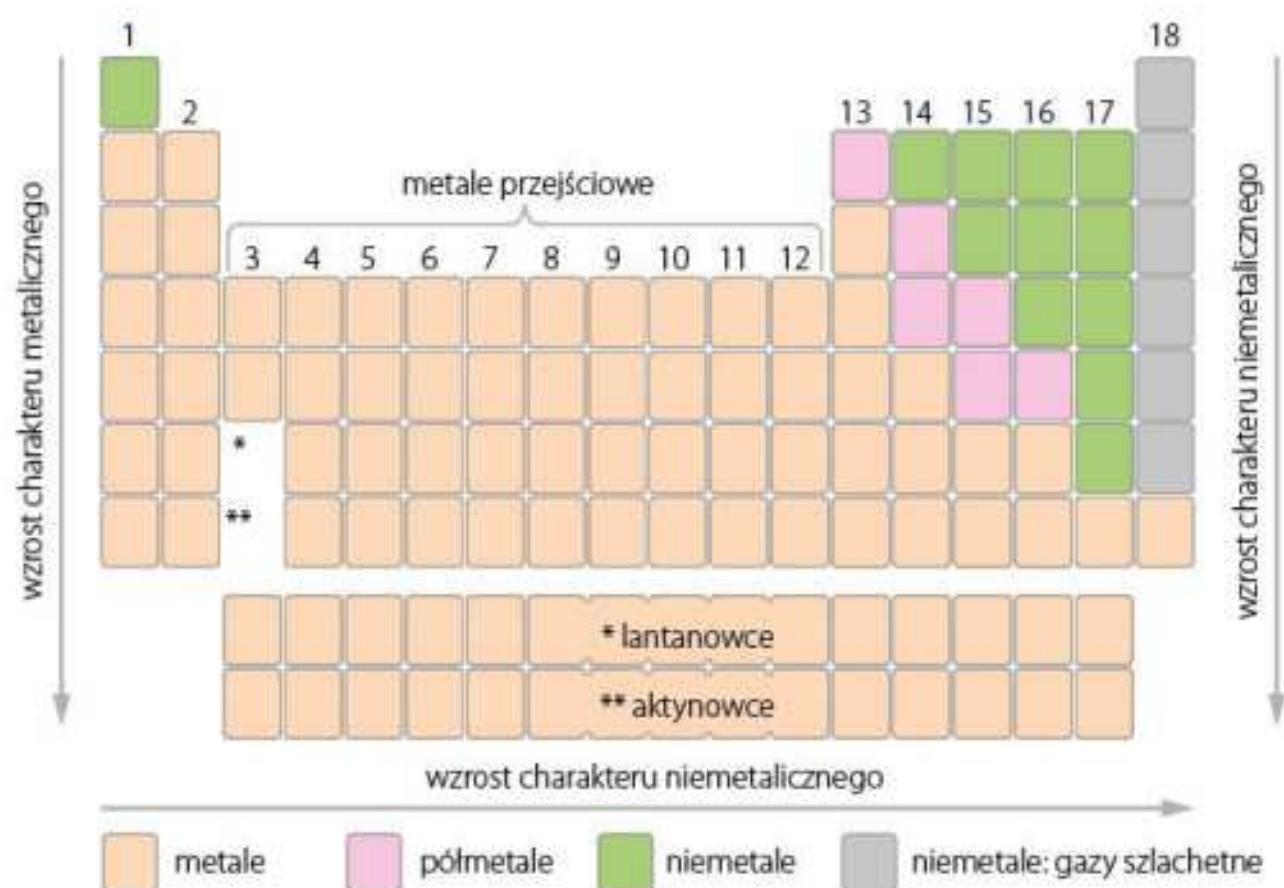
Grupa 16 – tlenowce

Grupa 17 – fluorowce

Grupa 18 – helowce

metale, niemetale
i półmetale

Do grupy 18 należą pierwiastki gazowe, które są biernie chemicznie (nieaktywne), w związku z czym są one nazywane **gazami szlachetnymi**. Grupy od 3 do 12 układu okresowego określa się jako **grupy przejściowe** (poboczne). Pierwiastki chemiczne o liczbach atomowych od 58 do 71 są zwane **lantanowcami**, a o liczbach atomowych 90 do 103 – **aktynowcami**.



Rysunek 17. Położenie pierwiastka w układzie okresowym oraz kierunek okresowej zmienności jego właściwości.

Ze względu na charakter pierwiastka, zgodnie z regułą okresowości, pierwsze dwie grupy tworzą **metale** (wyjątek stanowi wodór). **Niemetale** znajdują się w grupach od 13 do 17, przy czym ich liczba w grupie rośnie wraz z numerem grupy. Między metalami a niemetalami w układzie okresowym znajdują się tzw. **metale przejściowe**. Natomiast na granicy między metalami przejściowymi i niemetalami w układzie okresowym znajdują się **półmetale**.



Obecnie układ okresowy pierwiastków zawiera 118 symboli pierwiastków chemicznych. Naturalnie na Ziemi występują 94 pierwiastki, z których np. astat jedynie przejściowo, w naturalnych reakcjach jądrowych. Poza symbolem pierwiastka w układzie okresowym pierwiastków zawsze znajduje się liczba atomowa (umieszczona z reguły po lewej stronie u dołu symbolu pierwiastka) oraz średnia masa atomowa (znajdująca się najczęściej bezpośrednio pod symbolem pierwiastka).

	1
	Li
liczba atomowa →	3
	lit
masa atomowa →	6,941

Rysunek 18. Z układu okresowego pierwiastków można odczytać m.in. liczbę atomową oraz średnią masę atomową.

5.3. Symbole i nazwy pierwiastków

Symbole tworzy się na podstawie skróconych nazw pierwiastków w języku łacińskim: żelazo – Fe (*ferrum*), złoto – Au (*aurum*), tlen – O (*oxygenium*), miedź – Cu (*cuprum*) itd.

Nazwy pierwiastków nadaje Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC – *International Union of Pure and Applied Chemistry*). Ich polskie brzmienie zatwierdza Komisja Nomenklatury Chemii Nieorganicznej Polskiego Towarzystwa Chemicznego. Nazwy pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych od 101 do 112 pochodzą od nazwisk naukowców lub miejsc, w których zostały odkryte, np.: $_{102}\text{Cn}$ – kopernik, $_{112}\text{No}$ – nobel.

Ćwiczenia

1. Znajdź w układzie okresowym pierwiastków pięć pierwiastków, których nazwy pochodzą od miejsc ich odkrycia.
2. Znajdź w układzie okresowym pierwiastek leżący w grupie 17 i okresie 4.
3. Znajdź pierwiastek znajdujący się w grupie 16 i okresie 3 układu okresowego. Podaj liczbę protonów, elektronów oraz neutronów dla najpopularniejszego izotopu tego pierwiastka.
4. Podaj liczbę możliwych stanów kwantowych dla atomu pierwiastka leżącego w okresie 4 układu okresowego pierwiastków, który należy do grupy fluorowców.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Prawo okresowości** dotyczy pierwiastków, ułożonych zgodnie ze wzrostem liczby atomowej, których właściwości chemiczne i fizyczne zmieniają się okresowo.
- **Układ okresowy** to zbiór pierwiastków ułożonych zgodnie z prawem okresowości. Zawiera symbole pierwiastków wraz z liczbami atomowymi oraz średnią masę atomową. Składa się z 7 **okresów** (poziome szeregi) oraz 18 **grup** (pionowe kolumny).

s. 31

s. 31



- Grupy 1 i 2 oraz od 13 do 18 są nazywane **grupami głównymi**. Grupy od 3 do 12 układu okresowego nazywa się **grupami przejściowymi** (pobocznymi).

- Ze względu na charakter metaliczny pierwsze dwie grupy główne stanowią **metale** (wyjątek to wodór). **Niemetale** znajdują się w grupach od 13 do 17. Między metalami a niemetalami znajdują się **metale przejściowe**. Między niemetalami a metalami przejściowymi znajdują się **półmetale**. Grupy 18 układu okresowego stanowią **gazy szlachetne**.

1. Podaj przykłady pierwiastków chemicznych, których nazwy pochodzą od:
a) nazwisk naukowców; b) miejsc ich odkrycia.
2. Korzystając z układu okresowego, podaj symbol oraz nazwę pierwiastka:
a) leżącego w grupie 8 i okresie 4; b) o liczbie atomowej 80;
c) o średniej masie atomowej 126,90 u.
3. Podaj po trzy przykłady pierwiastków chemicznych:
a) leżących w grupach głównych układu okresowego; f) leżących w grupach pobocznych układu okresowego;
b) będących metalami; g) należących do gazów szlachetnych;
c) będących niemetalami; h) należących do fluorowców;
d) należących do lantanowców; i) należących do litowców.
e) należących do aktynowców;

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym jest konfiguracja elektronowa;
- jaka jest kolejność obsadzania elektronami orbitali atomowych;
- jakie są sposoby zapisu konfiguracji elektronowej;
- jak rozmieścić elektrony na orbitalach atomowych w przypadku jonów;
- o czym mówi zakaz Pauliego oraz reguła Hunda;
- co to są elektrony walencyjne, a czym jest rdzeń atomowy.

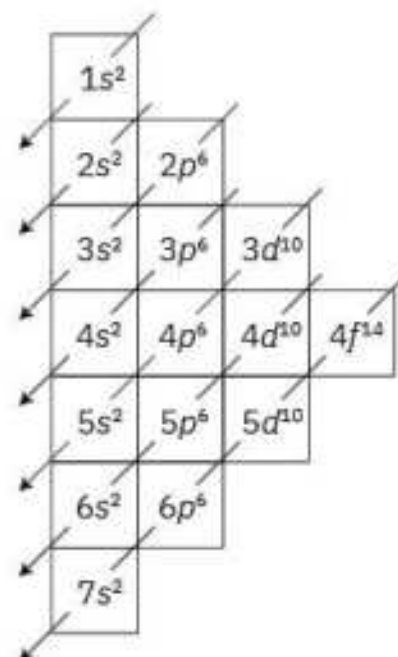
Podstawą poznanego prawa okresowości pierwiastków jest regularne powtarzanie się odpowiednich typów rozmieszczenia elektronów na orbitalach atomowych w podpoziomach (podpowłokach) i poziomach energetycznych (powłokach) w miarę wzrostu liczby atomowej. Zapis przedstawiający rozmieszczenie elektronów nazywa się **konfiguracją elektronową**.



6.1. Zapełnianie orbitali atomowych

Do napisania konfiguracji elektronowej niezbędna jest znajomość liczby elektronów w atomie lub jonie. Pomocne są informacje o głównej liczbie kwantowej (liczbie poziomów energetycznych) oraz pobocznej liczbie kwantowej (o symbolu orbitala atomowego).

Sposób obsadzania przez elektrony orbitali nie jest przypadkowy. Ustalenie konfiguracji elektronowej podlega trzem zasadom: znanemu już zakazowi Pauliego, regule Hunda oraz kolejności zajmowania przez elektrony poszczególnych orbitali (tj. od orbitala o najniższej energii do orbitala o najwyższej energii) (rysunek 19).



Rysunek 19. Kolejność zapełniania orbitali przez elektrony w atomach pierwiastków.

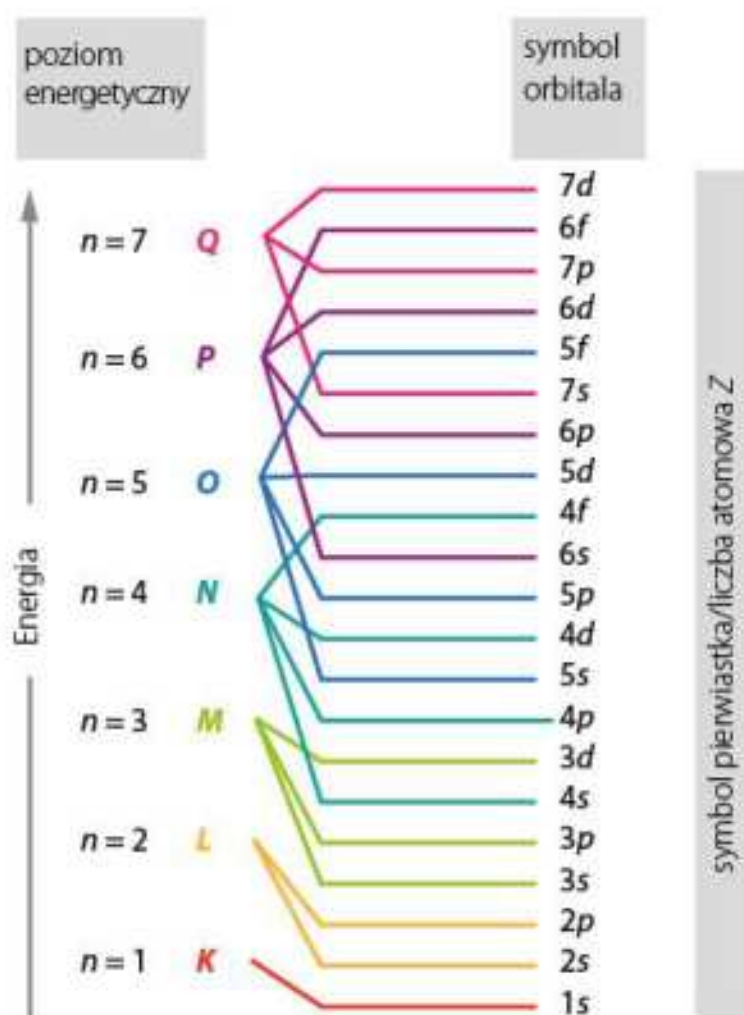
Konfiguracja elektronowa przedstawia sposób obsadzania przez elektrony poszczególnych stanów kwantowych (orbitali).

konfiguracja
elektronowa

Poziomy energetyczne (powłoki) charakteryzują się różną wartością energii. Im większa główna liczba kwantowa (wyższy numer powłoki), tym większa energia. Wraz ze wzrostem głównej liczby kwantowej rośnie także liczba podpowłok i orbitali na danej powłoce. Maleją natomiast różnice energii między poszczególnymi poziomami energetycznymi do tego stopnia, że niektóre orbitale z wyższych poziomów energetycznych mają niższą energię niż orbitale z odpowiednio niższych poziomów energetycznych (rysunek 20).

6.2. Zapis konfiguracji elektronowej

Najprostszy i dostarczający najmniej informacji o rozmieszczeniu elektronów w atomie lub jonie jest zapis ograniczający się do powłok, czyli poziomów energetycznych. Pierwsza powłoka *K* znajduje się najbliżej jądra atomu. Atomami mającymi w stanie podstawowym wyłącznie powłokę *K* są wodór, mający jeden elektron, oraz hel, mający dwa elektrony. Zgodnie ze wzorem $2n^2$ (gdzie n to numer powłoki) na maksymalną liczbę elektronów obsadzających daną powłokę dwa to najwyższa liczba elektronów, jaką może przyjąć powłoka *K*. Kolejny pierwiastek, o liczbie atomowej 3, to lit. Dwa elektrony ma



Rysunek 20. Diagram poziomów i podpoziomów energetycznych.



rozmieszczone tak samo, jak poprzedzający go hel, a trzeci elektron lokuje się na powłoce drugiej *L*, która maksymalnie może przyjąć 8 elektronów. Liczba 8 to także maksymalna liczba elektronów na najbardziej zewnętrznej powłoce danego atomu pierwiastka. Z kolei największa liczba powłok elektronowych, jaką może mieć atom pierwiastka, wynosi 7 (tyle, ile jest okresów w układzie okresowym pierwiastków).

Pierwiastek o liczbie atomowej 88 to rad znajdujący się w 7 okresie układu okresowego. Ma 88 elektronów rozlokowanych na siedmiu powłokach.

W tym zapisie podaje się symbol literowy powłoki (*K, L, M, N, O, P, Q*) oraz liczbę elektronów w indeksie górnym zapisanym za symbolem powłoki. Całkowita suma indeksów górnych wszystkich powłok odpowiada liczbie elektronów w atomie, czyli liczbie atomowej pierwiastka.

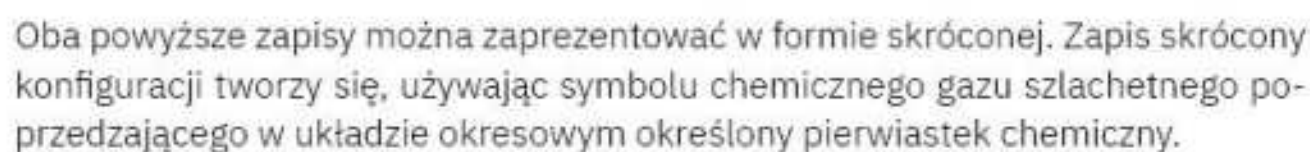
Rozkład elektronów na powłokach, np. dla atomu chloru, przedstawia się następująco:



Tabela 7. Rozmieszczenie elektronów na powłokach dla pierwiastków do $Z = 20$.

Pierwiastek	Liczba elektronów na powłokach			
	K	L	M	N
${}_1\text{H}$	1			
${}_2\text{He}$	2			
${}_3\text{Li}$	2	1		
${}_4\text{Be}$	2	2		
${}_5\text{B}$	2	3		
${}_6\text{C}$	2	4		
${}_7\text{N}$	2	5		
${}_8\text{O}$	2	6		
${}_9\text{F}$	2	7		
${}_{10}\text{Ne}$	2	8		
${}_{11}\text{Na}$	2	8	1	
${}_{12}\text{Mg}$	2	8	2	
${}_{13}\text{Al}$	2	8	3	
${}_{14}\text{Si}$	2	8	4	
${}_{15}\text{P}$	2	8	5	
${}_{16}\text{S}$	2	8	6	
${}_{17}\text{Cl}$	2	8	7	
${}_{18}\text{Ar}$	2	8	8	
${}_{19}\text{K}$	2	8	8	1
${}_{20}\text{Ca}$	2	8	8	2

Dla atomu chloru konfiguracja elektronowa podpowłok elektronowych wygląda następująco:



1	${}^1_1\text{H}$																	${}^2_2\text{He}$	1						
2	${}^3_3\text{Li}$	${}^4_4\text{Be}$																	${}^5_5\text{B}$	${}^6_6\text{C}$	${}^7_7\text{N}$	${}^8_8\text{O}$	${}^9_9\text{F}$	${}^{10}_{10}\text{Ne}$	2
3	${}^{11}_{11}\text{Na}$	${}^{12}_{12}\text{Mg}$																	${}^{13}_{13}\text{Al}$	${}^{14}_{14}\text{Si}$	${}^{15}_{15}\text{P}$	${}^{16}_{16}\text{S}$	${}^{17}_{17}\text{Cl}$	${}^{18}_{18}\text{Ar}$	3
4	${}^{19}_{19}\text{K}$	${}^{20}_{20}\text{Ca}$	${}^{21}_{21}\text{Sc}$	${}^{22}_{22}\text{Ti}$	${}^{23}_{23}\text{V}$	${}^{24}_{24}\text{Cr}$	${}^{25}_{25}\text{Mn}$	${}^{26}_{26}\text{Fe}$	${}^{27}_{27}\text{Co}$	${}^{28}_{28}\text{Ni}$	${}^{29}_{29}\text{Cu}$	${}^{30}_{30}\text{Zn}$	${}^{31}_{31}\text{Ga}$	${}^{32}_{32}\text{Ge}$	${}^{33}_{33}\text{As}$	${}^{34}_{34}\text{Se}$	${}^{35}_{35}\text{Br}$	${}^{36}_{36}\text{Kr}$	4						

 $_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$
$$_{17}\text{Cl}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$$

**Przykład 1**

Rozmieść na powłokach elektrony w atomie wapnia.

Rozwiązanie:

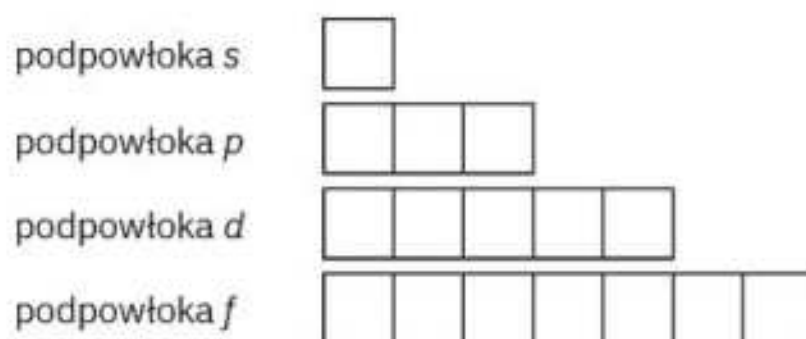
By rozmieścić elektrony na powłokach, należy zlokalizować określony pierwiastek w układzie okresowym, ustalić liczbę elektronów i liczbę powłok. Następnie zaczynając od wodoru i przesuwając się zgodnie ze wzrastającą liczbą atomową pierwiastków, trzeba przyporządkowywać kolejne elektrony odpowiednim powłokom. Należy pamiętać, iż przesunięcie się o jedną kratkę układu okresowego oznacza wzrost liczby atomowej, a zatem i liczby elektronów o jeden.

**Ćwiczenia**

1. Rozmieść na powłokach elektrony magnezu, boru, fosforu i wapnia.
2. Przedstaw w formie pełnej oraz skróconej konfigurację elektronową atomów węgla, tlenu, siarki.

klatki Hunda

Najbardziej dokładny i dostarczający najwięcej informacji jest zapis graficzny orbitali za pomocą tzw. **klatek Hunda**. Każdemu orbitalowi atomowemu odpowiada jedna klatka. Podpoziom energetyczny typu *s* ma 1 orbital przedstawiony



Rysunek 21. Klatki Hunda.

graficznie w formie jednej klatki, podpoziom energetyczny typu *p* tworzą trzy orbitale przedstawione w formie trzech klatek, podpoziom *d* – pięciu klatek, a podpoziom *f* – siedmiu klatek. Elektron przedstawia się w formie strzałki skierowanej w górę (↑) lub dół (↓) w zależności od orientacji spinu.

Tabela 8. Graficzna prezentacja obsadzonych elektronami orbitali na poszczególnych podpoziomach energetycznych z wykorzystaniem klatek Hunda.

Poziom energetyczny	Liczba orbitali atomowych	Schemat klatkowy
<i>s</i>	1	
<i>p</i>	3	
<i>d</i>	5	
<i>f</i>	7	



By poprawnie graficznie przedstawić elektrony na schemacie klatkowym, należy stosować się do **zakazu Pauliego** (w jednej klatce nie mogą występować elektrony oznaczone strzałkami o tym samym zwrocie) oraz **reguł Hunda**, zgodnie z którymi:

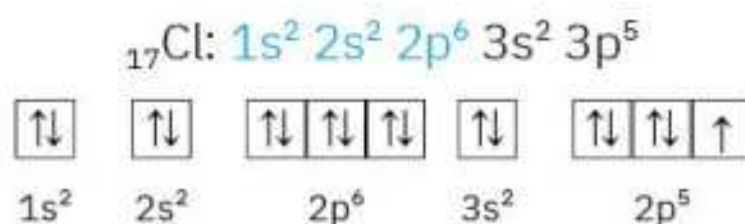
reguły Hunda

- liczba niesparowanych elektronów na danym podpoziomie energetycznym (podpowłoce) musi być jak największa;
- pary elektronów tworzą się dopiero po wypełnieniu pojedynczymi elektronami wszystkich orbitali atomowych;
- niesparowane elektrony na danej podpowłoce mają jednakową orientację spinu we wszystkich orbitalach atomowych (w prezentacji graficznej oznacza to, iż strzałki mają ten sam zwrot).

1 elektron	$\uparrow \square \square$	} elektrony niesparowane
2 elektrony	$\uparrow \uparrow \square$	
3 elektrony	$\uparrow \uparrow \uparrow$	
4 elektrony	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$	dwa niesparowane
5 elektronów	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	jeden niesparowany
6 elektronów	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	wszystkie sparowane

Rysunek 22. Rozmieszczenie elektronów na podpowłoce p.

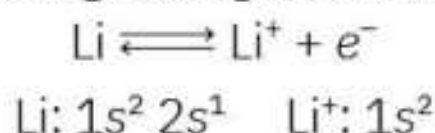
Konfiguracja elektronowa atomu chloru przedstawiona w postaci klatek Hunda wygląda tak:



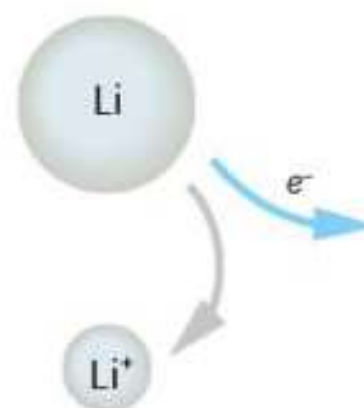
6.3. Konfiguracja elektronowa jonów

Konfigurację elektronową zapisuje się również dla jonów. Aby poprawnie rozmieścić elektrony w jonach, należy pamiętać, że zmienia się liczba elektronów kationu bądź anionu względem atomu obojętnego, z którego powstały. **Kation**, jon o ładunku dodatnim, powstaje w wyniku dostarczenia energii i utraty elektronu lub elektronów – czyli **procesu jonizacji**. Zmniejsza się zatem jego liczba elektronów na powłokach zewnętrznych, czemu towarzyszy pojawienie się ładunku dodatniego równego co do wartości liczbie oderwanych elektronów.

kation



Konfiguracja elektronowa kationu powstałego z atomów pierwiastków grup głównych odpowiada konfiguracji elektronowej atomu obojętnego znajdującego się w układzie okresowym w kratce odnalezionej przez przesunięcie się zgodnie z malejącą liczbą atomową – od atomu, który utworzył dany kation – o liczbę kratek równą liczbie utraconych elektronów.



Rysunek 23. Tworzenie kationu.



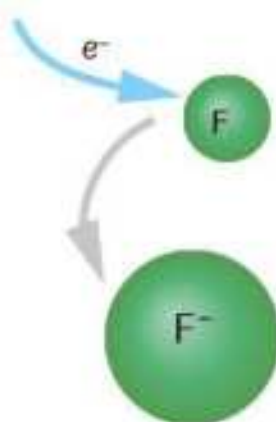
1																	18
	2																He
← Li																	
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						

Sposób tworzenia się kationu powstałego z atomów pierwiastków grup pobocznych oraz konfiguracja elektronowa pierwiastków grup pobocznych są opisane w rozdziale 7.2.

jonizacja

Jonizacja to proces tworzenia kationów przez oderwanie elektronu w wyniku dostarczenia energii.

anion



Rysunek 24. Tworzenie anionu.

Atom obojętny po przyjęciu jednego lub kilku dodatkowych elektronów na powłokę zewnętrzną staje się **anionem**, jonem o ładunku ujemnym. Wartość jego ładunku jest równa liczbie przyjętych elektronów. Procesowi tworzeniu anionów towarzyszy wydzielanie energii (E).



Konfiguracja elektronowa anionu odpowiada konfiguracji elektronowej atomu obojętnego znajdującego się w układzie okresowym w kratce odnalezionej przez przesunięcie się zgodnie z rosnącą liczbą atomową – od atomu, który utworzył dany anion – o liczbę kratek równą liczbie uzyskanych elektronów.



		18
16	17	
	F	Ne

Ćwiczenie

3. Napisz w zeszycie konfigurację elektronową jonów:
a) Be^{2+} , Na^+ ; b) Cl^- , S^{2-} .

6.4. Zjawisko promocji*

Zdarza się, że obsadzanie elektronami powłok czy podpowłok nie przebiega regularnie. Takie zjawisko nazywa się promocją.

promocja
elektronu

Promocja elektronu to zaburzenie kolejności zapewniania orbitali wynikające z utworzenia układu o niższej energii (korzystniejszego energetycznie) przez powstanie większej liczby niesparowanych elektronów prowadzące do większej symetrii przestrzennej orbitali minimalizującej niekorzystne wzajemne oddziaływanie elektronów.

Zgodnie z kolejnością obsadzania elektronów konfiguracja chromu powinna wyglądać następująco: ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$. Jednak poprawnie zapisana konfiguracja elektronowa wygląda tak: ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$.

Zwiększona liczba niesparowanych elektronów obniża energię takiego układu, zwiększając jego stabilność.

Ćwiczenie

- 4.* Przedstaw wszystkimi znanymi Ci sposobami konfiguracje elektronowe atomu Cu oraz jonu Cu^{2+} .



6.5. Elektrony walencyjne i rdzeń atomowy

Elektrony z najbardziej zewnętrznych powłok, zgodnie ze słabnącą siłą oddziaływania wraz ze wzrostem odległości oddziałujących obiektów, są najslabiej związane z jądrem atomowym. Z tego względu są najbardziej reaktywne i najłatwiej ulegają wymianie z innymi atomami. Takie elektrony są nazywane **elektronami walencyjnymi**. Liczba elektronów walencyjnych jest równa najwyższej z możliwych wartościowości pierwiastka. Pozostała część atomu, elektrony obsadzające poziomy energetyczne o niższej energii (niewalencyjne) wraz z jądrem, zwana jest **rdzeniem atomowym**. Rdzeń atomowy nie ma wpływu na właściwości chemiczne atomu.

Tabela 9. Elektrony rdzeniowe i walencyjne wybranych atomów.

	Elektrony z rdzenia atomowego	Elektrony walencyjne
${}_{7}\text{N}$	$1s^2$	$2s^2 2p^3$
${}_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2$
${}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^4$
${}_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^1$

Elektrony walencyjne to elektrony znajdujące się na najbardziej zewnętrznych powłokach, biorące udział w reakcjach chemicznych.

elektrony
walencyjne

Rdzeń atomowy stanowią elektrony niewalencyjne (bierne chemicznie) wraz z jądrem atomowym.

rdzeń atomowy

Ćwiczenie

5. Podaj liczbę elektronów walencyjnych atomów Cl, N, K oraz rozmieść je w odpowiednich orbitalach atomowych.





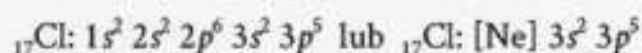
PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 35 • **Konfiguracja elektronowa** przedstawia rozmieszczenie elektronów na poszczególnych orbitalach.

- s. 21 • **Zapis ograniczający się do powłok:**



- s. 22 • **Zapis obsadzenia elektronami podpowłok:**

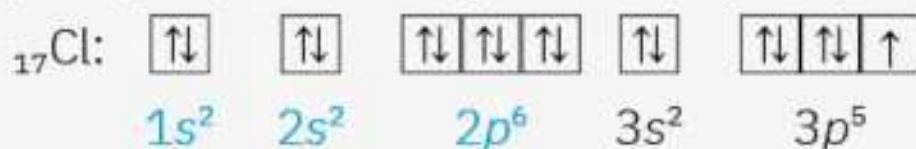


- s. 23 • **Zakaz Pauliego** mówi, że w jednej klatce mogą znajdować się maksymalnie dwa elektrony oznaczone strzałkami o przeciwnym zwrocie.

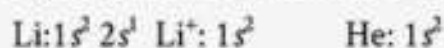
- s. 39 • **Reguła Hunda:**

- * liczba niesparowanych elektronów w danej podpowłoce musi być jak największa;
- * pary elektronów w podpowłoce tworzą się dopiero po zapelnieniu pojedynczymi elektronami wszystkich orbitali atomowych w danej podpowłoce;
- * niesparowane elektrony na danej podpowłoce mają jednakową orientację spinu we wszystkich orbitalach atomowych (strzałki mają ten sam zwrot).

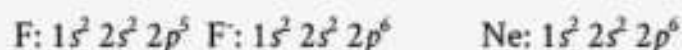
- s. 38 • **Zapis graficzny konfiguracji elektronowej** przedstawiony za pomocą tzw. **klatek Hunda**:



- s. 39 • **Kation**, jon o ładunku dodatnim, powstaje w wyniku dostarczenia energii i utraty elektronu lub elektronów. Wartość ładunku jest równa liczbie oderwanych elektronów. Konfiguracja elektronowa kationu grupy głównej X^{n+} odpowiada konfiguracji atomu pierwiastka znalezionej w układzie okresowym po przesunięciu się od pierwiastka X o n kratek w lewą stronę, np.:



- s. 40 • **Anion**, jon o ładunku ujemnym, powstaje po przyjęciu dodatkowego lub dodatkowych elektronów na powłokę zewnętrzną. Wartość ładunku jest równa liczbie przyjętych elektronów. Konfiguracja elektronowa anionu X^{n-} odpowiada konfiguracji atomu pierwiastka znalezionej w układzie okresowym po przesunięciu się od pierwiastka X o n kratek w prawą stronę, np.:

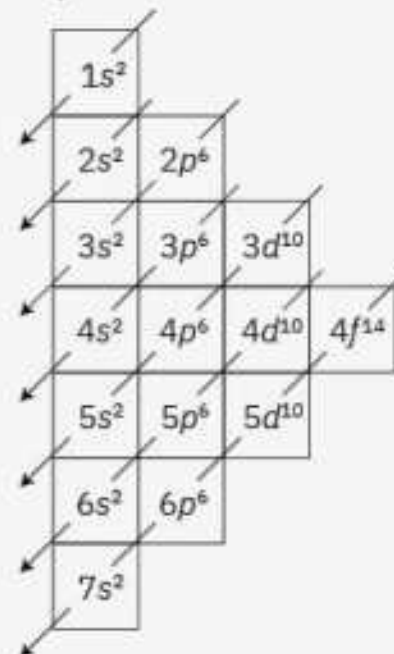


- s. 41 • **Elektrony walencyjne** to elektrony zajmujące najbardziej zewnętrzne powłoki; są najbardziej reaktywne i ulegają wymianie z innymi atomami.

- s. 41 • **Rdzeń atomowy** stanowi jądro atomowe wraz z elektronami niewalencyjnymi.

- s. 41 • **Promocja elektronu*** to zaburzenie w kolejności obsadzania orbitali wynikające z utworzenia bardziej trwałego, czyli niżej energetycznego układu.

Kolejność obsadzania orbitali





ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Rozmieść na powłokach elektrony w atomach: magnezu, boru, fosforu i wapnia.
2. Ustal konfigurację elektronową węgla, tlenu i siarki oraz zapisz ją symbolicznie w zeszycie w formie pełnej i skróconej.
3. Przedstaw graficznie konfigurację elektronową atomów azotu, argonu i potasu.
4. Przedstaw wszystkimi znanymi ci sposobami konfiguracje elektronowe jonów O^{2-} , Li^+ , Cl^- i Mg^{2+} .

7. Budowa i właściwości pierwiastka a jego położenie w układzie okresowym

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co to są bloki energetyczne układu okresowego;
- jakie są różnice między pierwiastkami grup głównych i pobocznych;
- jak zmieniają się właściwości pierwiastków w układzie okresowym;
- czym jest promień atomowy;
- jaka jest relacja wielkości promienia atomu do promienia jonu powstałego z danego atomu.

Układ okresowy to dobrze przemyślany zbiór pierwiastków. Ich ułożenie nie jest przypadkowe, ale wynika z wielu wzajemnych zależności.

7.1. Bloki energetyczne układu okresowego

bloki energetyczne

Konfiguracje elektronowe pierwiastków z tej samej grupy mają analogiczną konfigurację elektronów walencyjnych, dlatego też wykazują one zbliżone właściwości chemiczne. Dla pierwszej grupy pierwiastków z układu okresowego konfigurację powłoki walencyjnej można zapisać: ns^1 , gdzie n to numer okresu, ostatniej powłoki (a także główna liczba kwantowa). Podobnie zapis ns^2 to ogólny zapis konfiguracji elektronów walencyjnych dla drugiej grupy pierwiastków układu okresowego. Podpowłokę najbardziej zewnętrznej powłoki w obu tych grupach stanowi orbital typu s , stąd pierwiastki grupy pierwszej i drugiej należą do **energetycznego bloku s** układu okresowego. Do tego bloku zalicza się także atom helu, ponieważ jego konfiguracja elektronowa odpowiada zapisowi ns^2 .

konfiguracja
elektronów
walencyjnych

Analizując w podobny sposób konfigurację elektronów walencyjnych pierwiastków należących do grup 13–18, można stworzyć ogólny zapis konfiguracji elektronowej: $ns^2 np^1$, $ns^2 np^2$, $ns^2 np^3$, ..., $ns^2 np^6$. Wszystkie pierwiastki z tych grup

promocja
elektronu

Lantanowce oraz aktynowce należą do **energetycznego bloku f** . W atomach tych pierwiastków elektrony walencyjne zajmują orbital typu s ostatniej powłoki oraz orbitale typu f trzeciej od zewnątrz powłoki ($n - 2$). Liczba elektronów na podpowłoce f mieści się w zakresie od 1 do 14 elektronów (rysunek 25).

Rysunek 25. Rozmieszczenie energetycznych bloków typu s, p oraz d i f.

Tabela 10. Konfiguracja elektronów walencyjnych w grupach głównych układu okresowego.

44



Tabela 11. Konfiguracja elektronów walencyjnych w grupach pobocznych układu okresowego.

Numer grupy	3	4	5	6		12
Liczba elektronów walencyjnych	3	4	5	6	7–11	12
Konfiguracja elektronów walencyjnych	$ns^2(n-1)d^1$	$ns^2(n-1)d^2$	$ns^2(n-1)d^3$	$ns^2(n-1)d^4$	$ns^2(n-1)d^{(5-9)}$	$ns^2(n-1)d^{10}$

Ćwiczenie

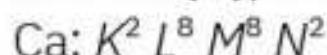
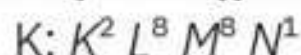
1. Do jakich bloków energetycznych należą: krzem, rubid, chrom, azot?



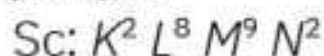
7.2. Różnice między pierwiastkami grup głównych i grup pobocznych*

Układ okresowy pierwiastków dostarcza wiele informacji o właściwościach pierwiastków. Zmieniająca się regularnie liczbę powłok budujących atom oraz liczba elektronów walencyjnych determinuje właściwości pierwiastków.

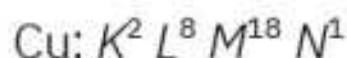
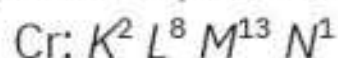
Liczba elektronów w najbardziej zewnętrznej powłoce nie przekracza 8. Atomy pierwiastków w trzech pierwszych okresach układu okresowego mają trzy powłoki, które są kolejno obsadzone elektronami. Atom ostatniego pierwiastka tego okresu – argon – ma całkowicie zapełnioną elektronami powłokę M (M^8). Kolejne atomy pierwiastków potasu oraz wapnia należą do okresu czwartego i ich elektrony walencyjne obsadzają odpowiednio kolejną powłokę.



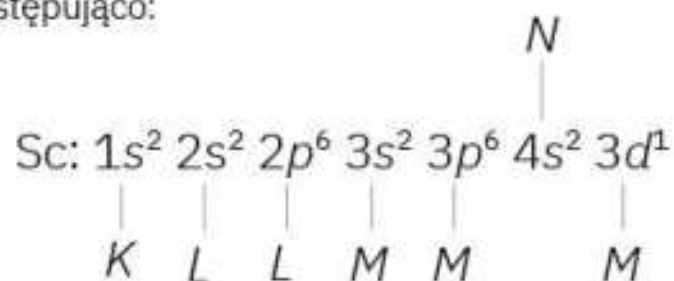
Następny pierwiastek w układzie okresowym to skand $_{21}\text{Sc}$ należący do pierwiastków bloku d . Dodatkowy, względem wapnia, elektron skandu nie znajduje się, jak można byłoby przypuszczać, na powłoce N , lecz na powłoce poprzedniej (czasami nazywanej podzewną) M .



Analogicznie następuje zapełnianie powłoki M w atomach pierwiastków o liczbach atomowych do 30 ($_{30}\text{Zn}$). Z tej grupy pierwiastków należy wyróżnić Cr i Cu , w których ze względu na promocję (patrz rozdział 6.4.) rozmieszczenie elektronów na powłokach przedstawia się następująco:



Rozmieszczenie elektronów na powłokach wynika z rozmieszczenia elektronów na odpowiednich podpowłokach. Konfiguracja elektronowa wspomnianego skandu przedstawia się następująco:





Kolejne pierwiastki czwartego okresu obsadzają kolejnymi elektronami podpowłokę d . W związku z promocją elektronów w przypadku chromu i miedzi mają one jeden elektron na podpowłoce $4s$ i odpowiednio 5 i 10 elektronów na podpowłocie $3d$. Ta tendencja powtarza się w kolejnym okresie.

Podział na grupy główne i poboczne oraz ich różne właściwości wynikają właśnie z lokowania elektronów walencyjnych pierwiastków grup przejściowych nie tylko na powłokach zewnętrznych (podpowłoce s), lecz także na podzewewnętrznych (podpowłoce d). W reakcjach chemicznych pierwiastki grup przejściowych oddają elektrony z najbardziej zewnętrznych powłok, przechodząc w jedno- lub dwuładnie kationy. Po oddaniu elektronów z ostatniej powłoki zewnętrznej mogą one nadal oddawać elektrony z powłoki podzewewnętrznej, dlatego też pierwiastki grup przejściowych mają różną wartościowość. Jednak ze względu na tendencję do oddawania elektronów wszystkie pierwiastki grup przejściowych są metalami.

Atomy pierwiastków grup głównych w miarę wzrostu liczby atomowej zapo-
pełniają elektronami najbardziej zewnętrzną powłokę, a liczba elektronów
na ostatniej powłoce jest zawsze równa numerowi grupy.

Atomy pierwiastków grup pobocznych w miarę wzrostu liczby atomowej
zapo-
pełniają elektronami podzewewnętrzną powłokę elektronową, a na ostatniej
powłoce mają jeden lub dwa elektrony.

7.3. Właściwości pierwiastków

Pierwiastki mają tendencje do tworzenia jonów dodatnich (kationów) lub jonów ujemnych (anionów). Kationy powstają po oderwaniu elektronu lub elektronów od atomu obojętnego, a ich ładunek jest równy liczbie oderwanych elektronów. Energia, którą należy dostarczyć, by oderwać najsłabiej związany elektron walencyjny, nazywa się **energią jonizacji**.

Energia jonizacji to wartość energii, jaką należy dostarczyć, by oderwać elektron od obojętnego atomu w stanie gazowym.

Proces polegający na przyłączeniu elektronu lub elektronów do obojętnego atomu wiąże się z wydzieleniem energii i prowadzi do powstania anionu. Zdolność przyłączania elektronu do atomu obojętnego nazywa się **powinowactwem elektronowym**.

Powinowactwo elektronowe to zdolność atomu obojętnego do przyłącza-
nia elektronu.

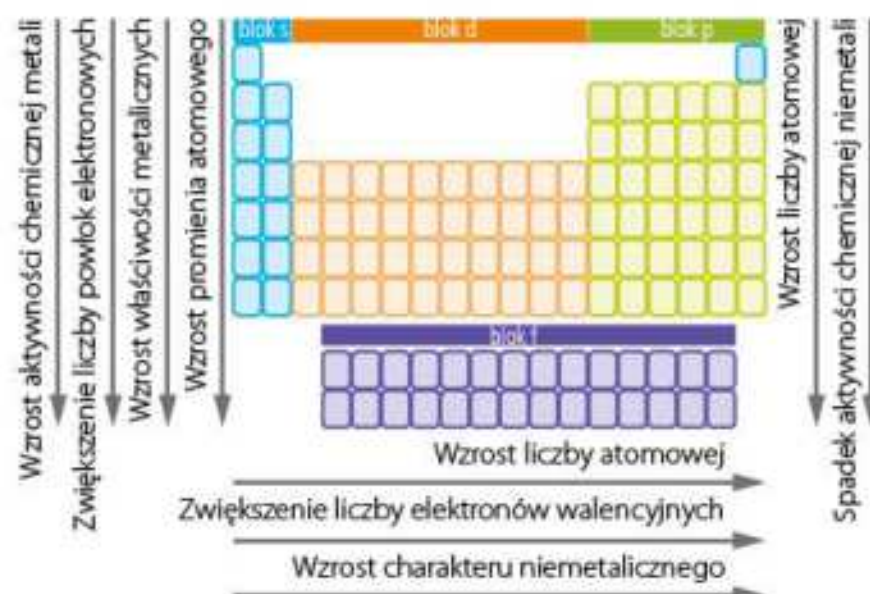
Pierwiastki należące do energetycznego **bloku s** (z wyjątkiem helu) to **metale** o dużej aktywności chemicznej, która wynika z niskiej energii jonizacji i łatwości tracenia elektronów wraz z utworzeniem trwałych kationów. Aktywność litow-



ców jest większa niż berylowców, ponieważ atomy pierwiastków drugiej grupy na powłoce walencyjnej mają sparowane elektrony, które trudniej oderwać (charakteryzują się większą energią jonizacji). Aktywność pierwiastków z energetycznego bloku s rośnie wraz ze wzrostem liczby powłok elektronowych. Zwiększa to odległość elektronów walencyjnych od jądra, przez co maleje siła wzajemnych oddziaływań i elektrony te łatwiej oderwać.

Pierwiastki z energetycznego **bloku p** wykazują zmienny **charakter: od metalicznego do niemetalicznego**. Charakter metaliczny rośnie wraz ze spadkiem numeru grupy oraz w miarę wzrostu numeru okresu. Energia jonizacji zmienia się analogicznie, natomiast powinowactwo elektronowe odwrotnie. Pierwiastki tego bloku mają większą liczbę elektronów walencyjnych niż pierwiastki z bloku energetycznego s, dlatego też wykazują one więcej niż jedną wartościowość.

Pierwiastki energetycznego **bloku d** wykazują przeważnie **charakter metaliczny**, a ze względu na dużą liczbę elektronów walencyjnych obsadzonych na różnych typach orbitali atomowych charakteryzują się różnorodnymi właściwościami chemicznymi.



Rysunek 26. Układ okresowy pierwiastków wraz z zaznaczonymi tendencjami zmian właściwości pierwiastków.

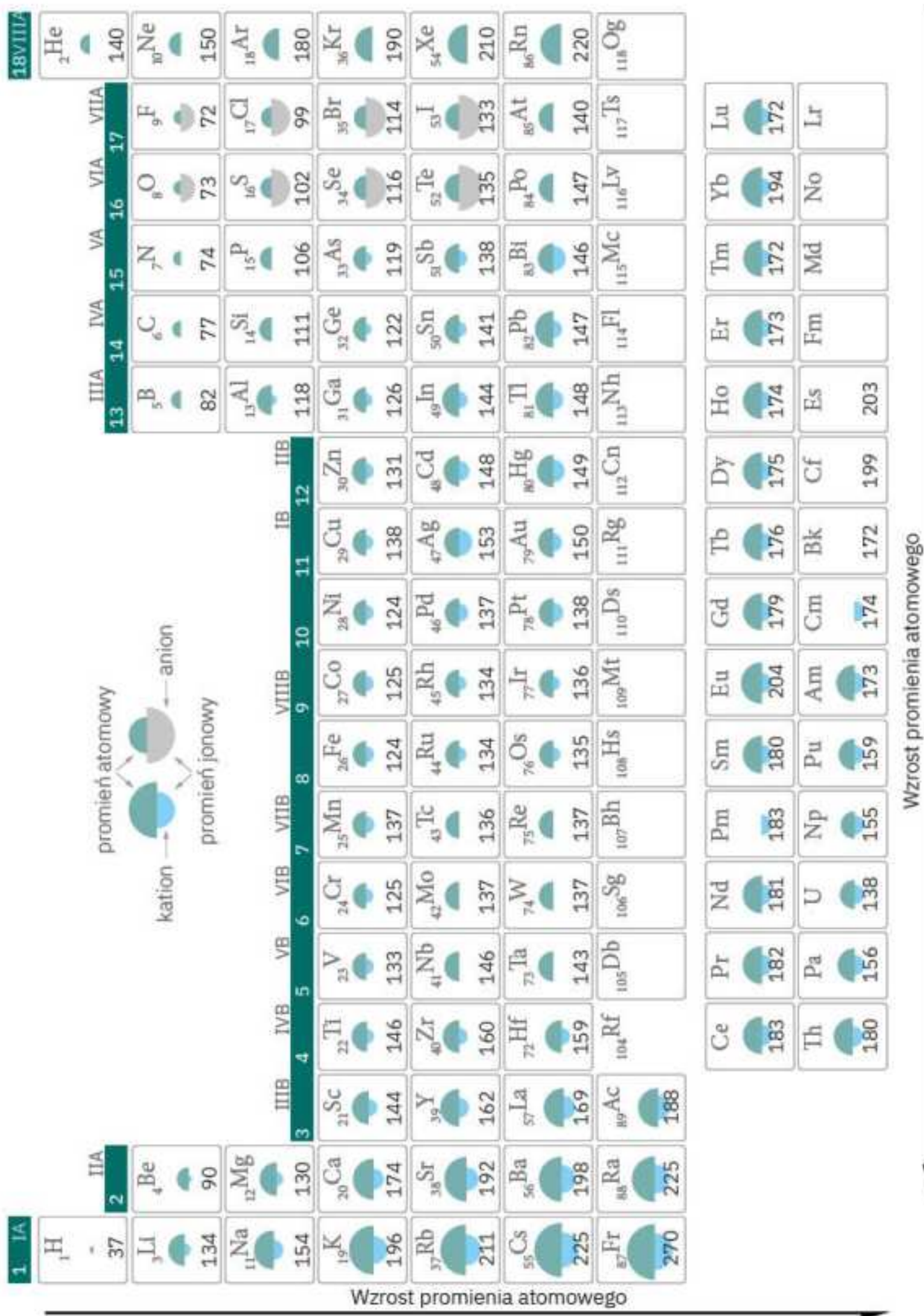
Ćwiczenia

- Wyjaśnij, dlaczego atom magnezu ma większą energię jonizacji niż atom sodu.
- Wiesz już, że o zdolności tworzenia kationu decyduje energia jonizacji, a o łatwości tworzenia anionów – powinowactwo elektronowe. Wyjaśnij, dlaczego siarka tworzy aniony, a glin kationy.
- Wyjaśnij wysoką aktywność pierwiastków pierwszej grupy.

7.4. Promień atomowy

Promień atomowy to odległość między jądrem atomu a elektronami z najbardziej zewnętrznej powłoki. Oznacza to, że im więcej powłok w atomie pierwiastka, tym większy jego promień atomowy. Liczba powłok rośnie wraz z numerem okresu, zatem promień atomowy pierwiastków z jednej grupy rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka. Z kolei liczba elektronów w atomach pierwiastków leżących w jednym okresie rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej, jednak obsadzają one tę samą liczbę powłok. Powoduje to silniejsze oddziaływanie coraz większego jądra atomowego, a zatem coraz większego ładunku dodatniego z coraz większym ładunkiem ujemnym rosnącej liczby elektronów. Zatem rozmiar promieni atomowych pierwiastków znajdujących się w jednym okresie maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków, ponieważ wzrost siły oddziaływań skraca dystans dzielący dwa przyciągające się ładunki różnoimienne (rysunek 27).

promień atomowy



Rysunek 27. Zmiany rozmiarów promieni atomowych i jonowych w układzie okresowym.



Rozmiary jonów danego pierwiastka różnią się od rozmiarów obojętnego atomu, z którego powstały. Miarą rozmiaru jonu jest **promień jonowy**. Ze względu na zmieniającą się liczbę elektronów w jonach względem atomu obojętnego, z którego powstały, zmienia się także promień. Promień jonowy kationów X^{n+} jest mniejszy, a anionów X^{n-} – większy od promienia atomowego pierwiastka X.

promień
jonowy

Ćwiczenia

- Uszereguj pierwiastki wraz ze wzrostem promieni atomowych:
 - sód, rubid, lit;
 - magnez, chlor, krzem.
- Wskaż, która cząstka ma większy promień:
 - atom potasu, kation potasu (K^+);
 - atom siarki, anion siarczkowy (S^{2-}).
- Porównaj rysunki 26 i 27 oraz ustal zależność między rozmiarem promienia atomowego a charakterem metalicznym. Spróbuj wyjaśnić tę zależność.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Konfiguracje elektronowe pierwiastków z jednej grupy mają analogiczną konfigurację elektronów walencyjnych.

s. 43

Konfiguracja elektronów walencyjnych w grupach głównych układu okresowego

Numer grupy	1	2	13	14	15	16	17	18
Konfiguracja elektronów walencyjnych	ns^1	ns^2	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$

Konfiguracja elektronów walencyjnych w grupach pobocznych układu okresowego

Numer grupy	3	4	5	6		12
Konfiguracja elektronów walencyjnych	$ns^2(n-1)d^1$	$ns^2(n-1)d^2$	$ns^2(n-1)d^3$	$ns^2(n-1)d^4$	$ns^2(n-1)d^{(5-9)}$	$ns^2(n-1)d^{10}$

- W układzie okresowym pierwiastków wyróżnia się **cztery bloki energetyczne**:

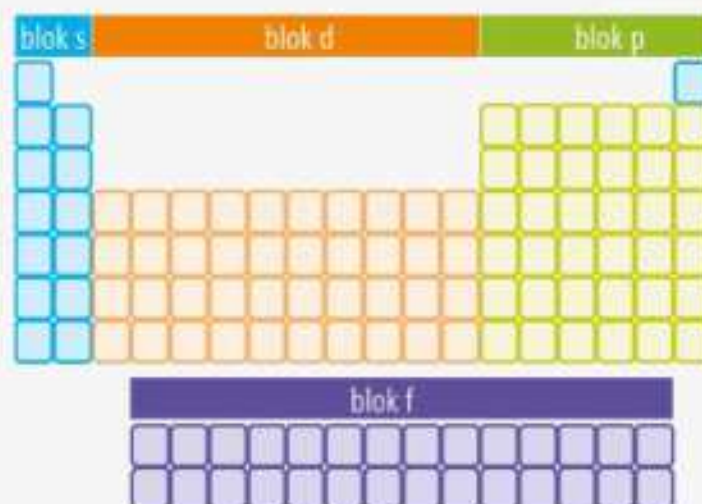
s. 43

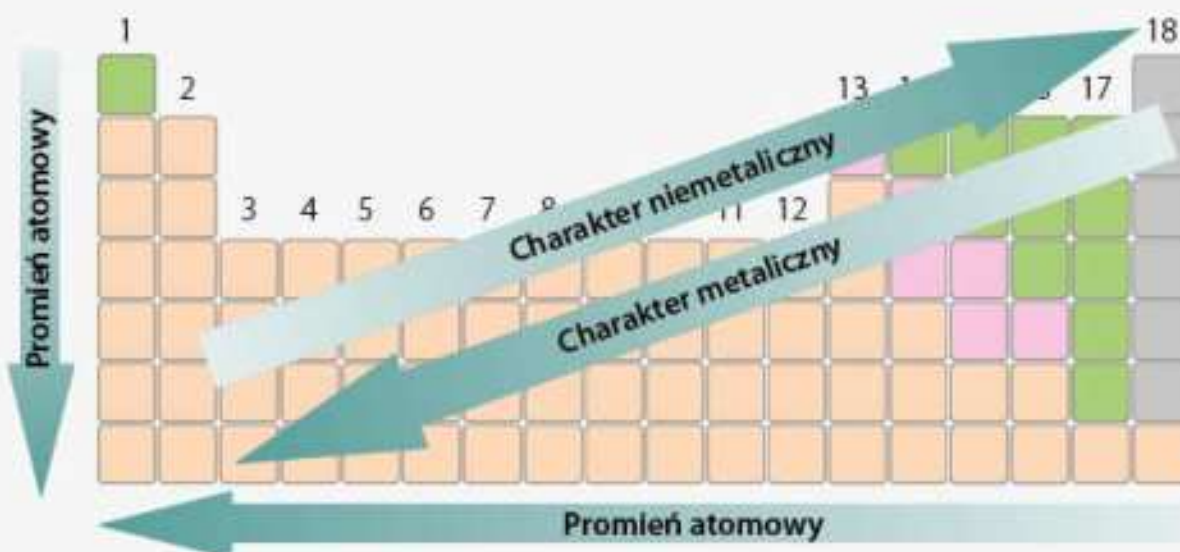
blok energetyczny s – pierwiastki, których podpowłokę najbardziej zewnętrznej powłoki stanowi orbital typu s;

blok energetyczny p – pierwiastki, których elektrony walencyjne znajdują się na zapełnionym orbitalu typu s oraz zapełnionym w różnym stopniu orbitalu typu p;

blok energetyczny d – pierwiastki, których elektrony walencyjne poza orbitem typu s najbardziej zewnętrznej powłoki zajmują orbitale typu d poprzedzającej powłoki;

blok energetyczny f – pierwiastki, których elektrony walencyjne poza orbitem typu s najbardziej zewnętrznej powłoki zajmują orbitale f powłoki trzeciej od zewnątrz.





s. 43

Pierwiastki elektroujemne	Pierwiastki elektrododatnie
chętnie przyłączają elektrony charakteryzują się dużym powinowactwem elektronowym wykazują duże wartości energii jonizacji mają tendencje do tworzenia anionów należą do niemetali	chętnie oddają elektrony charakteryzują się małym powinowactwem elektronowym wykazują małe wartości energii jonizacji mają tendencje do tworzenia kationów należą do metali

PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

s. 9

- Pierwszym współczesnym modelem budowy atomu był **model Bohra**:
 - elektrony krążą po kołowych orbitach;
 - dostarczenie kwantu energii powoduje przeniesienie elektronu na wyższy poziom energetyczny (przechodzenie w nietrwały stan wzbudzony);
 - powrotowi do stanu podstawowego towarzyszy emisja kwantu energii.

s. 11

- Atom** składa się z ciężkiego jądra atomowego o małych rozmiarach oraz otaczającej go lekkiej i relatywnie dużej chmury elektronowej.

s. 49

- Jądro atomowe** składa się z nukleonów: dodatnio naładowanych protonów oraz obojętnych elektrycznie neutronów.

s. 15

- Jednostka masy atomowej** to międzynarodowa jednostka wyrażająca masę atomu policzoną według wzorca, jaki stanowi $\frac{1}{12}$ masy izotopu węgla ^{12}C ; $1 \text{ u} = 1,66037 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

s. 14

- Liczba atomowa** odpowiada liczbie protonów oraz elektronów w atomie.

s. 14

- Liczba masowa** jest równa sumie protonów i neutronów.

s. 15

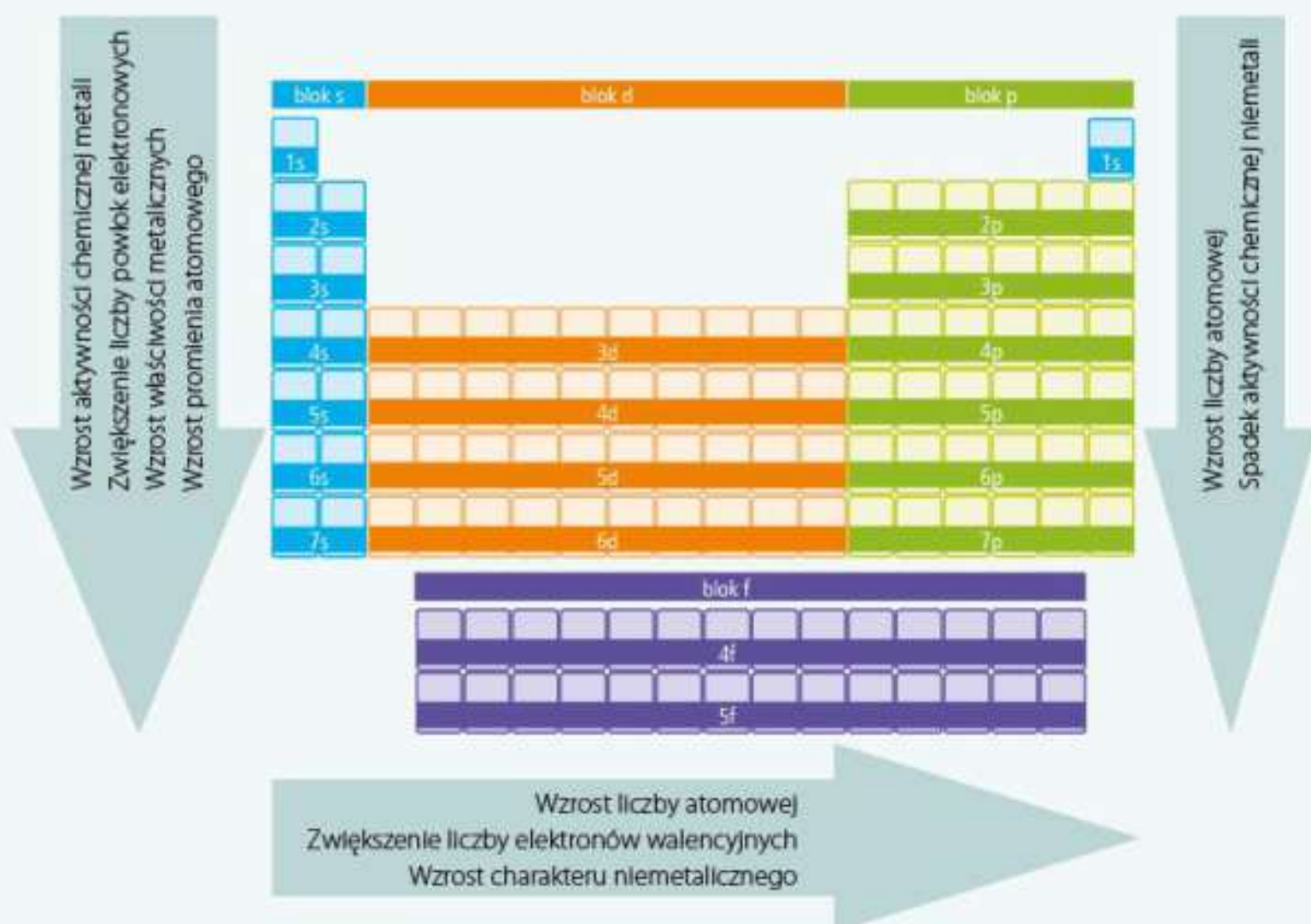
- Izotop** to zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej, a różnej liczbie masowej.

s. 18

- Obecnie obowiązuje **kwantowo-mechaniczny model atomu**:
 - uwzględnia falowy charakter elektronu;
 - nie można jednocześnie dokładnie zlokalizować położenia elektronu i zmierzyć jego pędu (zasada nieoznaczoności Heisenberga);
 - orbitale atomowe to obszary, w których jest największe prawdopodobieństwo znalezienia elektronu;
 - cechy elektronów opisują cztery liczby kwantowe (główna, poboczna, magnetyczna, magnetyczna spinowa);
 - zgodnie z zakazem Pauliego w atomie nie mogą istnieć dwa elektrony o identycznym stanie kwantowym.



- * **Promieniotwórczość** to zdolność do niewymuszonego rozpadu atomów:
 - najmniej przenikliwemu **promieniowaniu α** towarzyszy emisja cząstek ${}^4_2\text{He}$;
 - **promieniowaniu β^-** towarzyszy strumień szybko poruszających się elektronów;
 - najbardziej przenikliwe **promieniowanie γ** rozchodzi się z prędkością światła.
- * **Okres półtrwania** to czas, po którym rozpada się połowa początkowej liczby atomów pierwiastka promieniotwórczego. s. 29
- **Układ okresowy pierwiastków** to zbiór pierwiastków ułożonych zgodnie z prawem okresowości, które uwidacznia cykliczność zmian właściwości fizycznych i chemicznych pierwiastków wraz ze wzrostem ich liczby atomowej. s. 31
- Rozmieszczenie elektronów na poszczególnych poziomach (powłokach) i podpoziomach (podpowłokach) nazywamy **konfiguracją elektronową**. s. 43
- Rozmieszczanie elektronów przebiega zgodnie z: s. 38
 - regułą obsadzania w pierwszej kolejności orbitali o najniższej energii;
 - regułą Hunda;
 - zakazem Pauliego.
- Najbardziej zewnętrzne powłoki zajmują najbardziej reaktywne **elektrony walencyjne** decydujące o właściwościach chemicznych pierwiastków. Elektrony niewalencyjne oraz jądro atomu stanowią rdzeń atomowy. s. 41
- Układ okresowy dzieli się na **bloki energetyczne**, których znajomość ułatwia zapis konfiguracji elektronowej. s. 43
- **Położenie pierwiastka** w układzie okresowym dostarcza informacji o jego właściwościach. s. 43





SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

1. Omów rozwój atomistycznych teorii budowy atomu.
2. Wymień znane ci cząstki elementarne. Wskaż, które z nich są trwałe.
3. Wytlumacz, dlaczego atom, mając dodatnio naładowane jądro, jest elektrycznie obojętny.
4. Podaj liczbę protonów, elektronów i neutronów atomu, którego masa wynosi $3,984 \cdot 10^{-23}$ g.
5. Ustal liczbę stanów kwantowych dla powłoki elektronowej N , przypisując odpowiednie wartości liczb kwantowych. Czy znasz jakiś inny sposób na wyznaczenie liczby stanów kwantowych?
6. Okres półtrwania $t_{1/2}$ izotopu promieniotwórczego toru wynosi 24,1 dnia. Oblicz, jaka masa próbki pozostanie z 200 mg po upływie 120,5 dnia. Wynik podaj w gramach oraz mikrogramach [μg].
7. Przedstaw wszystkimi znanymi ci sposobami rozmieszczenie elektronów w atomach następujących cząstkach: Ca , Ca^{2+} , P , S , S^{2-} .
8. Przedstaw konfiguracje elektronowe oraz zaznacz elektrony walencyjne atomów magnezu, krzemu, żelaza.
9. Wielkość promienia jonowego zmienia się względem promienia atomowego. Wskaż tendencję tych zmian i wyjaśnij jej przyczyny.
10. Oceń prawdziwość poniższych zdań.
 - a) Sód leży w energetycznym bloku s .
 - b) Krzem należy do energetycznego bloku d .
 - c) Promień atomowy boru jest większy od promienia atomowego glinu.
 - d) Promień atomowy rutenu jest większy od promienia atomowego palladu.
 - e) Rubid jest aktywniejszy niż potas.
 - f) Potas jest aktywniejszy niż wapń.
 - g) Magnez ma silniejsze właściwości metaliczne od sodu i od wapnia.
 - h) Stront ma większą energię jonizacji niż rubid.
 - i) Siarka wykazuje większe powinowactwo elektronowe niż Cl .
 - j) Cl wykazuje silniejsze właściwości niemetaliczne niż P .
 - k) Jod jest aktywniejszy niż chlor.
 - l) Chlor jest aktywniejszy niż siarka.



II. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe

- ▶ Elektroujemność pierwiastków chemicznych
- ▶ Rodzaje wiązań chemicznych
 - ▶ Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe)
 - ▶ Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane
 - ▶ Wiązanie jonowe
- ▶ Wiązanie koordynacyjne (donorowo-akceptorowe)
- ▶ Wiązanie metaliczne
- ▶ Orbitale molekularne i typy wiązań
- ▶ Oddziaływania międzycząsteczkowe
- ▶ Alotropia pierwiastków



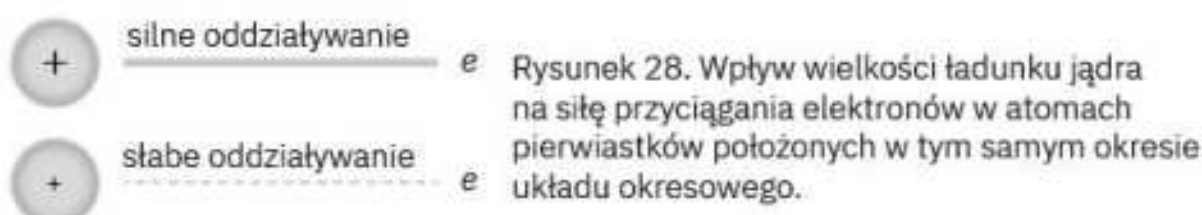
8. Elektroujemność pierwiastków chemicznych

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym jest elektroujemność;
- jak zmienia się elektroujemność pierwiastków w układzie okresowym;
- czym charakteryzują się pierwiastki elektroujemne;
- czym charakteryzują się pierwiastki elektrododatnie.

Z poprzedniego rozdziału wiadomo, że niektóre pierwiastki mają tendencję do tworzenia kationów, a inne – do tworzenia anionów. Pierwiastki o małym powinowactwie elektronowym (określającym zdolność do przyłączania elektronu) i małej energii jonizacji tworzą kationy. Z kolei pierwiastki o dużym powinowactwie elektronowym i dużej energii jonizacji tworzą aniony. Energia jonizacji i powinowactwa elektronowego jest powiązana z elektroujemnością.

Najtrwalsze układy w przyrodzie to takie, które mają niską energię. Dlatego atomy pierwiastków dążą do uzyskania najniższej energetycznie konfiguracji elektronowej, która zapewnia im trwałość i stabilność. Z tego właśnie wynika poznana już zasada kolejności obsadzania podpoziomów energetycznych (od orbitali o najniższej energii). Trwałe i stabilne, czyli bierne chemicznie i niskoenergetyczne, są gazy szlachetne. Dlatego atomy innych pierwiastków dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego helowca przez zmianę zasobów elektronów. Część pierwiastków musi w tym celu przyjąć brakujące elektrony, a pozostałe muszą je oddać. Pierwiastki, których jądra słabo przyciągają elektrony walencyjne (pierwiastki znajdujące się w lewej części układu okresowego), obniżają swoją energię, oddając elektrony i przekształcając się w kationy. Pierwiastki, których jądra atomów silnie przyciągają elektrony walencyjne (pierwiastki znajdujące się w prawej części układu okresowego), obniżają swoją energię, przyłączając dodatkowe elektrony i tworząc aniony. Miarą zdolności atomów pierwiastków do przyciągania elektronów walencyjnych jest elektroujemność. Na **elektroujemność** atomu wpływa ładunek jądra. W przypadku pierwiastków tego samego okresu (czyli mających tyle samo powłok elektronowych) wraz ze wzrostem liczby atomowej wzrasta ładunek jądra, przez co zwiększa się siła przyciągania elektronów walencyjnych (rysunek 28).



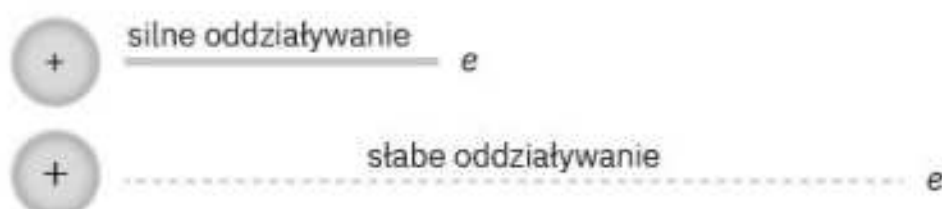
Rysunek 28. Wpływ wielkości ładunku jądra na siłę przyciągania elektronów w atomach pierwiastków położonych w tym samym okresie układu okresowego.



Elektroujemność to miara zdolności przyciągania elektronów przez jądro atomu danego pierwiastka.

elektroujemność

Wynikiem tych zależności jest wzrost elektroujemności wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka w okresie. Pokrywa się to z tendencją zmian charakteru niemetalicznego w układzie okresowym. Poza wielkością ładunku jądra atomu na siłę jego oddziaływań z elektronami walencyjnymi wpływa także odległość dzieląca oddziałujące obiekty. Wraz ze wzrostem liczby powłok w atomach rośnie odległość między jądrem a elektronami walencyjnymi. Dla pierwiastków z tej samej grupy układu okresowego wzrost liczby atomowej oznacza wzrost ładunku jądra, ale ze względu na wzrost odległości między jądrem a elektronami walencyjnymi obserwuje się spadek elektroujemności (rysunek 29).



Rysunek 29. Wpływ wielkości ładunku jądra oraz odległości elektronów walencyjnych od jądra na siłę wzajemnych oddziaływań.

Siła oddziaływań jest dodatkowo zmniejszana przez tzw. efekt ekranowania. Elektrony obsadzające niższe poziomy energetyczne (wewnętrzne powłoki) także oddziałują z jądrem, przez co obniżają jego siłę oddziaływań z elektronami walencyjnymi. Im więcej poziomów energetycznych, tym większy jest efekt ekranowania. Im większy efekt ekranowania, tym mniejsza elektroujemność. Wynikiem tego jest wzrost elektroujemności wraz ze spadkiem liczby atomowej pierwiastków należących do jednej grupy układu okresowego. Można się spotkać z pojęciem pierwiastków elektrododatnich. Są to pierwiastki charakteryzujące się niską elektroujemnością. Wraz ze spadkiem elektroujemności rośnie charakter metaliczny pierwiastków i zdolność do uzyskiwania trwałej konfiguracji elektronowej przez tworzenie kationów (czyli oddawanie elektronów walencyjnych).

Pierwiastki elektroujemne to pierwiastki wykazujące duże wartości elektroujemności i tendencję do tworzenia anionów (obniżania energii przez przyłączanie elektronów). Pierwiastki te należą do niemetalii.

pierwiastki elektroujemne

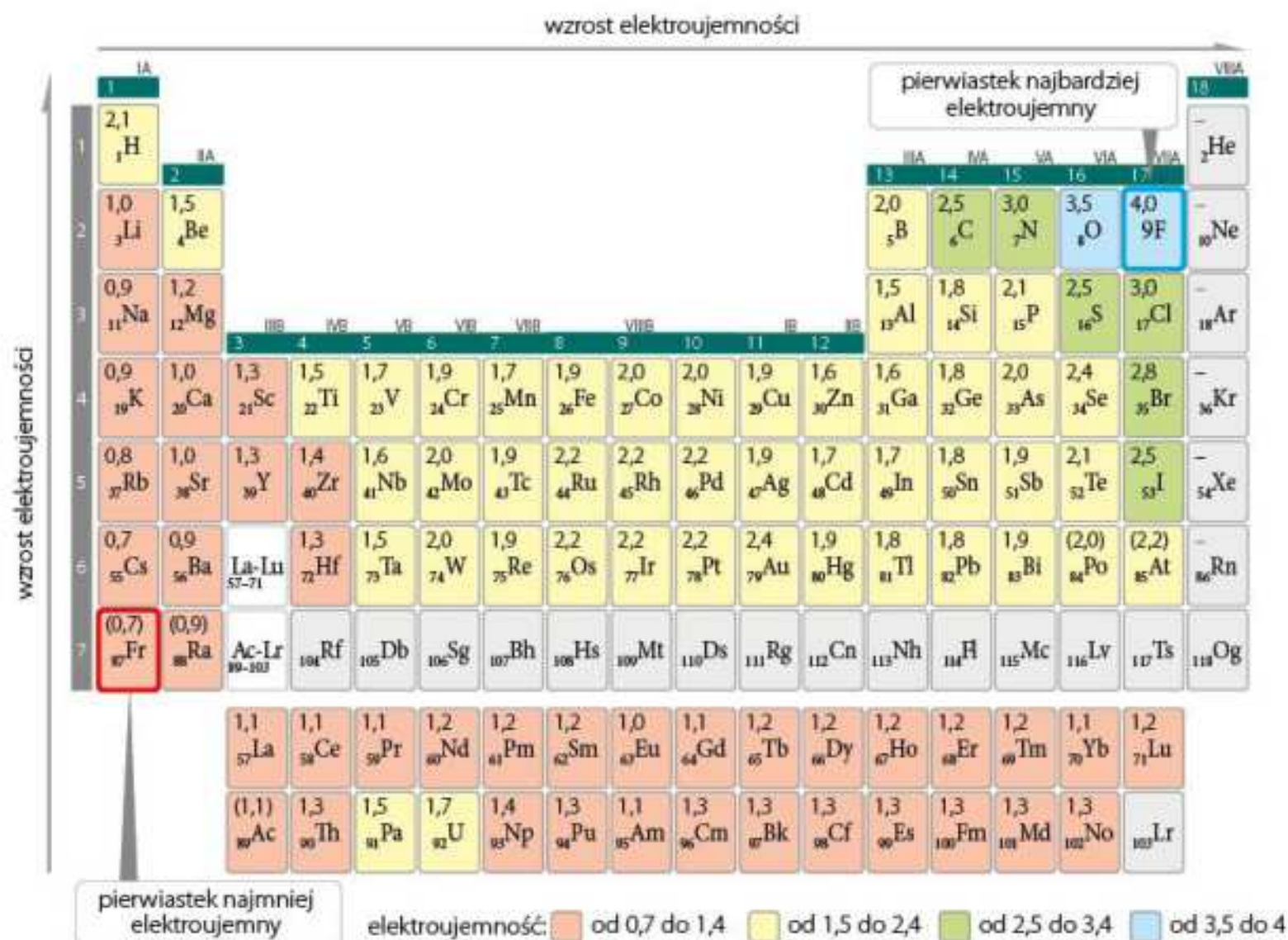
Pierwiastki elektrododatnie to pierwiastki mające niewielkie wartości elektroujemności i zdolność do tworzenia kationów (obniżania energii przez oddawanie elektronów). Pierwiastki te należą do metali.

pierwiastki elektrododatnie



skala Linusa Paulinga

Do ilościowego ujęcia pojęcia elektroujemności stosuje się skalę opracowaną przez **Linusa Paulinga**. Jej wartości są bezwymiarowe i zawierają się w przedziale od 0,7 do 4,0. Niskie wartości elektroujemności są przypisane metalom (lewa strona układu okresowego), natomiast wysokie – niemetalom (prawa strona układu okresowego). Według tej skali najmniej elektroujemnymi pierwiastkami są franc i cez, a najbardziej elektroujemny jest fluor.



Rysunek 30. Elektroujemność pierwiastków chemicznych w układzie okresowym wyrażona według skali Paulinga.

Z pojęciem elektroujemności są powiązane poznane już pojęcia energii jonizacji oraz powinowactwa elektronowego. Małą energię jonizacji wykazują pierwiastki o niskiej elektroujemności. Pierwiastki charakteryzujące się dużym powinowactwem elektronowym to pierwiastki o dużej elektroujemności. Zatem elektroujemność pierwiastka decyduje o sposobie uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej, czyli konfiguracji najbliższego do danego pierwiastka gazu szlachetnego. Ze względu na konfigurację elektronową gazów szlachetnych, dążenie do osiągnięcia ich konfiguracji elektronowej nazywa się regułą dubletu lub oktetu. Dążenie do trwałej konfiguracji elektronowej, realizowane przez oddanie bądź przyłączenie elektronów, skutkuje tworzeniem wiązań chemicznych. Aby utworzone wiązanie



chemiczne było trwałe, jego utworzenie musi się wiązać z obniżeniem energii względem sumarycznej energii oddzielnych atomów tworzących wiązanie. Proces tworzenia wiązania musi być energetycznie korzystny, czyli powinien prowadzić do osiągnięcia swoistego minimum energetycznego. Ten korzystny bilans energetyczny jest osiągany przez oddawanie, pobieranie lub uwspólnianie elektronów między atomami tworzącymi wiązanie chemiczne.

Reguła dubletu i oktetu

reguła dubletu i oktetu

Atomy danego pierwiastka dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższej położonego gazu szlachetnego (helowca), czyli do uzyskania 2 (dubletu) lub 8 (oktetu) elektronów walencyjnych.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Elektroujemność** to miara zdolności przyciągania elektronów przez jądro danego atomu. Elektroujemność pierwiastków w okresie rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków, a w grupie – maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej.

s. 55

Pierwiastki elektroujemne (których jądro silnie przyciąga elektrony)	Pierwiastki elektrododatnie (których jądro słabo przyciąga elektrony)
chętnie przyłączają elektrony	chętnie oddają elektrony
charakteryzują się dużym powinowactwem elektronowym	charakteryzują się małym powinowactwem elektronowym
wykazują duże wartości energii jonizacji	wykazują małe wartości energii jonizacji
mają tendencję do tworzenia anionów	mają tendencję do tworzenia kationów
należą do niemetali	należą do metali

s. 55

- **Skala Linusa Paulinga** – najbardziej elektroujemnym pierwiastkiem jest fluor (4,0), natomiast najmniej elektroujemnymi pierwiastkami są francuski oraz cesarz (0,7).
- **Reguła dubletu i oktetu** mówi, że atomy danego pierwiastka dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego gazu szlachetnego, czyli do uzyskania dubletu lub oktetu elektronowego.

s. 56

s. 57

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Atomy wymienionych poniżej pierwiastków podczas tworzenia wiązania chemicznego dążą do uzyskania konfiguracji najbliższego gazu szlachetnego. Podaj nazwę tego gazu szlachetnego dla każdego pierwiastka.

a) chlor	c) fluor	e) azot	g) siarka
b) sód	d) potas	f) wapń	
- Wytłumacz, dlaczego helowce są bierne chemicznie i niechętnie tworzą wiązania chemiczne.



3. Uzupełnij poniższe zdania tak, by zawierały prawdziwe informacje. Poprawne zdania zapisz w zeszycie.
- Im ... elektroujemność, tym większy charakter metaliczny pierwiastka.
 - Niemetale chętnie tworzą aniony, ponieważ są pierwiastkami wykazującymi ... elektroujemność.
 - Wraz z malejącą liczbą atomową pierwiastków w grupie układu okresowego ich energia jonizacji ..., a elektroododatność
 - Pierwiastki elektroujemne charakteryzują się ... powinowactwem elektronowym.
 - Elektroujemność wraz ze wzrostem liczby atomowej w grupie w układzie okresowym pierwiastków ... mimo ... ładunku jądra atomu, ponieważ odległość elektronów od jądra ... oraz ze względu na efekt ... wykazywany przez elektrony niewalencyjne.
4. Wyjaśnij, dlaczego pierwiastki dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej gazów szlachetnych.
5. Oceń prawdziwość poniższych zdań.
- Atom bromu dąży do uzyskania konfiguracji neonu.
 - Atom wapnia dąży do uzyskania konfiguracji argonu.
 - Elektroujemność rośnie w okresie układu okresowego wraz ze wzrostem liczby atomowej, ponieważ rośnie ładunek jądra atomów.
 - Elektroujemność rośnie w grupie układu okresowego wraz ze wzrostem liczby atomowej, ponieważ rośnie ładunek jądra.
 - Litowce są elektroododatnie i należą do metali.
 - Fluorowce są elektroujemne i należą do niemetali.
 - Pierwiastki elektroododatnie wykazują duże powinowactwo elektronowe oraz dużą energię jonizacji.

9. Rodzaje wiązań chemicznych

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co oznacza pojęcie wartościowości;
- jak przedstawia się wzory Lewisa;
- co oznacza pojęcie energii wiązania chemicznego;
- jak definiuje się długość wiązania chemicznego;
- jakie są rodzaje wiązań chemicznych;
- jak określić rodzaj wiązania chemicznego w związku chemicznym.

Atomy, dążąc do obniżenia swojej energii, tworzą wiązania chemiczne. Obniżenie energii często uzyskują, gdy mają dwa (dublet) bądź osiem (oktet) elektronów. O kierunku migracji elektronów decyduje elektroujemność, a różnica elektroujemności między atomami tworzącymi wiązanie chemiczne determinuje rodzaj wiązania chemicznego.



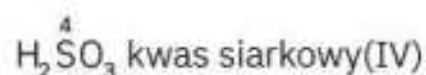
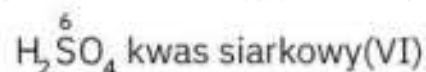
9.1. Wartościowość

Atomy łączą się ze sobą za pomocą wiązań chemicznych, tworząc cząsteczki. Dążenie do uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej przed oddawaniem, przyłączaniem lub uwspólnianiem elektronów to właśnie tworzenie wiązań chemicznych. Liczba tworzonych wiązań chemicznych zależy od liczby migrujących elektronów (w celu uzupełnienia ich deficytu bądź pozbycia się ich nadmiaru), by osiągnąć niskoenergetyczną konfigurację elektronową (zgodnie z regułą dubletu i oktetu). Liczba wiązań chemicznych, jakie tworzy atom danego pierwiastka w cząsteczce, nazywa się **wartościowością** (czasami wiązalnością).

Wartościowość to cecha danego pierwiastka chemicznego określająca liczbę wiązań tworzonych przez ten atom w cząsteczce.

wartościowość

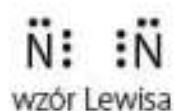
Ten sam pierwiastek chemiczny może mieć różną wartościowość w cząsteczkach różnych związków, ale zawsze ma tę samą wartościowość w cząsteczkach tych samych związków. Wartościowość pierwiastka chemicznego występującego w postaci atomu (indywiduum nietworzącego wiązań chemicznych) wynosi zero. Wartościowość podaje się jedynie wtedy, gdy dany pierwiastek może mieć różną wartościowość w określonym typie związków. W zapisie stosuje się cyfry rzymskie w nawiasie okrągłym umiejscowione za nazwą związku lub jako cyfry arabskie umieszczone bezpośrednio nad symbolem pierwiastka.



Powyższy przykład pokazuje, że bez podania wartościowości nazwa „kwas siarkowy” nie wskazuje jednoznacznie, o który związek chemiczny chodzi.

9.2. Wzory elektronowe Lewisa

Maksymalna wartościowość, czyli największa możliwa liczba wiązań, jakie może utworzyć atom danego pierwiastka, pokrywa się z liczbą elektronów walencyjnych danego atomu. Elektrony w atomie czy cząsteczce, a także ich przegrupowania, można przedstawić, stosując wzory elektronowe, w których elektrony walencyjne są symbolizowane przez kropki otaczające symbol danego pierwiastka. Pary elektronowe można łączyć kreskami. Uwspólnione pary elektronów pochodzących od różnych atomów symbolizują wiązanie chemiczne. Nieuwspólnione pary elektronów pochodzące od jednego atomu stanowią tzw. wolne pary elektronowe. Symbole atomów pierwiastków wraz z elektronami połączonymi kreskami tworzą klasyczne wzory strukturalne.

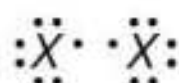


wzory
elektronowe
Lewisa

Wzory elektronowe Lewisa (czytaj: luisa) to wzory przedstawiające schematyczne rozmieszczenie elektronów walencyjnych zapisywanych w uproszczonej postaci kropek.

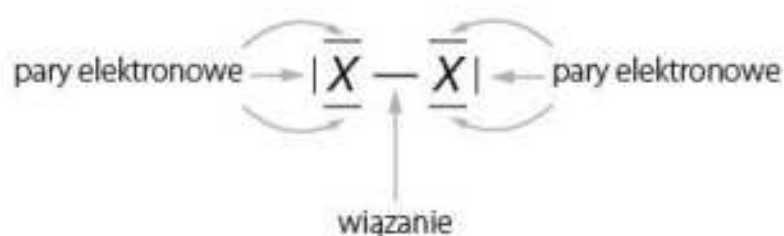
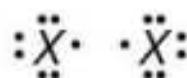
Liczba elektronów walencyjnych	1	2	3	4	5	6	7	8
Wzór elektronowy	$\dot{X}$	$\dot{X}\cdot$	$\cdot\dot{X}$	$\cdot\dot{X}\cdot$	$\cdot\dot{X}:$	$:\dot{X}:$	$:\dot{X}:$	$:\ddot{X}:$
Przykładowy atom pierwiastka	Na	Ca	Al	C	N	O	Br	Ne
Najwyższa możliwa wartościowość pierwiastka	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII

Przykład 1



Na podstawie powyższego wzoru elektronowego sparuj odpowiednie elektrony i podaj liczbę wolnych par elektronowych oraz liczbę wiązań. Kierując się liczbą elektronów walencyjnych, podaj przykłady pierwiastków mogących tworzyć takie dwuatomowe cząsteczki.

Rozwiązanie:



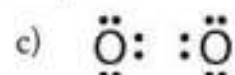
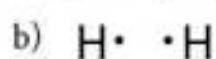
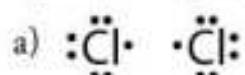
Liczba wiązań – 1

Liczba wolnych par elektronowych – 3

Siedem elektronów walencyjnych mają atomy pierwiastków z grupy 17 układu okresowego, zatem przykłady pierwiastków mogących tworzyć takie układy to: fluor, chlor, brom oraz jod.

Ćwiczenie

1. Na podstawie podanych wzorów elektronowych sparuj odpowiednie elektrony i podaj liczbę wiązań oraz liczbę wolnych par elektronowych.





9.3. Energia i długość wiązania

Wiązanie chemiczne to wzajemne oddziaływanie atomów obniżające energię. Oznacza to, że suma energii pojedynczych atomów tworzących wiązanie jest zawsze większa od energii powstałej cząsteczki, co zapewnia jej względną trwałość. Różnica między sumą energii pojedynczych atomów a energią cząsteczki nazywa się **energią wiązania**. Wartość energii wiązania to ilość energii, jaką należy dostarczyć do cząsteczki, by zerwać to wiązanie, czyli odłączyć konkretny atom. Skoro wiązanie chemiczne jest wzajemnym oddziaływaniem, to energia wiązania wpływa na odległość między oddziałującymi obiektami, czyli na **długość wiązania**. Im silniejsze oddziaływanie, tym mniejsza odległość, czyli krótsze wiązanie chemiczne i wyższa energia wiązania (czasami używa się określenia „mocne wiązanie”, ponieważ należy dostarczyć sporo energii, by je zerwać). W przypadku słabszych oddziaływań odległość jest większa, wiązanie – dłuższe, a energia wiązania – mniejsza (słabe wiązanie).

Energia wiązania to różnica pomiędzy sumą energii pojedynczych atomów tworzących wiązanie a energią cząsteczki powstałej na skutek utworzonego wiązania. Jest ona równa ilości energii, jaką trzeba dostarczyć, by zerwać dane wiązanie.

energia wiązania

Długość wiązania to odległość między jądrami atomowymi atomów tworzących wiązanie wynikająca z siły wzajemnych oddziaływań, czyli energii wiązania. Do wyrażenia długości wiązania najczęściej stosowaną jednostką jest angstrom $\text{\AA}$ ($1 \text{\AA} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$).

długość wiązania

9.4. Rodzaje wiązań chemicznych

Kierunek migracji elektronów między dwoma atomami zależy od wartości ich elektroujemności. Pierwiastki bardziej elektroujemne ściągają elektrony w swoim kierunku, zubożając w nie pierwiastki mniej elektroujemne. O rodzaju wiązania decyduje różnica elektroujemności między atomami, które je tworzą. Rodzaje wiązań charakteryzują się różną siłą, co znajduje odzwierciedlenie w odmiennych właściwościach cząsteczek z określonym wiązaniem.

rodzaje wiązań

Rodzaj wiązania	Różnica elektroujemności	Przykład
kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe)	$0,0 \leq \Delta E < 0,4$	H_2
kowalencyjne spolaryzowane	$0,4 \leq \Delta E < 1,7$	HCl
jonowe	$\Delta E \geq 1,7$	NaCl



Wyróżnia się trzy podstawowe rodzaje wiązań chemicznych. Między atomami o małych różnicach elektroujemności (poniżej wartości 0,4) tworzy się wiązanie **kowalencyjne niespolaryzowane**. Jeśli różnica elektroujemności jest równa lub większa od 0,4 oraz mniejsza niż 1,7, dochodzi do polaryzacji wiązania, czyli do przesunięcia wspólnej pary elektronowej tworzącej wiązanie w kierunku atomu bardziej elektroujemnego. Takie wiązanie nazywa się **kowalencyjnym spolaryzowanym**. W przypadku różnicy elektroujemności między atomami równej lub przekraczającej wartość 1,7 tworzy się **wiązanie jonowe**.

Ćwiczenia

2. Narysuj w zeszycie wzór elektronowy oraz określ wartościowość atomów i rodzaj wiązań w cząsteczkach: HF, CCl₄, H₂O, H₂, NH₃, CH₄.
3. Dla podanych cząsteczek: Cl₂, HCl, AlCl₃, NaCl, SiCl₄ narysuj w zeszycie wzory Lewisa oraz klasyczne wzory strukturalne. Nazwij rodzaje wiązań.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 59 • **Wartościowość** to cecha danego pierwiastka chemicznego, która określa liczbę wiązań tworzonych przez ten atom w danej cząsteczce.
- s. 60 • **Wzory elektronowe** przedstawiają schematyczne rozmieszczenie elektronów walencyjnych zapisanych w postaci kropek otaczających atom.
- s. 61 • **Energia wiązania** to różnica sumy energii pojedynczych atomów tworzących wiązanie oraz energii cząsteczki powstałej na skutek utworzonego wiązania. Jest równa energii, jaką należy dostarczyć, by zerwać dane wiązanie.
- s. 61 • **Długość wiązania** to odległość między jądrami atomowymi atomów tworzących wiązanie. Wynika ona z siły wzajemnych oddziaływań (energii wiązania).
- s. 61 • Różnica elektroujemności między atomami tworzącymi wiązanie determinuje **rodzaj oraz właściwości tego wiązania**.

Rodzaj wiązania	Różnica elektroujemności
kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe)	$0,0 \leq \Delta E < 0,4$
kowalencyjne spolaryzowane	$0,4 \leq \Delta E < 1,7$
jonowe	$\Delta E \geq 1,7$

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: wartościowość, energia wiązania, długość wiązania.
2. Napisz wzór elektronowy cząsteczek składających się z dwóch takich samych atomów, wiedząc, że liczba elektronów walencyjnych wynosi:
 - a) 5;
 - b) 7.



3. Uzupełnij lub wybierz właściwe wyrażenia, by powstały zdania prawdziwe. Poprawne zdania zapisz w zeszycie.
- Z reguły im wiązanie jest silniejsze, tym jego długość jest .
 - W przypadku wiązań słabszych ich energia jest od energii wiązań mocniejszych.
 - Ten sam pierwiastek nie może/ może mieć różną wartościowość w cząsteczkach różnych związków.
 - Ten sam pierwiastek ma zawsze tę samą/ różną wartościowość w tych samych związkach.
 - Jeśli w cząsteczce różnica elektroujemności między atomami mieści się w zakresie od do , to utworzone wiązanie jest kowalencyjne spolaryzowane.
4. Dla podanych cząsteczek: N_2 , HBr , $MgCl_2$, CS_2 narysuj wzory Lewisa oraz określ rodzaj wiązania między atomami.

10. Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe)

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak tworzy się wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane w cząsteczkach homo- oraz heterojądrowych;
- jak powstaje wiązanie wielokrotne;
- jakie właściwości fizyczne i chemiczne wykazują związki zawierające wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe);
- czym różni się kryształ cząsteczkowy od kowalencyjnego.

Wiązanie występujące między atomami o najmniejszej różnicy elektroujemności, w którym wspólna para elektronowa jest w równym stopniu współdzielona przez te atomy, to **wiązanie kowalencyjne**, zwane także **atomowym**. Związki mające w swojej strukturze wiązania kowalencyjne nazywa się czasami związkami kowalencyjnymi.

wiązanie
kowalencyjne

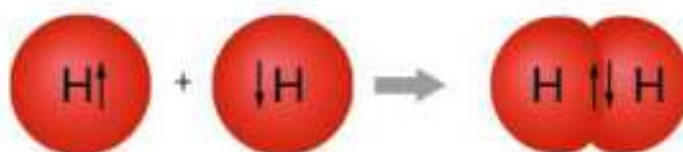
10.1. Tworzenie wiązania kowalencyjnego (atomowego)

Wiązania kowalencyjne tworzą się w **cząsteczkach homojądrowych**, czyli składających się z atomów tego samego pierwiastka, np.: H_2 , Br_2 , O_2 , N_2 , S_8 , P_4 . Różnica elektroujemności atomów w tych cząsteczkach wynosi zero. Najprostszym przykładem pokazującym tworzenie się wiązania kowalencyjnego jest powstawanie cząsteczki wodoru. Atom wodoru ma jeden niesparowany elektron. Podczas tworzenia cząsteczki elektrony rozmieszczają się wokół jąder atomów, tak by utworzyć parę elektronową. Powstała para jest w równym stopniu współdzielona przez obydwa atomy. Każdy atom wykorzystuje dwa elektrony, dlatego też cząsteczka wodoru jest uboższa energetycznie niż dwa oddzielne atomy wodoru i tworzy stabilny układ. By doprowadzić do zerwania wiązania i rozbicia cząsteczki na atomy, należy dostarczyć energię.



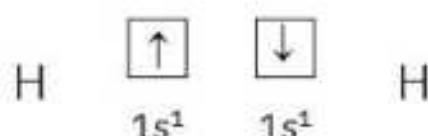
cząsteczki
homojądrowe

Cząsteczki homojądrowe to cząsteczki składające się z atomów tego samego pierwiastka.



Rysunek 31. Tworzenie wiązania kowalencyjnego w cząsteczce wodoru H_2 .

Tworzenie wiązania między atomami wodoru można też przedstawić, stosując zapis konfiguracji elektronowej. Atomy wodoru mają niesparowane elektrony na orbitalu $1s$.

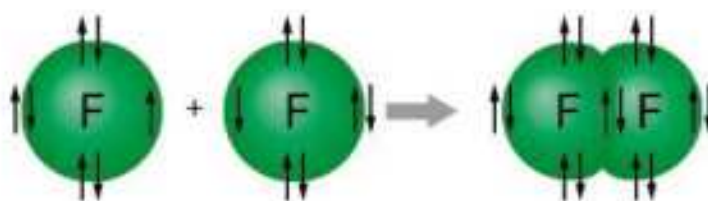


Dążą do osiągnięcia korzystnego energetycznie dubletu, więc uwspólniają swoje elektrony, tworząc wiązanie.



Rysunek 32. Schematyczne przedstawienie tworzenia wiązania w cząsteczce H_2 za pomocą wzorów elektronowych Lewisa.

Podobnie wygląda tworzenie wiązań w cząsteczkach fluorowców. Atom fluoru ma siedem elektronów walencyjnych. Sześć z nich tworzy trzy wolne pary elektronowe, a jeden niesparowany bierze udział w tworzeniu wiązania kowalencyjnego, tworząc cząsteczkę F_2 o niższej energii.



Rysunek 33. Tworzenie wiązania kowalencyjnego w cząsteczce fluoru F_2 .

Z siedmiu elektronów walencyjnych fluoru dwa zajmują orbital $2s$, a pięć – orbitale $2p$.



Do osiągnięcia pożądanego energetycznie oktetu atomowi fluoru brakuje jednego elektronu. Korzystne jest zatem współdzielenie się pojedynczym, niesparowanym elektronem i utworzenie wiązania kowalencyjnego. Reszta elektronów nie bierze udziału w tworzeniu wiązania i stanowi wolne pary elektronowe.



Rysunek 34. Schematyczne przedstawienie tworzenia wiązania w cząsteczce F_2 za pomocą klatek Hunda i wzorów elektronowych Lewisa.

Przykład 1

Przedstaw graficznie, jak tworzy się wiązanie w cząsteczce bromu (Br_2). Nazwij powstałe wiązanie.



Konfiguracja elektronowa atomu bromu wskazuje, że do osiągnięcia oktetu elektronowego brakuje mu jednego elektronu. Uwspólnienie niesparowanego elektronu z orbitalu p prowadzi do uzyskania konfiguracji gazu szlachetnego i utworzenia wiązania.



Ze względu na różnicę elektroujemności między atomami bromu wynoszącą zero powstałe wiązanie jest wiązaniem kowalencyjnym niespolaryzowanym (atomowym).

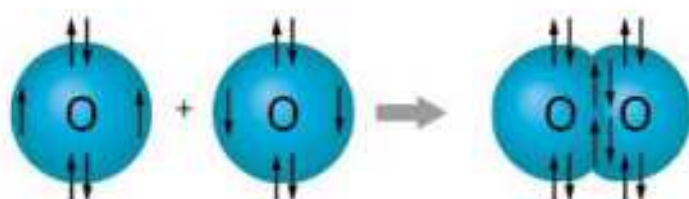
Ćwiczenie

1. Podaj liczbę niewiążących par elektronowych w cząsteczce bromu.

Atomy tlenu (podobnie jak reszta pierwiastków grupy 16), które mają sześć elektronów walencyjnych, uwspólniając jeden elektron i tworząc jedno wiązanie kowalencyjne, nie osiągną oktetu elektronowego, czyli trwałej konfiguracji elektronowej. Do uzyskania oktetu potrzebują kolejnych dwóch elektronów. Skutkuje to utworzeniem w cząsteczce tlenu wiązań podwójnych, będących przykładami wiązań **wielokrotnych** (rysunek 35).

Wiązanie wielokrotne tworzy się najczęściej z udziałem czterech lub sześciu elektronów, dając odpowiednio wiązanie podwójne lub potrójne między dwoma atomami.

wiązanie wielokrotne



Rysunek 35. Tworzenie wiązania podwójnego w cząsteczce tlenu O_2 .



Konfiguracja elektronowa atomu tlenu wygląda następująco: z sześciu elektronów walencyjnych dwa zajmują orbital $2s$, a cztery pozostałe – orbitale $2p$. Z trzech orbitali atomowych typu p tylko jeden jest obsadzony przez parę elektronową, pozostałe zaś – pojedynczymi elektronami, które biorą udział w tworzeniu wiązań.



Wiązanie tworzą zatem pojedyncze elektrony pochodzące z dwóch różnych atomów tlenu, obsadzające orbitale typu p . Każdy z atomów tlenu, tworząc wiązanie podwójne wraz z dwoma wolnymi parami elektronowymi, osiąga trwałą konfigurację elektronową, ponieważ jest otoczony ośmioma elektronami (rysunek 33).



Rysunek 36. Schematyczne przedstawienie tworzenia wiązania w cząsteczce O_2 za pomocą wzorów elektronowych Lewisa.

Ćwiczenie

- Skorzystaj z układu okresowego pierwiastków i wyjaśnij, jak tworzy się wiązanie wielokrotne w cząsteczce azotu N_2 , wiedząc, że liczba uwspólnianych elektronów jednego atomu, czyli liczba tworzonych wiązań, jest równa liczbie elektronów brakujących do osiągnięcia trwałej konfiguracji elektronowej.

Wiązanie kowalencyjne występuje także w **cząsteczkach heterojądrowych**, takich jak CS_2 . Jedna cząsteczka siarczku węgla składa się z trzech atomów: jednego atomu węgla oraz dwóch atomów siarki.

cząsteczka heterojądrowa

Cząsteczka heterojądrowa to cząsteczka składająca się z atomów różnych pierwiastków.

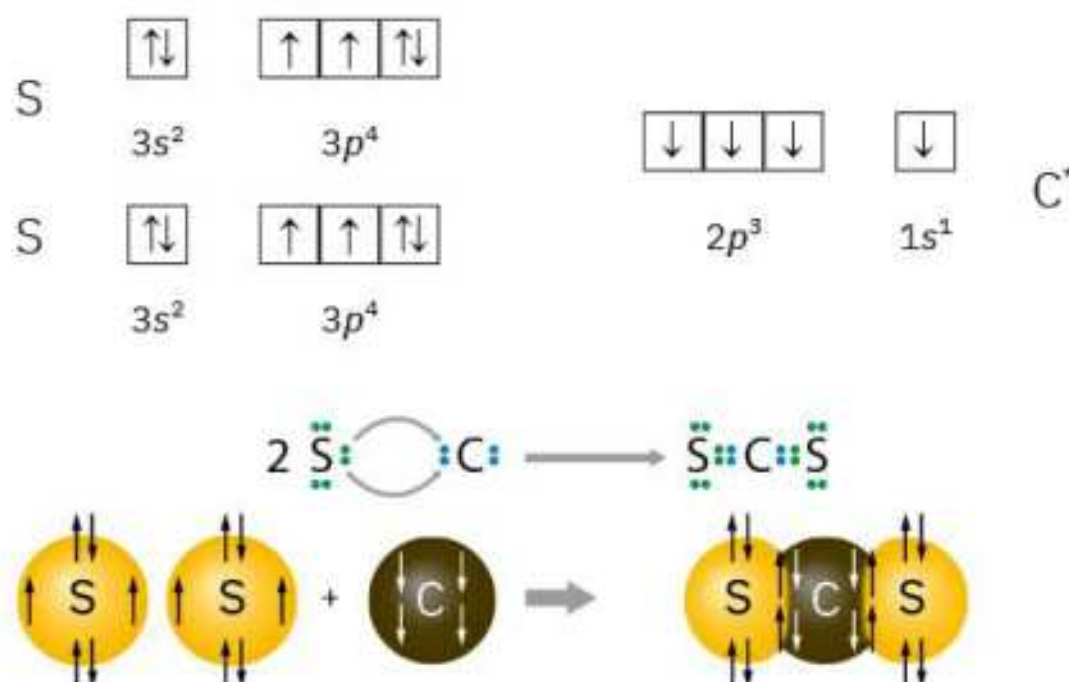
*

Atom węgla ma cztery elektrony walencyjne, dwa na orbitalu $2s$ oraz dwa na orbitalach $2p$. Ze względu na pusty orbital p na powłoce walencyjnej atom węgla łatwo przechodzi w stan wzbudzony, w wyniku czego jeden elektron z orbitalu s przechodzi na wyższy energetycznie orbital typu p . Węgiel w stanie wzbudzonym ma nieco wyższą energię niż w stanie podstawowym, jednak jest to rekompensowane uzyskaną po wzbudzeniu symetrią układu elektronów. Wzbudzony atom węgla (czyli węgiel w stanie wzbudzonym) oznacza się gwiazdką. Ma on cztery niesparowane elektrony, a zatem możliwość tworzenia czterech wiązań.





Atomy siarki mają natomiast po sześć elektronów walencyjnych, z których dwa są niesparowane, a pozostałe cztery tworzą dwie wolne pary elektronowe. Cztery niesparowane elektrony walencyjne atomu węgla zajmują jeden orbital $2s$ oraz trzy orbitale $2p$. W atomie siarki orbital $3s$ obsadza para elektronów, a cztery pozostałe elektrony zajmują orbitale $3p$. Wiązania tworzą pojedyncze elektrony zajmujące orbitale p w przypadku atomów siarki oraz zajmujące orbital s i orbitale p w przypadku atomu węgla. Cztery elektrony atomu węgla tworzą dwa wiązania podwójne, a każdy z atomów siarki tworzy jedno wiązanie podwójne. Dzięki temu wszystkie atomy są otoczone ośmioma elektronami i osiągają trwałą konfigurację elektronową (rysunek 37).



Rysunek 37. Tworzenie wiązań w cząsteczce CS₂ za pomocą klatek Hunda i wzorów elektronowych Lewisa.

Ćwiczenie

- Korzystając z układu okresowego pierwiastków, wyjaśnij, jak tworzy się cząsteczka NCl₃.

Dla zróżnicowania wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych (które zostaną omówione w kolejnym rozdziale) wiązania kowalencyjne (atomowe) określa się jako niespolaryzowane (czyli z równomiernie rozłożonym ładunkiem).

10.2. Właściwości związków zawierających wiązanie kowalencyjne (atomowe)

Rodzaj wiązania wpływa na właściwości fizyczne oraz chemiczne związków. Związki zawierające w swojej strukturze wiązania kowalencyjne (atomowe) tworzą tzw. **kryształy cząsteczkowe** lub **kowalencyjne** i charakteryzują się na ogół niskimi wartościami temperatur topnienia oraz wrzenia. Kryształy cząsteczkowe są stosunkowo miękkie i mało odporne na uszkodzenia mechaniczne. Kryształy kowalencyjne tworzą sieci krystaliczne o uporządkowanej strukturze powstałej z kowalencyjnie połączonych atomów, np. w diamencie. Ich właściwości są od-

*



właściwości związków zawierających wiązanie kowalencyjne



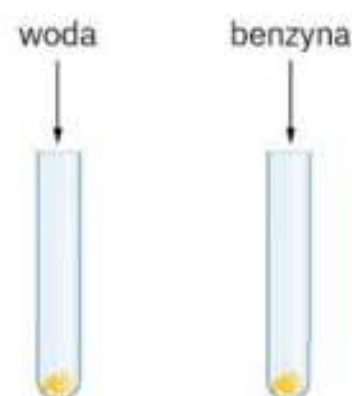
mienne od kryształów cząsteczkowych. Poza wysoką wytrzymałością mechaniczną charakteryzują się one wysoką temperaturą topnienia. Związki zawierające wiązania kowalencyjne nie przewodzą prądu elektrycznego w stanie ciekłym i stałym. Wyjątek stanowi grafit. Nie ulegają one także dysocjacji. Związki te przeważnie rozpuszczają się w benzynie (rozpuszczalnikach niepolarnych), ale nie rozpuszczają się w wodzie (rozpuszczalnikach polarnych). Wiązanie kowalencyjne jest stosunkowo trwałe, a reakcje z udziałem związków posiadających takie wiązanie zachodzą zwykle powoli, gdyż warunkiem zajścia reakcji jest jego rozerwanie.

Doświadczenie 1

W dwóch probówkach umieść po 0,2 g siarki. Do jednej probówki dodaj kilka mililitrów rozpuszczalnika niepolarnego (np. benzyna lub eter naftowy), a do drugiej – taką samą objętość wody.

Polecenie:

Zanotuj obserwacje oraz wnioski z przeprowadzonego doświadczenia.



kryształ
cząsteczkowy

Kryształ cząsteczkowy to struktura, której cząsteczki mają wiązania kowalencyjne między atomami, a sieć krystaliczna jest tworzona przez zbiór cząsteczek oddziałujących ze sobą.

kryształ
kowalencyjny

Kryształ kowalencyjny to struktura, której sieć krystaliczną tworzą uporządkowane atomy połączone wiązaniami kowalencyjnymi z sąsiadującymi atomami.



Rysunek 38. Model sieci krystalicznej kryształu kowalencyjnego (diamentu).



PODSUMOWANIE LEKCJI

- Między atomami o najmniejszej różnicy elektroujemności (od 0 do 0,4) tworzy się **wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane**, zwane także **atomowym**. s. 63
- Wszystkie **cząsteczki homojądrowe** (składające się z atomów tego samego pierwiastka) mają wiązanie atomowe. s. 64
- **Wiązanie wielokrotne** tworzy się najczęściej z 4 lub 6 elektronów, dając odpowiednio wiązanie podwójne (np. w cząsteczce tlenu) lub potrójne (np. w cząsteczce azotu). s. 65
- **Właściwości związków zawierających wiązanie kowalencyjne (atomowe):** s. 67
 - w stanie stałym tworzą kryształy cząsteczkowe albo kryształy kowalencyjne;
 - nie przewodzą prądu elektrycznego (z wyjątkiem grafitu);
 - rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych, np. w benzynie;
 - nie rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, np. w wodzie;
 - nie ulegają dysocjacji;
 - ze względu na mocne wiązania kowalencyjne reagują powoli.
- **Kryształ cząsteczkowy** to struktura, w której sieć krystaliczną tworzą cząsteczki powiązane oddziaływaniami międzycząsteczkowymi. s. 68
- **Kryształ kowalencyjny** to struktura mająca w węzłach sieci krystalicznej obojętne elektrycznie atomy. s. 68

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Podaj trzy przykłady cząsteczki heterojądrowej, w której występują wiązania kowalencyjne niespolaryzowane.
2. Przedstaw graficznie w zeszycie, jak tworzy się wiązanie w cząsteczce: H_2 , Cl_2 , O_2 , CS_2 . 
3. Wymień właściwości fizyczne oraz chemiczne związków zawierających wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe).

11. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak tworzy się wiązanie kowalencyjne spolaryzowane;
- jakie właściwości mają związki zawierające wiązanie kowalencyjne spolaryzowane;
- co to jest i kiedy występuje moment dipolowy.

Wiązanie występujące między atomami, których różnica elektroujemności mieści się w przedziale od 0,4 do 1,7 i w których wspólna para elektronowa jest przesunięta w kierunku atomu pierwiastka bardziej elektroujemnego, to **wiązanie kowalencyjne spolaryzowane**.

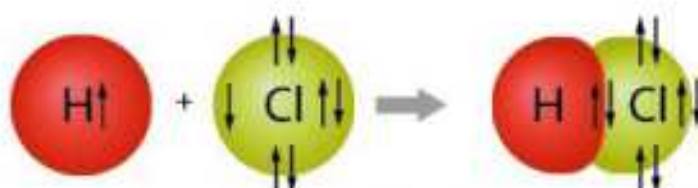
wiązanie
kowalencyjne
spolaryzowane



tworzenie wiązania
kwalencyjnego
spolaryzowanego

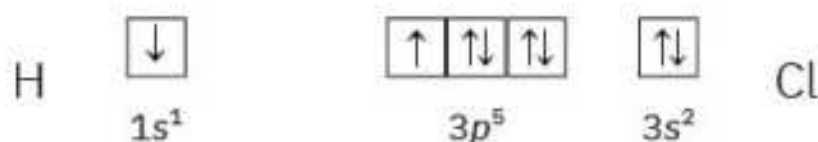
11.1. Tworzenie wiązania kwalencyjnego spolaryzowanego

W cząsteczce chlorowodoru HCl różnica elektroujemności pierwiastków wynosi 0,9 (3 (Cl) – 2,1 (H)). Dowodzi to, że między atomem chloru i wodoru tworzy się wiązanie kwalencyjne spolaryzowane. Atom wodoru ma jeden elektron walencyjny, a atom chloru – siedem. By utworzyć trwałą konfigurację elektronową, zarówno atomowi wodoru, jak i chloru, brakuje jednego elektronu. Uwspólnienie niesparowanych pojedynczych elektronów wodoru i chloru jest korzystne energetycznie i prowadzi do powstania dubletu w przypadku wodoru oraz oktetu elektronowego w przypadku chloru (rysunek 39).

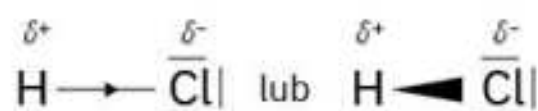


Rysunek 39. Tworzenie wiązania kwalencyjnego spolaryzowanego w cząsteczce chlorowodoru HCl.

Wiązanie tworzy niesparowany elektron atomu wodoru z orbitalu 1s oraz niesparowany elektron z jednego orbitalu 3p atomu chloru. Pozostałe elektrony walencyjne atomu chloru stanowią wolne pary elektronowe.



Utworzona wspólna para elektronowa ze względu na większą elektroujemność atomu chloru jest przesunięta w jego stronę. Zaznacza się to symbolicznie, umieszczając na wiązaniu grot strzałki lub klin skierowany w stronę atomu o większej elektroujemności.

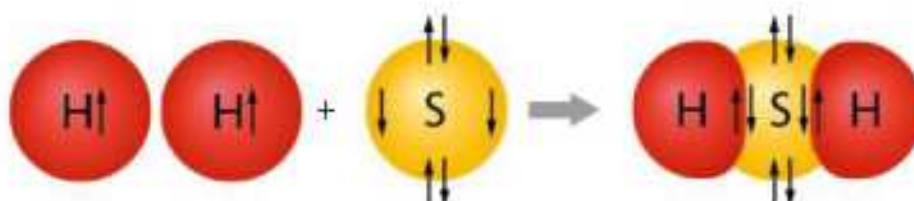


Przykład 1

Opisz i przedstaw graficznie tworzenie się wiązania w cząsteczce siarkowodoru H_2S .

Rozwiązanie:

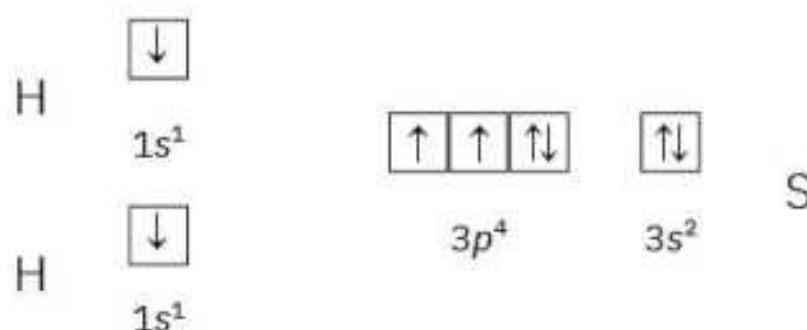
Różnica elektroujemności między atomami wodoru i siarki wynosi 0,4. Wynika stąd, że powstaje między nimi wiązanie kwalencyjne spolaryzowane. Pojedyncze elektrony z dwóch atomów wodoru tworzą wiązania pojedyncze z dwoma niesparowanymi elektronami siarki.



Rysunek 40. Tworzenie wiązania kwalencyjnego spolaryzowanego w cząsteczce siarkowodoru H_2S .



W tworzeniu wiązania biorą udział niesparowane elektrony dwóch atomów wodoru z orbitalu $1s$ oraz dwa niesparowane elektrony atomu siarki z orbitalu $3p$.



Ćwiczenie

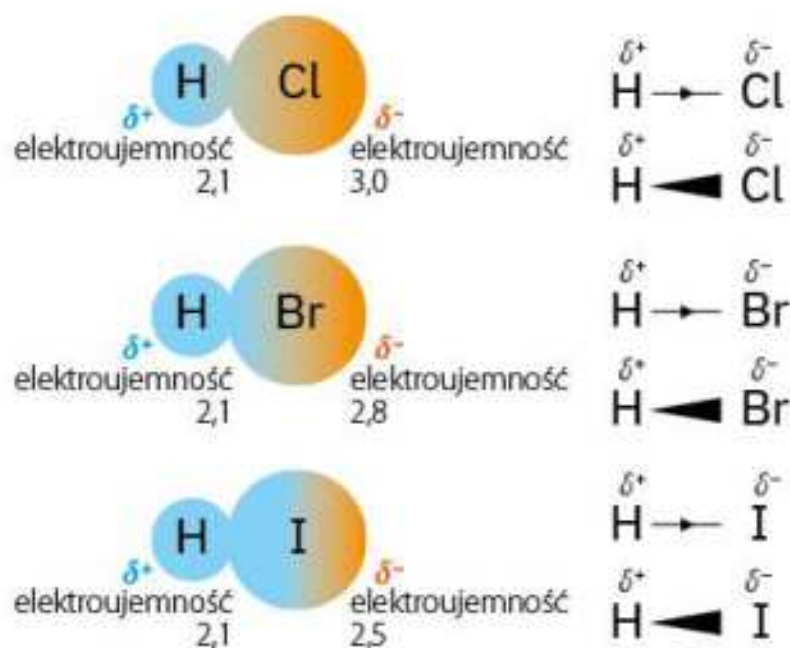
- Korzystając z układu okresowego pierwiastków, wyjaśnij, jak tworzy się cząsteczka H_2O .

11.2. Właściwości związków zawierających wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

Związki zawierające wiązania kowalencyjne spolaryzowane i związki zawierające wiązania kowalencyjne niespolaryzowane charakteryzują się podobnymi właściwościami. Wykazują one raczej niskie wartości temperatur topnienia oraz wrzenia. Związki mające wiązania słabo spolaryzowane przeważnie rozpuszczają się w benzynie (rozpuszczalnikach niepolarnych), natomiast nie rozpuszczają się w wodzie (rozpuszczalnikach polarnych). Związki zawierające w swojej strukturze wiązania silnie spolaryzowane zachowują się odwrotnie. Ponadto nie przewodzą prądu elektrycznego w stanie ciekłym i stałym. Związki te tylko w przypadku obecności silnie spolaryzowanego wiązania ulegają dysocjacji. Związki zawierające silnie spolaryzowane wiązanie wykazują cechy pośrednie między związkami zawierającymi wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe) a związkami z wiązaniem jonowym (które zostaną omówione w kolejnym rozdziale).

11.3. Moment dipolowy

Cząsteczki posiadające wiązania kowalencyjne spolaryzowane w związku z różnicą elektroujemności oraz przesunięciem pary elektronowej w kierunku atomu pierwiastka bardziej elektroujemnego charakteryzują się niesymetrycznym i nierównomiernym rozmieszczeniem ładunku w stosunku do środka cząsteczki. W związku z tym wykazują one biegunowość elektryczną. Można wyróżnić biegun dodatni (oznaczany jako δ^+), znajdujący się w okolicy atomu pierwiastka mniej elektroujemnego, i biegun ujemny (δ^-) w okolicy atomu pierwiastka



Rysunek 41. Przykładowe cząsteczki wykazujące biegunowość.



bardziej elektroujemnego. Częsteczkę, w której można wyróżnić dwa bieguny, nazywa się **dipolem** i określa się ją jako **częsteczkę polarną**. Stopień polaryzacji wiązania może być różny. Miarą polaryzacji, czyli przesunięcia ładunku elektrycznego w częsteczce, jest wielkość fizyczna zwana **momentem dipolowym**. Oznacza się ją symbolem μ . Jednostka momentu dipolowego to debaj (D).

dipol

Dipol to częsteczka polarna, w której można wyróżnić dwa różnoimienne bieguny.

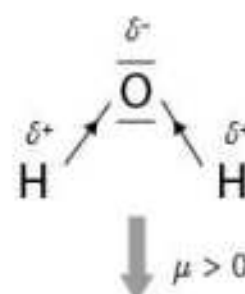
moment dipolowy

Moment dipolowy to wektorowa wielkość fizyczna, wprowadzona przez Petera Debye'a (czytaj: debaja), o kierunku zgodnym z osią dipola oraz zwrocie skierowanym od ładunku ujemnego do dodatniego. Moment dipolowy definiuje się jako iloczyn bezwzględnej wartości ładunku zawartego na jednym biegunie e oraz odległości między biegunami l .

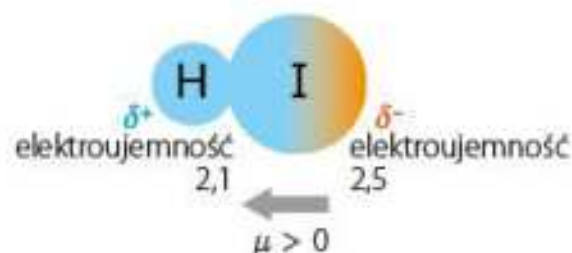
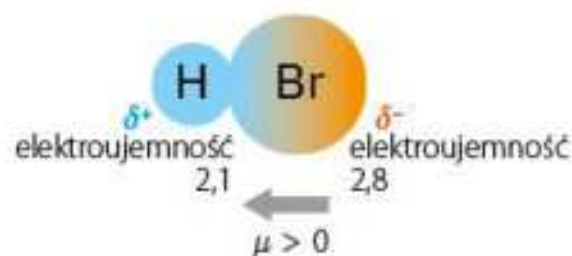
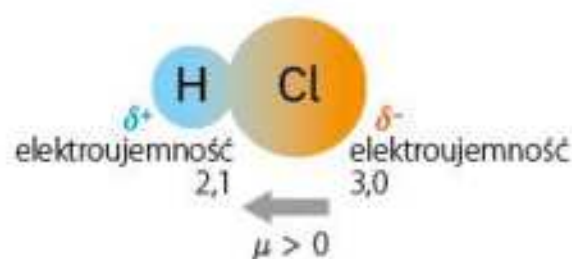
$$\mu = e \cdot l$$

$$[D] = [C \cdot m]$$

Przykładem częsteczki wykazującej duży moment dipolowy jest woda H_2O . Różnica elektroujemności między atomami tlenu i wodoru w tej częsteczce wynosi 1,4. Biegun dodatni znajduje się bliżej atomów wodoru, natomiast ujemny – w okolicach tlenu. Wypadkowy moment dipolowy, będący wektorową sumą momentów dipolowych wiązań spolaryzowanych, jest różny od zera i ma zwrot skierowany w stronę biegunów dodatnich.



Rysunek 42. Moment dipolowy częsteczki wody.



Rysunek 43. Przykładowe częsteczki wykazujące moment dipolowy.

Ćwiczenie

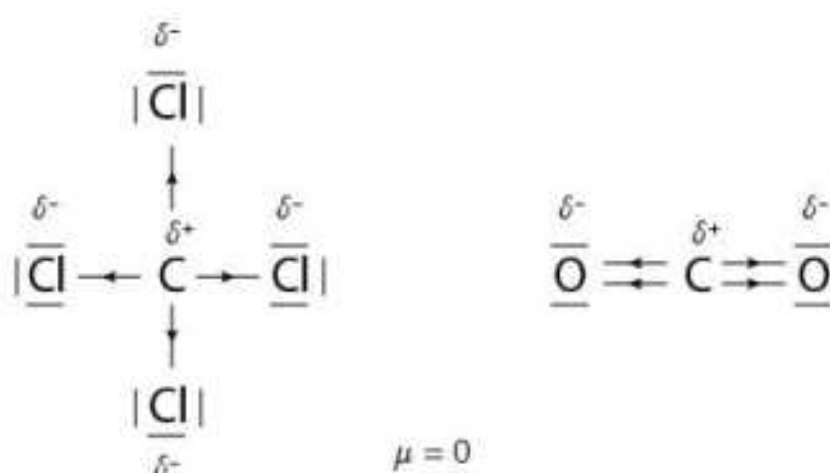
2. Podaj przykład związku zawierającego wiązanie kowalencyjne spolaryzowane. Wskaż biegun dodatni oraz biegun ujemny.

Niektóre związki mimo obecności wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych nie wykazują momentu dipolowego. Wynika to z tego, że momenty dipolowe części wiązań są równoważone momentami dipolowymi innych wiązań, równych co do wartości, jednak o przeciwnym zwrocie, co powoduje ich wzajemne znoszenie się. W takim przypadku wypadkowy moment dipolowy wynosi zero. Obserwuje się to m.in. w częsteczkach związków CCl_4 , SiF_4 oraz CO_2 . Częsteczki takie, podobnie jak częsteczki niewykazujące biegunowości elektrycznej, określa się jako niepolarne.



cząsteczka
niepolarna

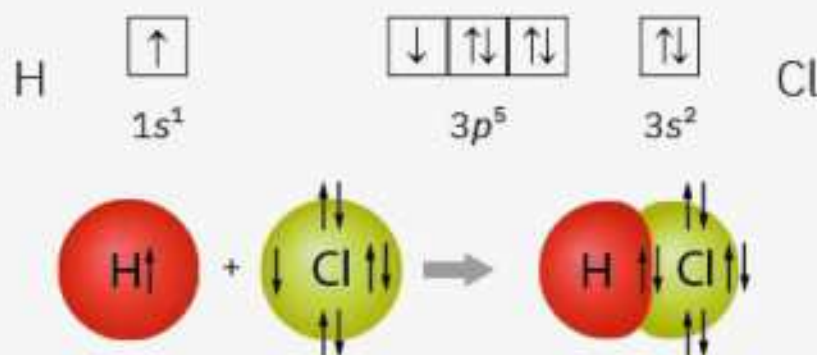
Cząsteczka niepolarna to cząsteczka mająca równomiernie rozłożony ładunek (niewykazująca biegunowości elektrycznej) lub też cząsteczka, w której mimo obecności momentów dipolowych na poszczególnych wiązaniach wypadkowy moment dipolowy wynosi zero.



Rysunek 44. Zerowy moment dipolowy symetrycznych cząsteczek zawierających wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane** występuje między atomami, w których różnica elektroujemności zawiera się w przedziale od 0,4 do 1,7. Charakteryzuje się przesunięciem wspólnej pary elektronowej w kierunku atomu pierwiastka bardziej elektroujemnego. s. 69
- **Tworzenie wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego:** s. 70



- Związki zawierające wiązania kowalencyjne spolaryzowane wykazują pośrednie właściwości względem związków z wiązaniami kowalencyjnymi niespolaryzowanymi (atomowymi) oraz jonowymi. Mogą również wykazywać **moment dipolowy** (być dipolem). s. 72
- **Dipol** to cząsteczka polarna, w której można wyróżnić dwa różnoimienne bieguny. s. 72
- **Moment dipolowy** to iloczyn wartości ładunku oraz odległości między biegunami. Jest wielkością wektorową o zwrocie skierowanym od ładunku ujemnego do dodatniego. s. 72



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA



1. Przedstaw graficznie w zeszycie, jak tworzy się wiązanie w cząsteczce HBr.
2. Kiedy związki zawierające wiązanie kowalencyjne spolaryzowane mają właściwości zbliżone do związków kowalencyjnych, a kiedy do związków jonowych?
3. Wskaż, które z poniższych związków wykazują moment dipolowy.
 H_2O , H_2S , CO_2 , NH_3
4. Wyjaśnij pojęcie dipola i momentu dipolowego.
5. Podaj po jednym przykładzie związku zawierającego wiązanie kowalencyjne spolaryzowane wykazującego moment dipolowy oraz takiego, którego wypadkowy moment dipolowy wynosi zero. Przedstaw, jak tworzą się wiązania w wybranych związkach oraz zaznacz momenty dipolowe wiązań.

12. Wiązanie jonowe

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak tworzy się wiązanie jonowe;
- jakie właściwości mają związki zawierające wiązanie jonowe.

Skrajnym przypadkiem wiązania spolaryzowanego jest wiązanie jonowe. Znajduje się między atomami, jeśli różnica ich elektroujemności wynosi co najmniej 1,7. Związki mające wiązanie jonowe są nazywane związkami jonowymi.

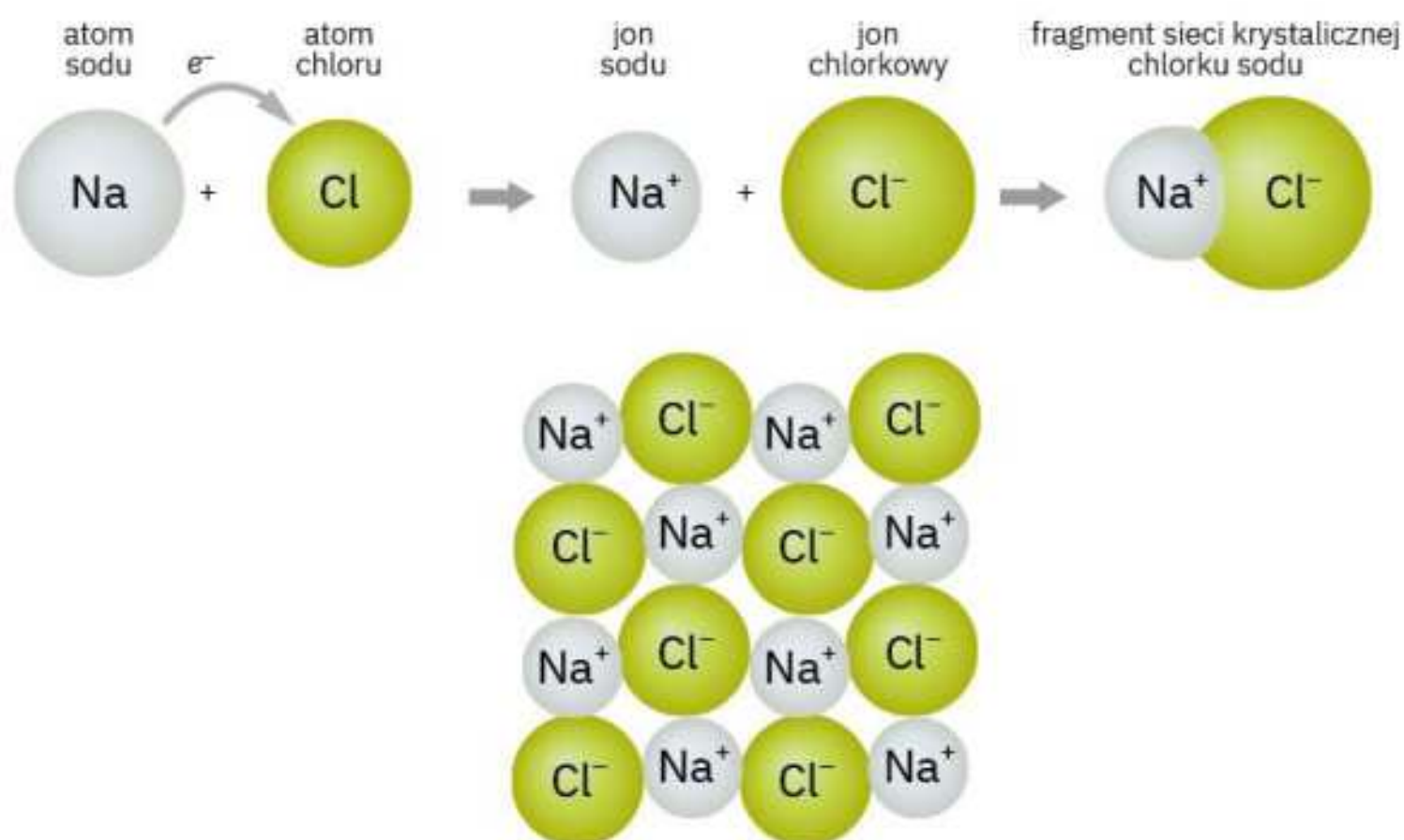
12.1. Tworzenie wiązania jonowego

Uwspólnienie elektronów nie zawsze jest satysfakcjonujące pod względem energetycznym z punktu widzenia atomu. Atom oddaje elektrony lub je przyjmuje, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową. Dzieje się tak w przypadku reakcji między atomami pierwiastków o dużej różnicy elektroujemności. Atom pierwiastka mniej elektroujemnego oddaje, a atom pierwiastka bardziej elektroujemnego przyciąga, a następnie przyłącza elektrony, osiągając odpowiednio dublet lub oktet elektronowy. W wyniku migracji elektronów tworzą się **jony**. Po oddaniu elektronów obojętny atom ma deficyt ładunku ujemnego, staje się zatem **kationem** (jonem dodatnim), natomiast atom, który przejął elektrony i ma nadmiar ładunku ujemnego, staje się **anionem** (jonem ujemnym). Takie dwa indywidua o różnoimiennych ładunkach przyciągają się wzajemnie, tworząc **wiązanie jonowe**.

Atom sodu ma jeden niesparowany elektron na powłoce walencyjnej, atom chloru ma siedem elektronów walencyjnych. Zatem atom sodu chętnie odda elektron, dążąc do konfiguracji najbliższego mu gazu szlachetnego – neonu.

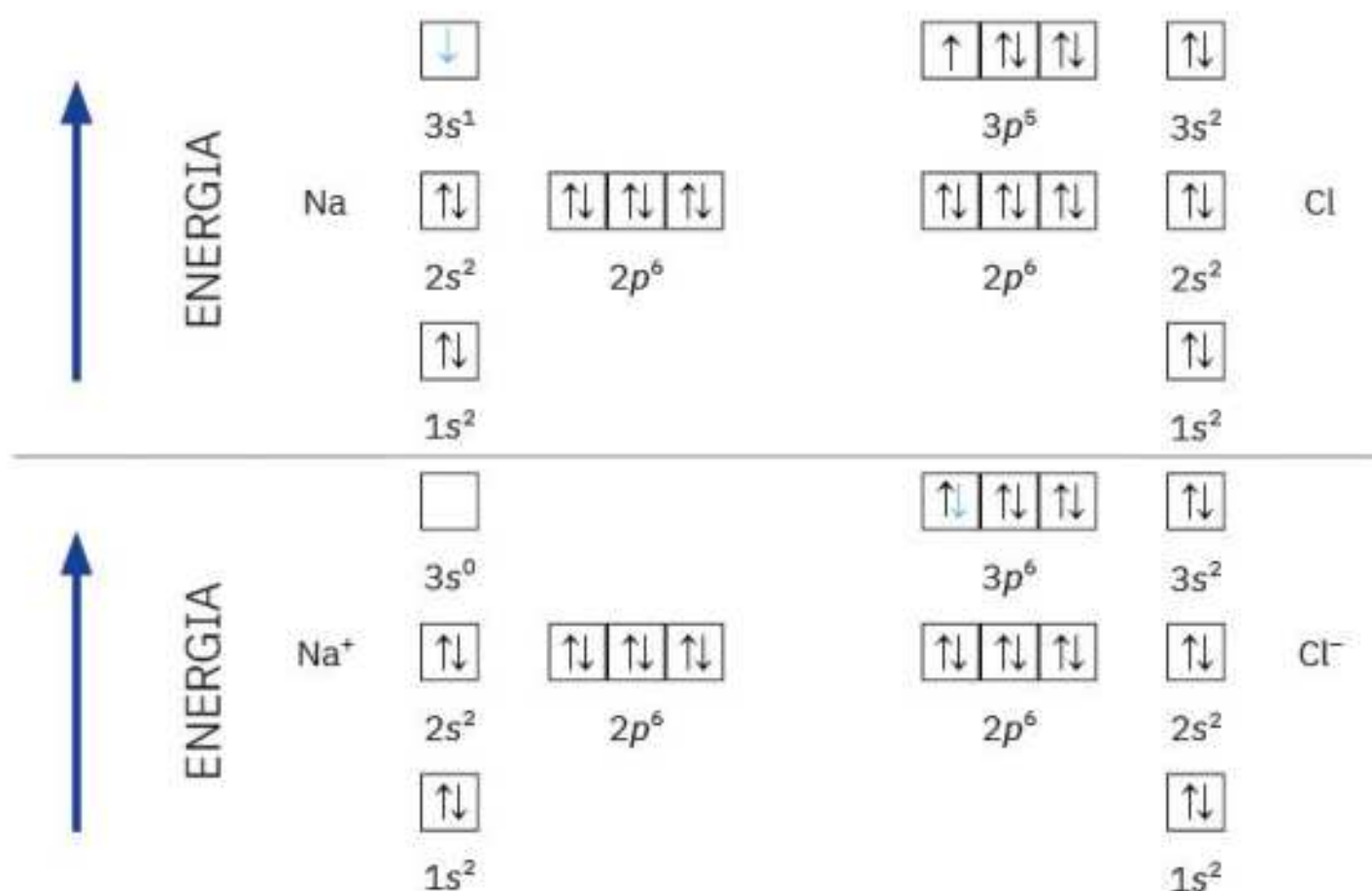


Natomiast chlor chętnie ten elektron przejmie, osiągając konfigurację argonu, a tym samym oktet elektronowy.



Rysunek 45. Tworzenie się wiązania jonowego w chlorku sodu.

Atom sodu, oddając elektron z najwyższej energetycznego orbitalu 3s, obniża swoją energię i zyskuje trwałą konfigurację elektronową. Atom chloru, obsadzając dodatkowy elektron na orbitalu 3p, obniża swoją energię, zyskując symetryczne rozmieszczenie elektronów i osiągając trwałą konfigurację elektronową.

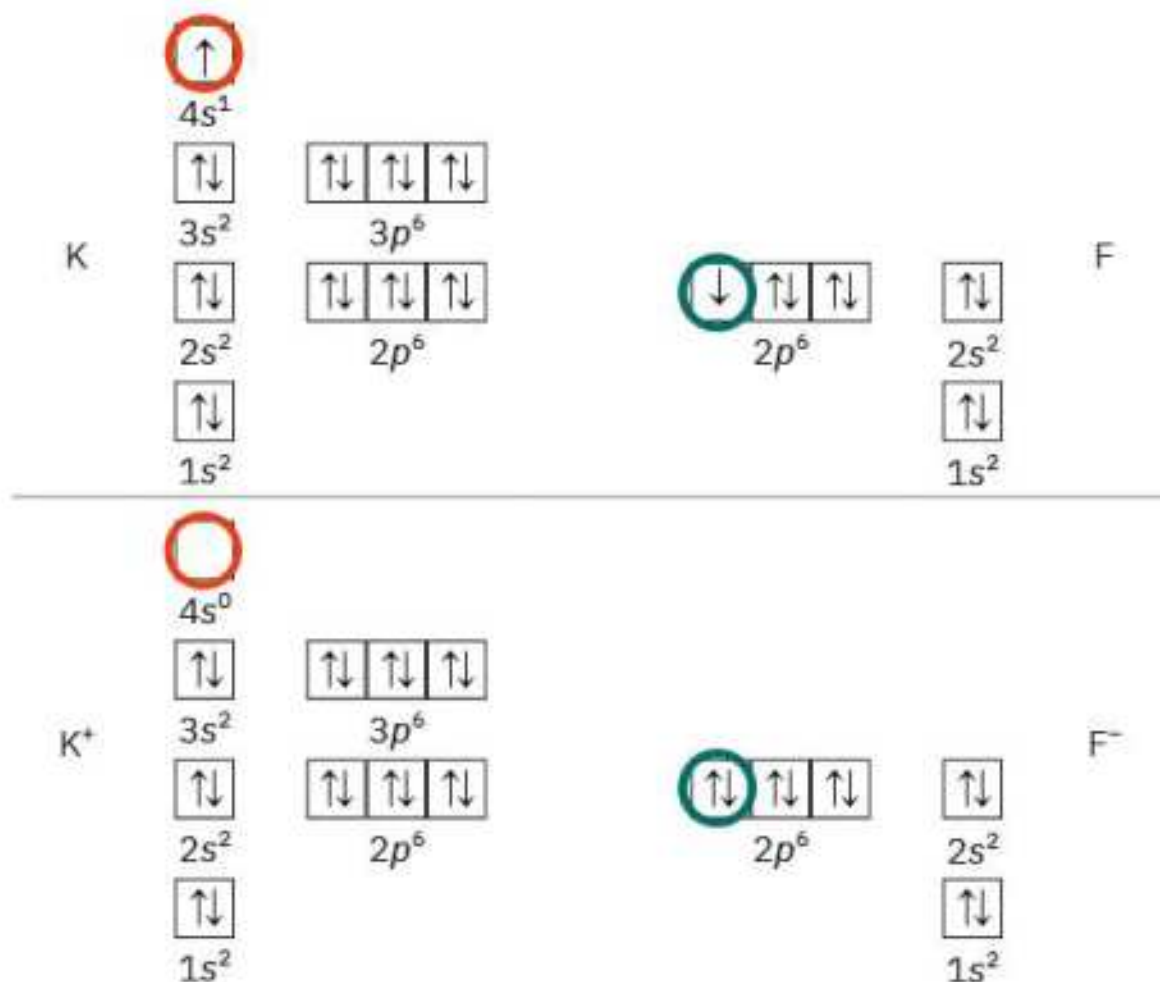




Przykład 1

Przedstaw, opierając się na konfiguracji elektronowej, jak tworzy się wiązanie jonowe w KF.

Rozwiązanie:

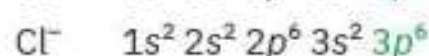
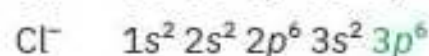
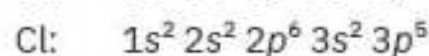
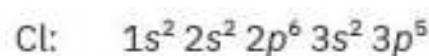
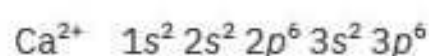
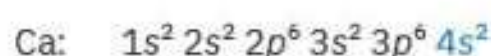


Dużą różnicę elektroujemności wskazującą na obecność wiązań jonowych mają pary atomów pierwiastków elektrododatnich oraz elektroujemnych. Wiązania jonowe to nie tylko połączenia atomów pierwiastków grupy 1 oraz 17.

Różnica elektroujemności między atomem chloru i atomem wapnia w chlorku wapnia $CaCl_2$ wynosi 2,0. Atom wapnia, by uzyskać trwałą konfigurację elektronową, pozbywa się dwóch elektronów na rzecz dwóch atomów chloru, z których każdy przyłącza po jednym elektronie, zyskując w ten sposób trwałą konfigurację elektronową.



Rysunek 46. Tworzenie wiązania jonowego w $CaCl_2$.





Jeszcze większa różnica elektroujemności (2,3) występuje między atomami magnezu i tlenu. Atom magnezu, podobnie jak atom wapnia w chlorku wapnia, chętnie pozbędzie się dwóch elektronów. Tlen ma sześć elektronów walencyjnych, zatem przyjmując dwa, uzupełni swoją konfigurację elektronową oraz osiągnie oktet elektronowy i konfigurację gazu szlachetnego neonu.

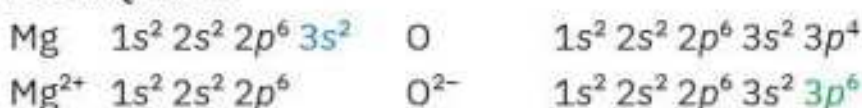


Rysunek 47. Tworzenie wiązania jonowego w tlenku magnezu MgO.

Przykład 2

Przedstaw za pomocą konfiguracji elektronowej magnezu, tlenu i odpowiednich jonów tych pierwiastków, jak tworzy się wiązanie jonowe w MgO.

Rozwiązanie:



Ćwiczenie

1. Przedstaw za pomocą wzorów elektronowych tworzenie wiązania jonowego w LiCl, CaO oraz MgF₂. Sprawdź, rozpisując w zeszycie konfiguracje elektronowe, czy powstałe jony uzyskały trwalsze konfiguracje elektronowe względem odpowiednich atomów (przed jonizacją).

12.2. Właściwości związków zawierających wiązanie jonowe

Związki zawierające wiązanie jonowe w stanie stałym tworzą **kryształy jonowe** z siecią krystaliczną, w której kationy i aniony są regularnie rozmieszczone na przemian i nie występują w postaci pojedynczych cząsteczek.

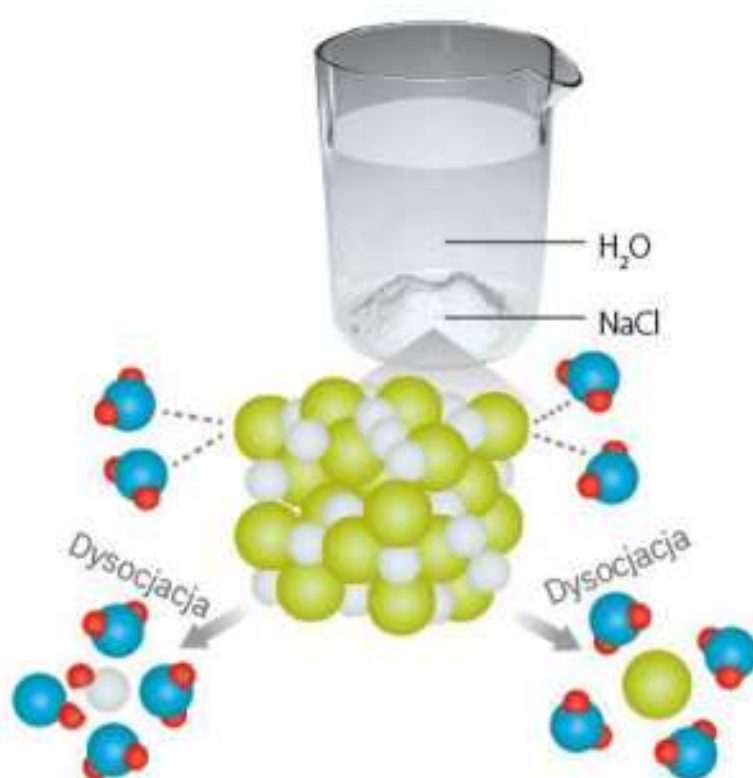
Kryształy jonowe to struktury tworzone przez związki zawierające wiązanie jonowe w stanie stałym. Nie składają się z atomów, ale z naprzemiennie ułożonych kationów i anionów, których stosunek liczbowy można ustalić na podstawie wzoru sumarycznego.

Związki jonowe to twarde substancje krystaliczne charakteryzujące się wysoką temperaturą topnienia – potrzebna jest znaczna ilość energii, by zniszczyć sieć krystaliczną. Temperatury wrzenia i topnienia rosną wraz ze wzrostem charakteru jonowego. Związki jonowe słabo rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych, natomiast dobrze rozpuszczają się w wodzie i innych rozpuszczalnikach polarnych. Ulegają dysocjacji, czyli rozpadają się na jony pod wpływem wody. Ze względu na sztywność struktury kryształu i brak możliwości migracji jonów,

właściwości
związków
jonowych

kryształy jonowe





nie przewodzą one prądu w stanie stałym. Jednak w stanie stopionym bądź w roztworze uwolnione w wyniku dysocjacji jony, będące nośnikami elektronów, umożliwiają przewodzenie prądu. Reakcje z udziałem jonów zachodzą z reguły bardzo szybko.

Rysunek 48. Dysocjacja elektrolityczna związku jonowego, chlorku sodu w wodzie.

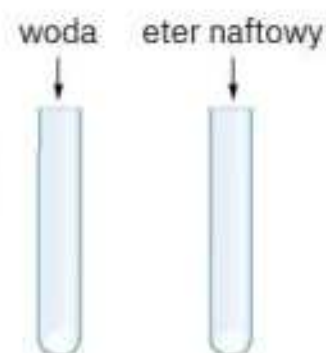


Doświadczenie 1

W dwóch probówkach umieść po 0,1 g chlorku sodu. Do jednej probówki dodaj kilka mililitrów rozpuszczalnika niepolarnego (np. eteru naftowego), a do drugiej – tę samą objętość wody.

Polecenie:

Zanotuj obserwacje oraz wnioski z przeprowadzonego doświadczenia.



W rzeczywistości nigdy nie mamy w związkach wyłącznie wiązań jonowych. Udział jonowego charakteru wiązania można określić, znając wielkość różnicy elektroujemności atomów pierwiastków tworzących to wiązanie. Im większa różnica elektroujemności, tym większy udział wiązania jonowego. Wpływa to na właściwości związków. Im większy udział charakteru jonowego danego związku, tym więcej cech typowych dla związków jonowych on wykazuje.

WZROST CHARAKTERU JONOWEGO							
							
Przykład związku	NaCl	MgCl ₂	AlCl ₃	SiCl ₄	PCl ₃	SCl ₂	Cl ₂
Różnica elektroujemności	2,1	1,8	1,5	1,2	0,9	0,5	0
Procentowy udział wiązania jonowego	67%	55%	43%	30%	19%	6%	0%
							
WZROST CHARAKTERU KOWALENCYJNEGO							



Ćwiczenie

2. Uporządkuj podane związki zgodnie ze wzrostem udziału charakteru jonowego: KCl, MgCl₂, CaCl₂, KF, LiBr.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Wiązanie jonowe** jest skrajnym przypadkiem wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego. Tworzy się między atomami, w których różnica elektroujemności wynosi co najmniej 1,7. s. 74
- Związki zawierające wiązania jonowe tworzą **kryształy jonowe** składające się z naprzemiennie ułożonych kationów i anionów, których stosunek liczbowy można ustalić na podstawie wzoru sumarycznego. s. 77
- **Właściwości związków jonowych:** s. 77
 - to twarde substancje krystaliczne;
 - charakteryzują się wysoką temperaturą topnienia oraz wrzenia;
 - słabo rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych;
 - dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych;
 - ulegają dysocjacji;
 - w stanie stopionym oraz w roztworach przewodzą prąd elektryczny;
 - z reguły reagują bardzo szybko.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Przedstaw graficznie w zeszycie, jak tworzy się wiązanie w związku MgCl₂ oraz CaO.
2. Wymień cechy typowe dla związków jonowych.
3. Uporządkuj podane związki zgodnie ze wzrostem temperatury topnienia, wiedząc, że temperatura topnienia rośnie wraz z charakterem jonowym związku: KCl, MgCl₂, CaCl₂, KF, LiBr.
4. Wskaż, który pierwiastek w wyniku tworzenia wiązania jonowego staje się kationem, a który anionem w związkach: MgCl₂, NaCl, AlF₃. Podaj stosunek liczbowy jonów w kryształach.



13. Wiązanie koordynacyjne (donorowo-akceptorowe)

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak tworzy się wiązanie koordynacyjne;
- co oznaczają pojęcia: donor i akceptor w kontekście wiązania koordynacyjnego.

wiązanie koordynacyjne

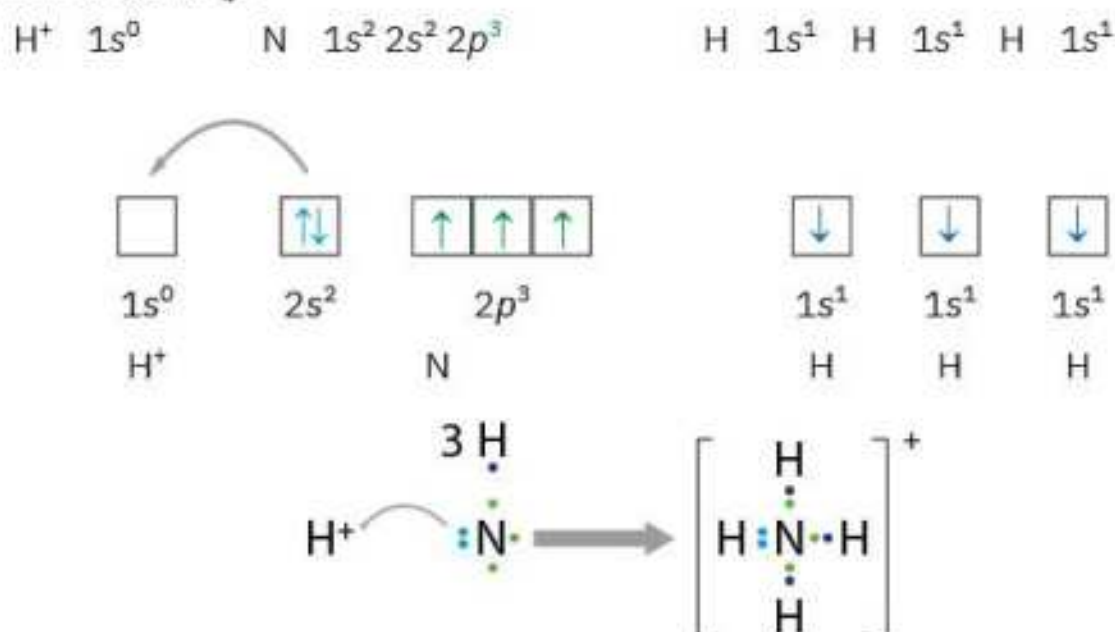
Wiązania koordynacyjne, nazywane także wiązaniami donorowo-akceptorowymi, są zbliżone do wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych, ale powstają w inny sposób. Wkład atomów tworzących wiązanie kowalencyjne jest obustronny. W przypadku wiązania koordynacyjnego para elektronowa tworząca wiązanie chemiczne pochodzi od jednego atomu.

13.1. Tworzenie wiązania koordynacyjnego

donor i akceptor

Atom będący dawcą pary elektronowej nazywa się **donorem**, a jej biorcą – **akceptorem**. Stąd inna nazwa wiązania koordynacyjnego – **wiązanie donorowo-akceptorowe**. Warunkiem koniecznym do jego powstania, podobnie jak w przypadku wszystkich wiązań, jest utworzenie trwalszej konfiguracji elektronowej, a dodatkowo posiadanie wolnej pary elektronowej przez donor oraz luki elektronowej (niezapełnionego poziomu energetycznego, niezapełnionej powłoki elektronowej) przez akceptor.

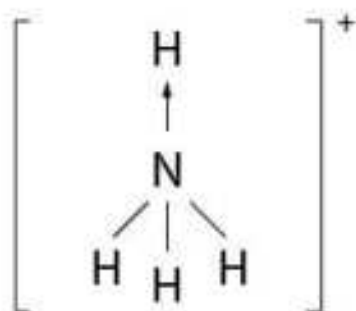
Najprostszym przykładem wiązania koordynacyjnego jest tworzenie kationu amonowego NH_4^+ .



Rysunek 49. Tworzenie wiązania koordynacyjnego w kationie amonowym.



Wiązanie koordynacyjne przedstawia się za pomocą strzałki, której grot skierowany jest w stronę akceptora pary elektronowej.



Rysunek 50. Wzór strukturalny kationu amonowego.

Ćwiczenie

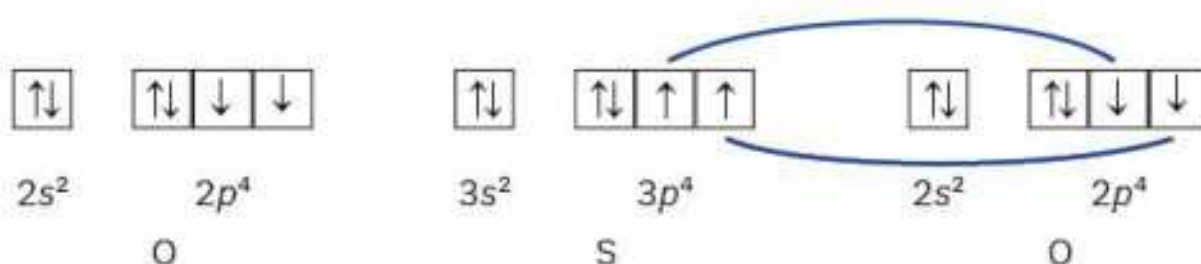
1. Napisz wzór strukturalny kationu hydroniowego H_3O^+ , wiedząc, że w swojej strukturze zawiera on wiązanie koordynacyjne.



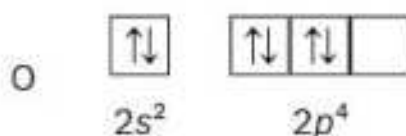
Nieco bardziej skomplikowany jest przypadek wiązania koordynacyjnego występującego w SO_2 , tlenku siarki(IV). Konfiguracja elektronowa elektronów walencyjnych w atomie siarki przedstawia się następująco: $3s^2 3p^4$, a tlenu: $2s^2 2p^4$.



Atom siarki dysponuje dwoma niesparowanymi elektronami i osiąga oktet elektronowy, wykorzystując te elektrony do utworzenia jednego podwójnego wiązania z jednym atomem tlenu. Atom tlenu także zyskuje trwałą konfigurację elektronową.

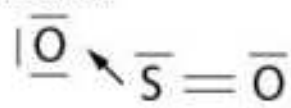


Do utworzenia kolejnego wiązania siarka wykorzystuje jedną z dwóch wolnych par elektronowych i jako donator oddaje ją drugiemu atomowi tlenu. Ten, by móc przyjąć tę parę i stać się akceptorem, musi utworzyć lukę elektronową, zwalniając jeden z orbitali.

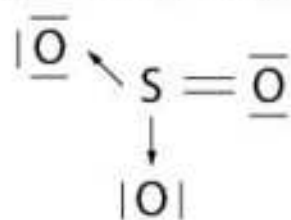




W ten sposób atom tlenu wykorzystuje sześć elektronów do utworzenia trzech wolnych par elektronowych i by uzyskać oktet elektronowy, akceptuje parę elektronową pochodzącą od atomu siarki.



Wiązania koordynacyjne występują też w cząsteczce SO_3 , tlenku siarki(VI). Na wzorze strukturalnym SO_2 widać, że siarka ma oktet elektronowy, ale dysponuje wolną parą elektronową, którą może wykorzystać do utworzenia kolejnego wiązania koordynacyjnego, nie tracąc trwałej konfiguracji elektronowej.



Przykład 1

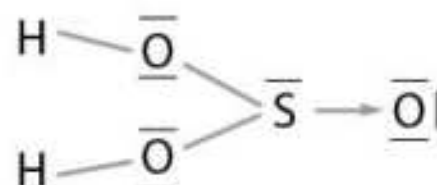
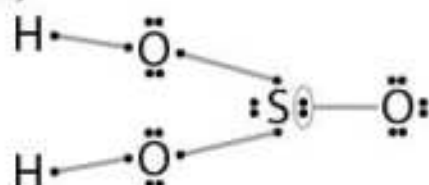
Na podstawie wzorów elektronowych przedstaw, jak powstaje wiązanie koordynacyjne. Narysuj w zeszycie wzory strukturalne poniższych związków.

a) H_2SO_3

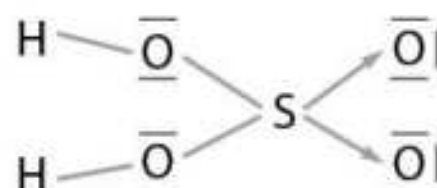
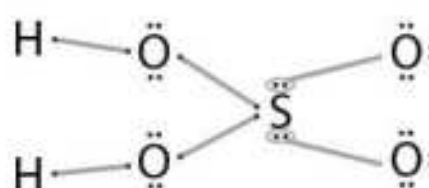
b) H_2SO_4

Rozwiązanie:

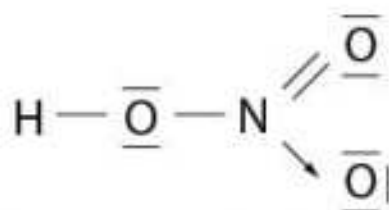
a)



b)



Przykładem cząsteczki składającej się z pięciu atomów, w której strukturze występuje wiązanie koordynacyjne, jest HNO_3 , kwas azotowy(V). Azot ma trzy niesparowane elektrony mogące brać udział w tworzeniu wiązań kowalencyjnych, które razem z wolną parą elektronową dają oktet elektronowy. Ponadto ta wolna para elektronowa może zostać uwspólniona i w ten sposób powstaje wiązanie koordynacyjne. Tlen jest w stanie osiągnąć oktet, tworząc dwa wiązania, lub wygenerować lukę elektronową i przyjąć parę elektronową, będąc akceptorem wiązania koordynacyjnego. Na podstawie tych informacji i reguły dubletu oraz oktetu otrzymuje się poniższą strukturę:





Przykład 2

Za pomocą wzorów elektronowych przedstaw tworzenie wiązań w kwasie azotowym(V).

Rozwiązanie:



Ćwiczenie

2. Zaproponuj wzór strukturalny cząsteczek: O_3 (ozonu) oraz H_2SO_4 (kwasu siarkowego(VI)). Podpisz wszystkie rodzaje wiązań występujące w poszczególnych cząsteczkach.



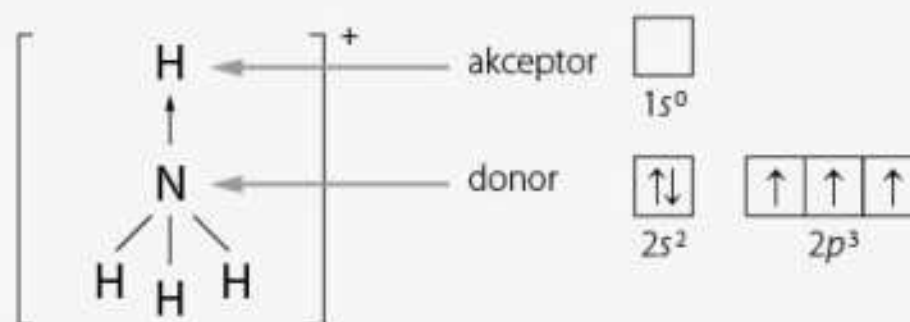
PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Wiązanie koordynacyjne** tworzy się poprzez uwspólnienie elektronów. Jednak uwspólnione elektrony nie pochodzą od dwóch różnych atomów, lecz od jednego.
- Atom będący dawcą pary elektronowej nazywa się **donorem**.
- Atom będący biorcą pary elektronowej nazywa się **akceptorem**. Akceptor musi zatem mieć lukę elektronową.

s. 80

s. 80

s. 80



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Przedstaw graficznie (opierając się na konfiguracji elektronowej) w zeszycie, jak tworzy się wiązanie koordynacyjne w cząsteczce H_2SO_3 (kwasu siarkowego(IV)).
2. Narysuj w zeszycie wzór strukturalny cząsteczki H_3PO_4 (kwasu ortofosforowego(V)). Podpisz wszystkie rodzaje wiązań występujące w podanej cząsteczce oraz wskaż donora i akceptora pary elektronowej w przypadku wiązania koordynacyjnego.



14. Wiązanie metaliczne

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

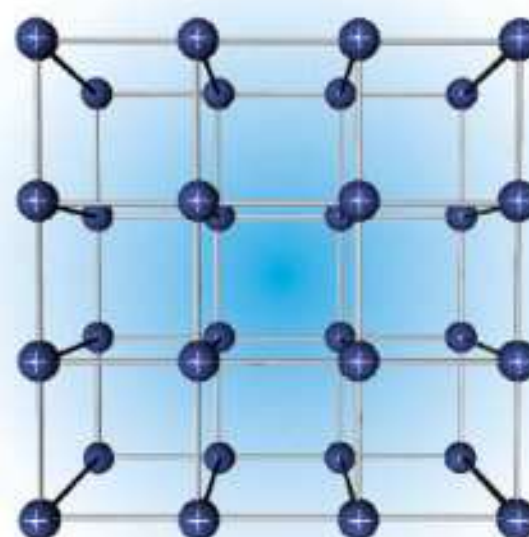
- czym charakteryzuje się struktura metaliczna;
- jakie są typowe właściwości związków metalicznych.

wiązanie
metaliczne

Szczególnym typem wiązań kowalencyjnych są **wiązania metaliczne** występujące – jak ich nazwa wskazuje – w metalach. Odpowiadają one za typowe dla metali właściwości, takie jak: kowalność, połysk, sprężystość oraz bardzo dobre przewodnictwo cieplne i elektryczne.

14.1. Struktura metaliczna

Najbardziej charakterystyczną cechą wszystkich metali i ich stopów jest tzw. **struktura metaliczna**. Wiązanie metaliczne tworzy się między kationami powstałymi wskutek przekształcenia się atomów tego samego metalu lub różnych metali i swobodnie poruszającymi się elektronami walencyjnymi. Kationy znajdują się w węzłach sieci krystalicznej, a elektrony zajmują orbitale wszystkich atomów budujących tę sieć, tworząc tzw. gaz elektronowy. Równoważy on sumaryczny dodatni ładunek kationów i przebywa w obrębie kryształu metalu na skutek oddziaływań elektrostatycznych.



+ kation sieci krystalicznej
w chmurze elektronowej

Rysunek 51. Wiązanie metaliczne w sieci krystalicznej metalu.

struktura
metaliczna

Struktura metaliczna to uporządkowany zbiór kationów metali umieszczonych w węzłach sieci krystalicznej, między którymi znajdują się swobodne, zdelokalizowane elektrony.

14.2. Właściwości związków metalicznych

metale

Metale z powodu gęsto upakowanej sieci krystalicznej występują niemal wyłącznie w stanie stałym (wyjątek stanowi rtęć, ciekła w temperaturze pokojowej) i mają wysokie temperatury topnienia. Charakteryzują się kowalnością,



plastycznością i ciągliwością oraz dużą wytrzymałością mechaniczną, ponieważ w kryształach nie ma kierunków uprzywilejowanych i płaszczyzny sieci mogą być przesuwane. Obecność swobodnie poruszających się elektronów (gaz elektronowy) powoduje, iż wykazują one dobre przewodnictwo cieplne oraz elektryczne. Charakterystyczny połysk metaliczny jest wynikiem drgań elektronów znajdujących się na powierzchni kryształu na skutek padającego światła o tej samej częstotliwości.



Rysunek 52. Rtęć, miedź i nikiel.

Ćwiczenia

- Korzystając z różnych źródeł, dopasuj metale bądź zestawy metali (1–8) do odpowiedniego zastosowania (a–h).

a) przewody elektryczne	1. glin
b) stalowe konstrukcje	2. złoto, srebro, platyna
c) blachy	3. miedź, glin
d) sprzęt turystyczny	4. ołów
e) biżuteria	5. cynk
f) akumulator samochodowy	6. chrom, nikiel
g) materiały antykorozyjne	7. żelazo
h) przemysł lotniczy	8. tytan
- Wybierz trzy dowolne zastosowania metali z ćwiczenia 1 oraz wskaż konkretne właściwości metalu uzasadniające podane zastosowanie.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Wiązanie metaliczne** to szczególny przypadek wiązania kowalencyjnego (atomowego). Wiązanie to występuje w metalach oraz ich stopach. s. 84
- Struktura metaliczna** to uporządkowany zbiór kationów znajdujących się w węzłach sieci krystalicznej, między którymi poruszają się swobodne, zdelokalizowane elektrony. s. 84
- Metale:** s. 84
 - występują niemal wyłącznie w stałym stanie skupienia (wyjątek – rtęć);
 - mają wysokie temperatury wrzenia oraz topnienia;
 - charakteryzują się: połyskiem, kowalnością, plastycznością, ciągliwością, dużą wytrzymałością mechaniczną oraz dobrym przewodnictwem cieplnym i elektrycznym.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Omów, czym charakteryzuje się struktura metaliczna.
2. Wymień właściwości związków metalicznych.
3. Podaj kilka przykładów właściwości związków metalicznych, które wynikają ze struktury metali.

15. Orbitale molekularne i typy wiązań

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym są orbitale cząsteczkowe (molekularne);
- jak tworzą się orbitale molekularne;
- jakie są typy wiązań.

Ponieważ elektrony znajdują się na orbitalach atomowych (por. rozdział 3), tworzenie wiązania należy sobie wyobrazić jako przenikanie tych orbitali zawierających elektrony i ich reorganizację prowadzącą do powstania orbitali cząsteczkowych, zwanych molekularnymi.

15.1. Orbital molekularny

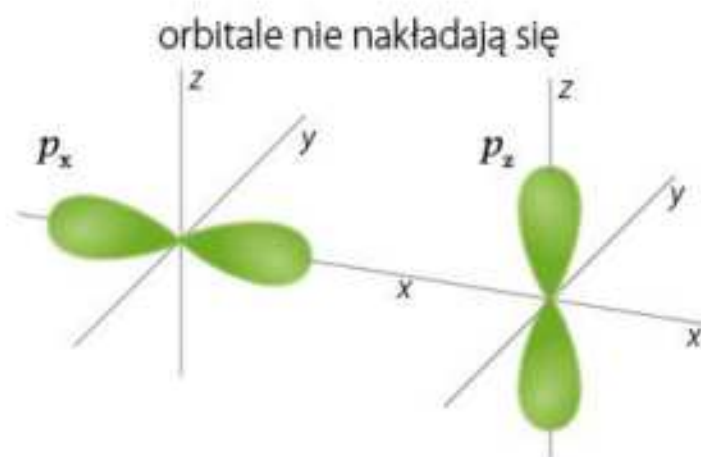
orbital
molekularny

Orbital molekularny to obszar, w którym prawdopodobieństwo znalezienia elektronów przynależnych do cząsteczki jest największe. Może on opisywać dwa elektrony różniące się orientacją spinu.

Orbitale atomowe różnią się energią, kształtem, wielkością i orientacją w przestrzeni. Powstanie orbitala molekularnego przez nakładanie się orbitali atomowych jest możliwe, jeśli przenikające się orbitale mają:

- porównywalną energię,
- jednakową symetrię względem osi poprowadzonej przez dwa jądra atomowe.

Sposób nakładania się orbitali determinuje rodzaj powstałego orbitala molekularnego, a tym samym – typ wiązania.

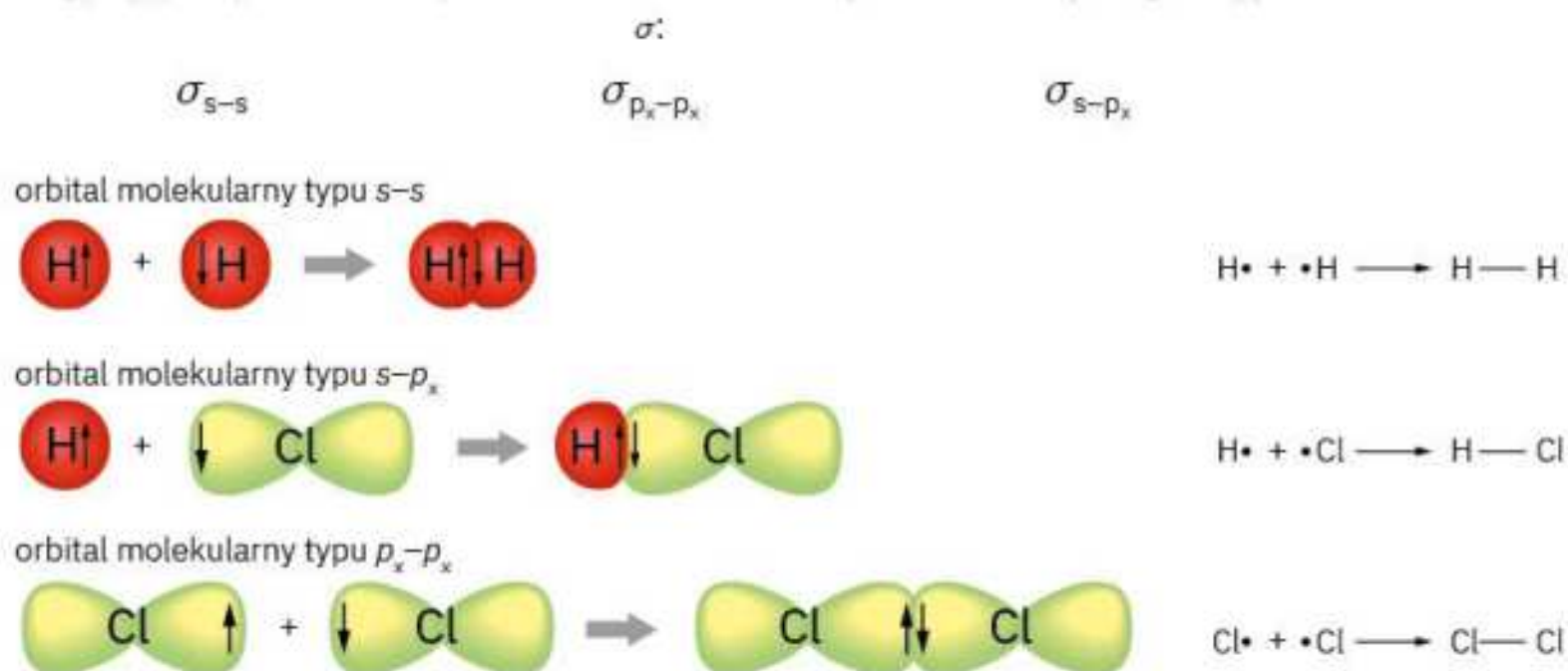


Rysunek 53. Brak symetrii względem osi uniemożliwia nakładanie się orbitali.



15.2. Wiązanie σ

W wyniku tzw. czołowego przenikania się orbitali atomowych powstają **orbitale molekularne σ** [czytaj: sigma], czyli **wiązania σ** . Tworzą się one przez nakładanie się dwóch orbitali atomowych typu s , dwóch orbitali typu p_x lub orbitala typu s i typu p_x , co prowadzi do powstania trzech możliwych kombinacji wiązań typu σ :

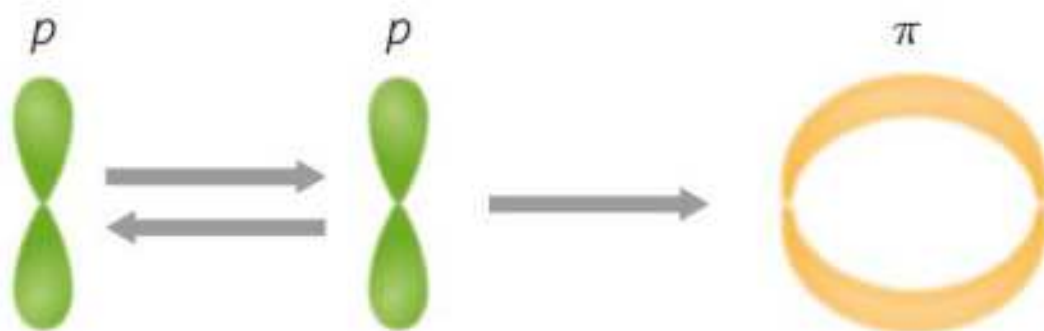


Rysunek 54. Czołowe nakładanie się orbitali atomowych z utworzeniem wiązania σ .

Wiązanie typu σ jest silne, a zatem dość bierne chemicznie, ponieważ potrzeba dużego nakładu energii, by je zerwać.

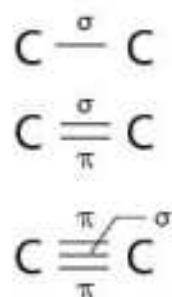
15.3. Wiązanie π

Orbitale typu p pochodzące od różnych atomów ustawione równolegle względem siebie również mogą się przenikać. Jest to tzw. nakładanie się boczne orbitali prowadzące do powstania **orbitala molekularnego typu π** , czyli **wiązania π** .



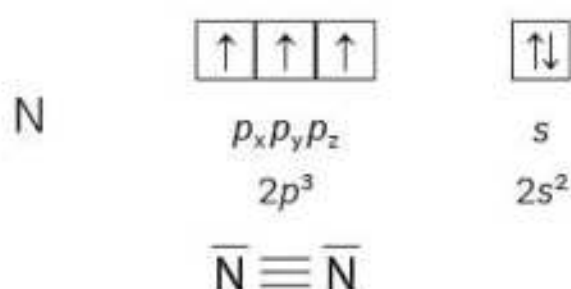
Rysunek 55. Nakładanie boczne orbitali p z utworzeniem wiązania π .

Wiązania π mogą powstać z orbitali p typu p_y-p_y oraz p_z-p_z . Wiązaniom tym zawsze towarzyszy wiązanie σ . Oznacza to, że wiązania π występują tylko w cząsteczkach mających wiązania wielokrotne, czyli podwójne lub potrójne. Natomiast wszystkie wiązania pojedyncze są wiązaniami typu σ . W przypadku wiązań wielokrotnych jedno z nich jest zawsze typu σ , a pozostałe są typu π .

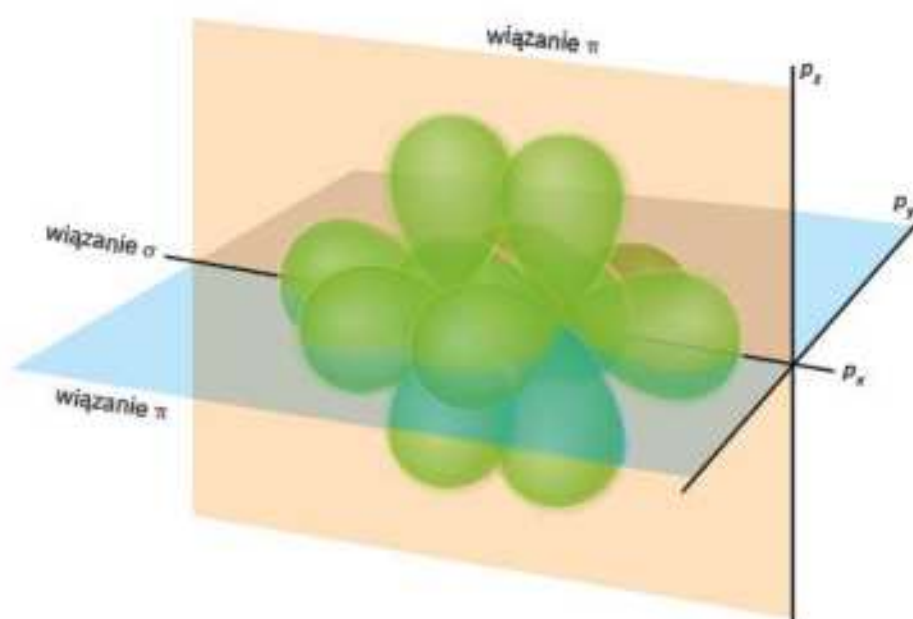




W cząsteczce azotu występuje wiązanie potrójne. Obecność trzech niesparowanych elektronów na orbitalach typu p wskazuje na możliwość utworzenia trzech wiązań. Para elektronowa zajmująca orbital s nie bierze udziału w tworzeniu wiązania – jest wolną parą elektronową.



Obecność wiązania wielokrotnego dowodzi, że występuje tu jedno wiązanie σ oraz dwa typu π . Oznacza to, że jedno wiązanie tworzy się w wyniku nakładania czołowego orbitali atomowych, a dwa w wyniku ich nakładania się bocznego.



Rysunek 56. Nakładanie się orbitali atomowych tworzących cząsteczkę azotu N_2 .

Wiązania π są słabsze niż wiązania σ i łatwiej ulegają rozerwaniu, dlatego związki zawierające wiązania tego typu, czyli mające wiązania wielokrotne, są bardziej reaktywne. Na podstawie wzoru strukturalnego i w wyniku analizy krotności wiązań można ustalić typy wiązań występujące w związku.

Przykład 1

Narysuj wzory elektronowe i strukturalne oraz wskaż typy wiązań w cząsteczkach:

a) azotu,

b) tlenu.

Rozwiązanie:

a)



b)





Ćwiczenia

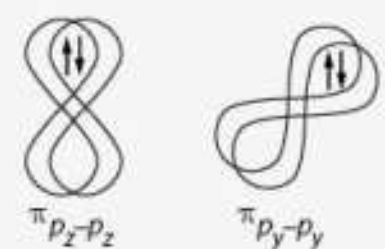
1. Narysuj wzory elektronowe oraz strukturalne cząsteczek CO_2 oraz F_2 . Podaj rodzaje oraz typy wiązań występujące w tych cząsteczkach.
2. Uszereguj cząsteczki zgodnie ze wzrostem ich reaktywności.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Orbital molekularny** (cząsteczkowy) to obszar, w którym prawdopodobieństwo znalezienia elektronów przynależnych do cząsteczki jest największe. Może on opisywać dwa elektrony o przeciwnych spinach. Powstaje przez nałożenie się orbitali atomowych charakteryzujących się porównywalną energią oraz jednakową symetrią względem osi prowadzonej przez dwa jądra atomowe.

s. 86

wiązanie σ	wiązanie π
• czołowe nakładanie się orbitali  σ_{s-s} σ_{s-p_x} $\sigma_{p_x-p_x}$ • wiązania są trwalsze, czyli mniej reaktywne	• boczne nakładanie się orbitali  $\pi_{p_z-p_z}$ $\pi_{p_y-p_y}$

- W **wiązaniach pojedynczych** występuje wiązanie typu σ . W **wiązaniach wielokrotnych** jedno wiązanie jest typu σ , a pozostałe są typu π .

s. 65



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Narysuj w zeszycie wzory elektronowe oraz strukturalne cząsteczki HCN . Podaj rodzaje oraz typy wiązań występujące w tej cząsteczce.
2. Wskaż wiązanie bardziej reaktywne (a bądź b):

* typu: a) σ b) π	* powstałe w wyniku nakładania się: a) orbitali atomowych p_x oraz s b) orbitali atomowych p_y oraz p_y
---	--



16. Oddziaływania międzycząsteczkowe

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

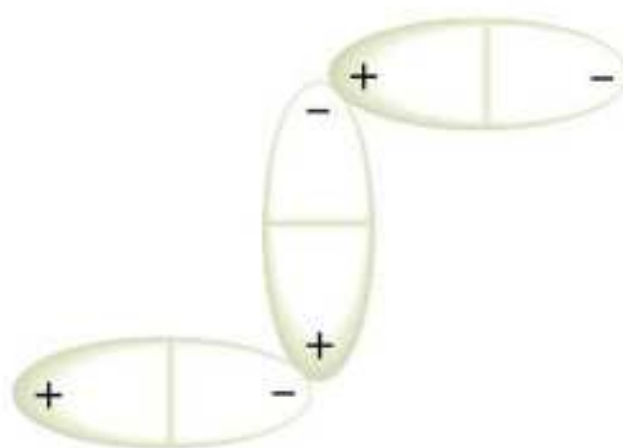
- czym charakteryzują się oddziaływania typu dipol-dipol, van der Waalsa;
- kiedy tworzą się wiązania wodorowe;
- jak oddziaływania międzycząsteczkowe wpływają na właściwości substancji.

oddziaływania
cząsteczkowe

By uzyskać spójność materii, wiązania chemiczne zapewniające stabilność cząsteczek nie są wystarczające. Między cząsteczkami lub atomami niepołączonymi wiązaniami chemicznymi występują oddziaływania polegające na wzajemnym przyciąganiu. Mimo że ich energia jest nawet sto razy mniejsza niż energia wiązań chemicznych, są one na tyle silne, że zapewniają ciągłość materii oraz decydują o jej właściwościach.

16.1. Oddziaływania dipol-dipol

Wiadomo, że cząsteczki polarne mają nierównomiernie rozłożony ładunek elektryczny, co umożliwia wyodrębnienie w nich bieguna dodatniego i ujemnego, dlatego też są nazywane dipolami (rozdział 11). Separacja ładunków w dipolu wymusza jego konkretną orientację względem sąsiadujących dipoli. Biegun dodatni jednego dipola jest przyciągany przez biegun ujemny sąsiedniego, a jego biegun dodatni jest z kolei przyciągany przez biegun ujemny najbliższego sąsiadującego itd.



Rysunek 57. Oddziaływanie typu dipol-dipol.

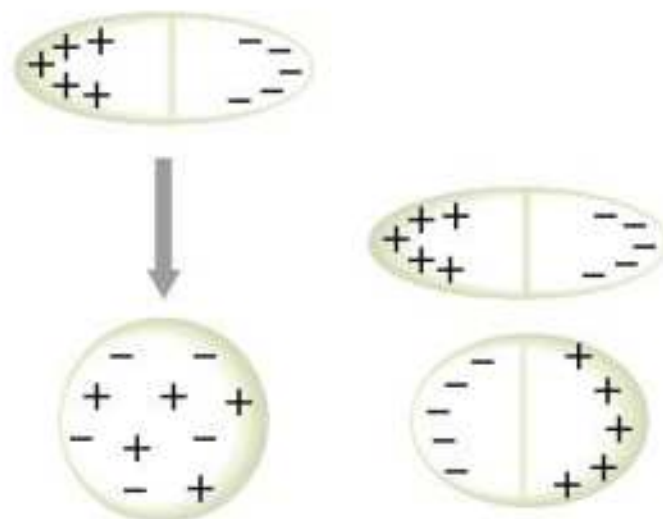
Oddziaływanie typu dipol-dipol polega na elektrostatycznym przyciąganiu się przeciwnie naładowanych biegunów cząsteczki polarnej. Siła tego oddziaływania jest zależna od wielkości jej momentu dipolowego, na który wpływa różnica elektroujemności między atomami tworzącymi wiązanie oraz budowa tej cząsteczki.



16.2. Oddziaływania van der Waalsa

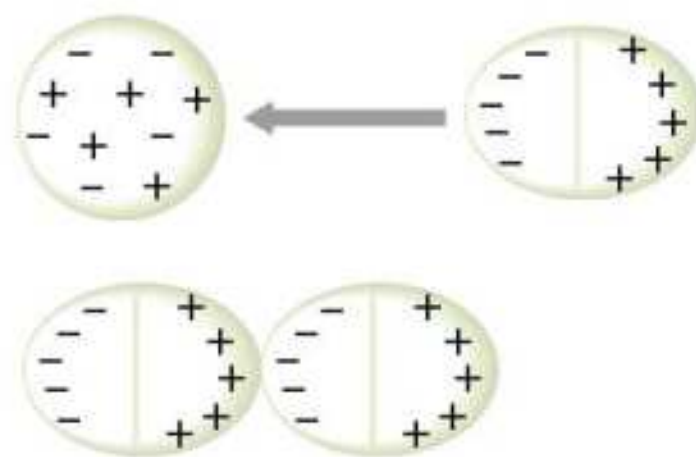
Cząsteczki mogą na siebie oddziaływać elektrostatycznie nawet wtedy, gdy nie są polarne. Badania nad tym zjawiskiem jako pierwszy przeprowadził holenderski fizyk Johannes van der Waals.

Gdy do cząsteczki niepolarniej zbliżamy cząsteczkę polarną (dipol), generowana jest migracja ładunku w cząsteczce niepolarniej i wymuszane jest powstanie tzw. **dipola indukowanego**.



Rysunek 58. Powstawanie dipola indukowanego.

Oddziaływania van der Waalsa występują także między cząsteczkami niepolarnymi. Cząsteczki to układy dynamiczne, więc w ich zbiorze możliwe jest chwilowe tworzenie się dipoli wskutek wzajemnych oddziaływań sąsiadujących cząsteczek.



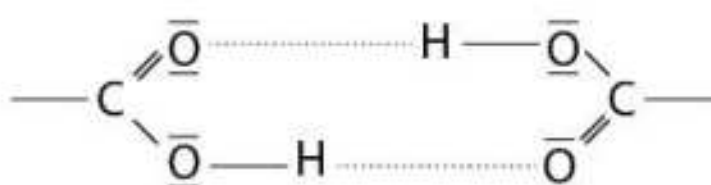
Rysunek 59. Powstawanie dipoli chwilowych.

Wzajemne oddziaływanie takich dipoli jest analogiczne do oddziaływań dipol-dipol. Inny jest tylko sposób ich powstawania oraz siła, z jaką oddziałują. Siły van der Waalsa są zdecydowanie mniejsze niż siły klasycznego oddziaływania dipol-dipol. Mają one zatem mniejszy wpływ na właściwości materii.



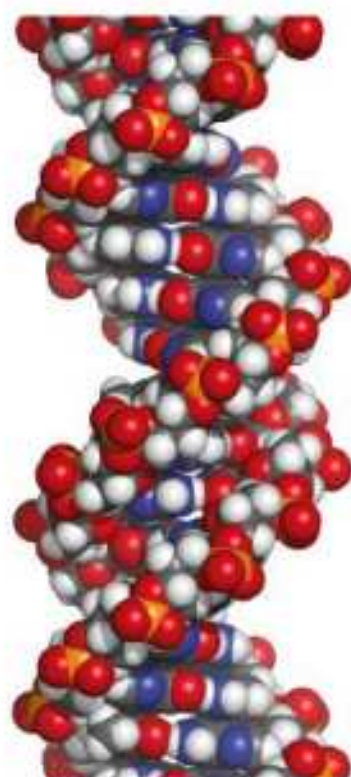
16.3. Wiązanie wodorowe

Specyficznym rodzajem oddziaływań międzycząsteczkowych jest tworzenie **wiązań wodorowych**, czasami nazywanych **mostkami wodorowymi**. Warunkiem ich powstania jest obecność w cząsteczce atomu wodoru połączonego z silnie elektroujemnym atomem mającym wolną parę elektronową (np. F, Cl, O, N, S). Donorami atomów wodoru mogą być zatem grupy $-OH$, $-NH_2$, $-SH$. Wiązanie wodorowe tworzy się między atomem wodoru połączonym z atomem elektroujemnym mającym wolną parę elektronową a innym atomem elektroujemnym mającym wolną parę elektronową. Siła wiązania wodorowego rośnie wraz z elektroujemnością atomu, do którego przyłączony jest wodór. Oznacza się je przerywanymi kreskami (rysunek 60).



Rysunek 60. Tworzenie wiązania wodorowego.

Powstawanie wiązań wodorowych prowadzi do tworzenia tzw. **asocjatów** cząsteczek, czyli do łączenia się cząsteczek w większe zbiory. Wiązania wodorowe są dłuższe i około dziesięć razy słabsze od kowalencyjnych, ale za to zdecydowanie silniejsze od oddziaływań van der Waalsa. Wpływają w znaczący sposób na właściwości związków chemicznych, zwłaszcza w układach biologicznych. Odgrywają decydującą rolę w tworzeniu struktur przestrzennych białek i kwasów nukleinowych. Wiązanie wodorowe może się też tworzyć w obrębie jednej cząsteczki i nazywa się je wtedy wewnątrzcząsteczkowym wiązaniem wodorowym. Występuje ono na przykład w łańcuchach cząsteczek celulozy i znacznie wpływa na wytrzymałość mechaniczną drewna.



DNA

Nici DNA są związane przez wiązania wodorowe występujące między komplementarnymi parami zasad.



Mioglobina

Struktura tego białka odpowiedzialnego za magazynowanie tlenu w mięśniach jest stabilizowana przez wiązania wodorowe.

Celuloza
Między długimi łańcuchami celulozy występują wiązania wodorowe, odpowiadające za sztywną strukturę drewna.



Rysunek 61. Przykłady występowanie wiązań wodorowych w układach biologicznych.



16.4. Wpływ oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości substancji

Na właściwości fizyczne, takie jak rozpuszczalność, temperatura wrzenia i topnienia czy gęstość, poza masą związków wpływają oddziaływania międzycząsteczkowe. To właśnie obecność oddziaływań międzycząsteczkowych powoduje, iż woda ma tak wysoką temperaturę wrzenia, wynoszącą 100°C , mimo małej masy cząsteczki. Aby doprowadzić ją do wrzenia, trzeba bowiem pokonać siły wiązania wodorowego oraz wzajemne przyciąganie przeciwnie naładowanych biegunów dipoli cząsteczek wody. Dopiero uwolnione z asocjatów cząsteczki mogą łatwo przejść w stan pary. Dla porównania temperatura wrzenia metanu CH_4 o porównywalnej masie cząsteczki, niezdolnej do tworzenia wiązań wodorowych, wynosi -164°C .

woda **lód**

Cząsteczki polarne zgodnie z oddziaływaniem elektrostatycznym przyciągają się przeciwnie naładowanymi biegunami. Ciecze złożone z cząsteczek polarnych podczas krzepnięcia stają się układami mniej dynamicznymi, a ich struktury krystaliczne są uporządkowane.

Ciekły stan skupienia wody w temperaturze pokojowej oraz jej wysoka temperatura wrzenia wynikają z oddziaływań między cząsteczkami wody. Przejście w stan pary wymaga dodatkowego wkładu energii, by zerwać oddziaływania typu dipol-dipol oraz wiązania wodorowe. Cięższe cząsteczki H_2S w temperaturze pokojowej są lotne i występują w stanie gazowym, ponieważ ze względu na niższą elektroujemność siarki względem tlenu oddziaływania między cząsteczkami siarkowodoru są słabsze niż w przypadku wody.

Każda cząsteczka wody może tworzyć cztery wiązania wodorowe z sąsiadującymi cząsteczkami. Wiązania wodorowe w wodzie w stanie ciekłym są krótsze niż w stanie stałym, dlatego też gęstość lodu jest mniejsza i pływa on po powierzchni wody. Z tego samego powodu objętość lodu jest większa niż wody, o czym się można przekonać, mroząc szczelnie wypełnione naczynie z wodą.

$$\text{H}_2\text{O}$$

$$T_{\text{topnienia}} = 0^{\circ}\text{C}$$

$$T_{\text{wrzenia}} = 100^{\circ}\text{C}$$

kra



PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 90

- Oddziaływania międzycząsteczkowe zapewniają ciągłość materii i decydują o ich właściwościach.

	Rodzaj oddziaływania międzycząsteczkowego		
	Dipol-dipol	Dipol-dipol indukowany	Dipol chwilowy-dipol indukowany
	oddziaływania van der Waalsa		
	Siła oddziaływania		
Wiązanie kowalencyjne	>	>	>

s. 92

- **Wiązanie wodorowe** tworzy się między atomem wodoru, który jest połączony z atomem elektroujemnym mającym wolną parę elektronową, a innym atomem elektroujemnym mającym wolną parę elektronową. Jest specyficznym rodzajem oddziaływań międzycząsteczkowych.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wymień znane ci rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych. Uszereguj je zgodnie ze wzrostem siły oddziaływań.
2. Wyjaśnij pojęcia: cząsteczka polarna, dipol indukowany, dipol chwilowy.
3. Wyjaśnij, czym są wiązania wodorowe, oraz podaj przykład ich wpływu na właściwości substancji.

alotropia
pierwiastków

17. Alotropia pierwiastków

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- na czym polega zjawisko alotropii;
- jakie są odmiany alotropowe węgla, tlenu, siarki, fosforu;
- czym się różnią poszczególne odmiany alotropowe.

Ten sam pierwiastek może występować ze zmienną liczbą atomów w cząsteczce lub może mieć odmienne struktury krystaliczne. Zjawisko występowania tego samego pierwiastka w kilku różnych postaciach nazywa się alotropią. Poszcze-



gólne odmiany alotropowe pierwiastka wykazują odmienne właściwości fizyczne oraz chemiczne.

Alotropia to zjawisko występowania tego samego pierwiastka w różnych postaciach.

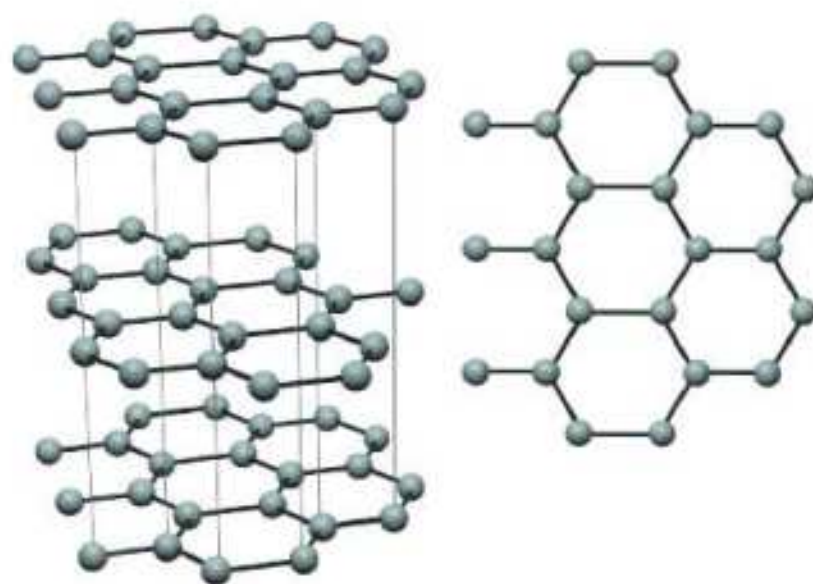
alotropia

17.1. Alotropia węgla

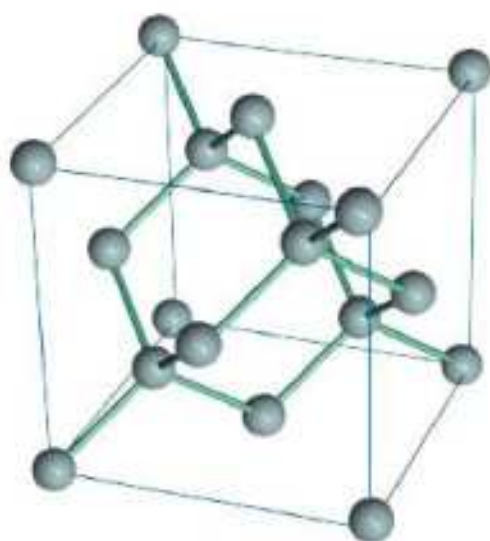
alotropia
węgla

Znane są cztery odmiany alotropowe węgla: grafit, grafen, diament i fuleren. Wszystkie te odmiany są krystalicznymi ciałami stałymi, różniącymi się strukturą przestrzenną sieci krystalicznej, a więc i właściwościami.

Grafit jest ciemnoszary, nieprzezroczysty, miękki i kruchy ze względu na swoją warstwową strukturę krystaliczną. Atomy węgla są położone w narożach sześciokąta, który wyglądem przypomina plaster miodu. Długość wiązań między atomami węgla w jednej warstwie jest taka sama. Odległości między poszczególnymi warstwami są natomiast duże (ok. 2,5 raza większe niż odległości między atomami węgla w jednej warstwie), przez co wzajemne oddziaływania nie są silne. Atomy węgla łączą się wiązaniami kowalencyjnymi niespolaryzowanymi, a elektrony z orbitali p są zdelokalizowane, czyli nieprzypisane do konkretnego orbitala i zdolne do przewodzenia prądu. Dlatego też grafit stosuje się do wyrobu elektrod. Charakteryzuje się wysoką temperaturą topnienia (ponad 3500°C).

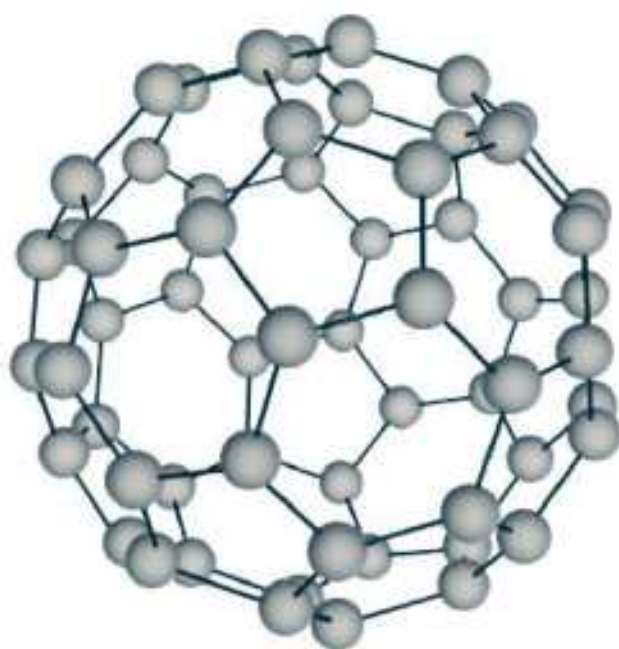


Rysunek 62. Struktura krystaliczna grafitu.



Rysunek 63. Struktura krystaliczna diamentu.

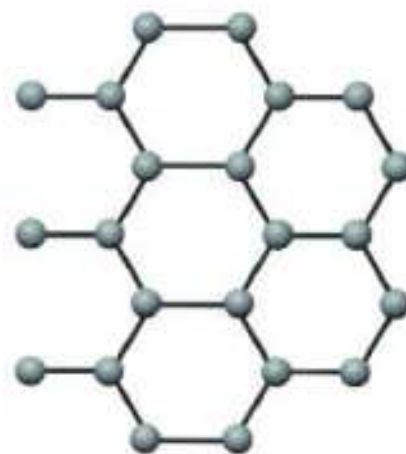
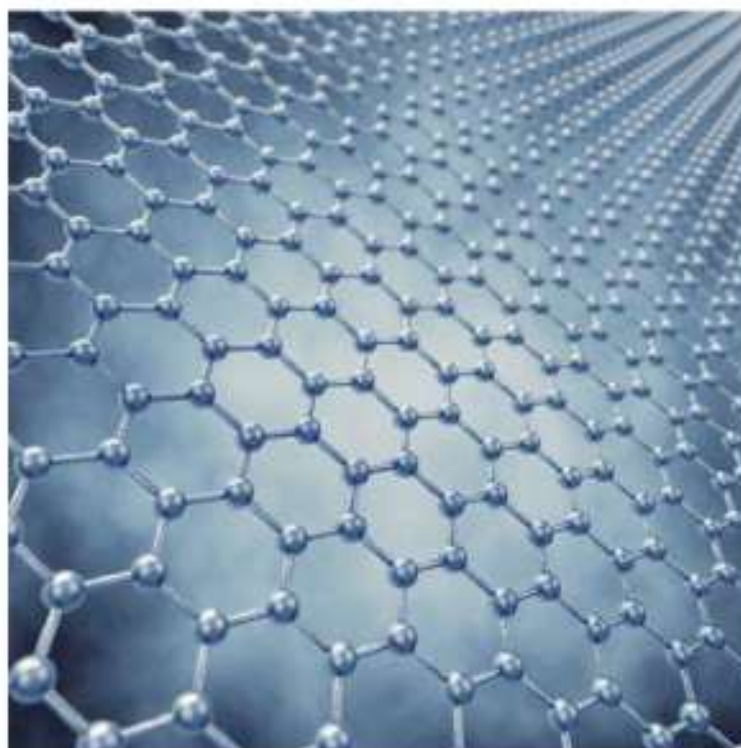
Inną odmianą alotropową węgla jest **diament**. Wyróżnia się on uporządkowaną strukturą. W gęsto upakowanej sieci krystalicznej każdy atom węgla łączy się z czterema innymi. Odległości między nimi są jednakowe, zatem wszystkie wiązania są równocenne. Dlatego diament jest niezwykle wytrzymałym i twardym materiałem. W jego strukturze nie występują zdelokalizowane elektrony, nie wykazuje on zatem cech przewodnika elektrycznego, dobrze natomiast przewodzi ciepło. Jest on bierny chemicznie (odporny na działanie czynników chemicznych).



Rysunek 64. Model cząsteczki fulerenu C_{60} , który kształtem przypomina piłkę futbolową.

Najpóźniej odkrytymi odmianami alotropowymi węgla są fuleren i grafen. **Fuleren** zawiera parzystą liczbę atomów węgla – od kilkudziesięciu do kilkuset. Najtrwalszymi odmianami są: C_{32} , C_{44} , C_{50} , C_{58} , C_{60} , C_{70} , C_{540} , C_{960} . Ich struktura krystaliczna składa się z pierścieni pięcio- lub sześćciatomowych i ma kształt kopuły. Są to najczęściej żółte lub brązowe miękkie kryształy, które łatwo sublimują. Nie rozpuszczają się w wodzie, ale dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach organicznych.

Atomy węgla w **grafenie** są ułożone w pierścienie sześciocienne, tak jak w graficie. Jednak grafen nie ma warstwowej budowy. Jest materiałem niezwykle ciekim i elastycznym, ale bardzo wytrzymałym. Charakteryzuje się nieporównywalnie większą wytrzymałością niż stal. Ponadto dobrze przewodzi ciepło. To obecnie najcieńszy, a zarazem najmocniejszy materiał. Naukowcy badają go szczególnie, a jego potencjał aplikacyjny wydaje się niemal nieograniczony.



Rysunek 65. Struktura grafenu.



Ćwiczenie

1. Korzystając z różnych źródeł, dopasuj właściwości do odpowiedniej odmiany alotropowej węgla.

A

Gęstość 2,3 g/cm³

Barwa czarnoszara

Metaliczny połysk

Miękki materiał podatny na ścieranie

Przewodzi elektryczność

Przewodzi ciepło

Mała aktywność chemiczna

C

Gęstość 1,65 g/cm³

Barwa od żółtej do brązowej

Metaliczny połysk

Właściwości półprzewodnikowe i nadprzewodzące

Mała aktywność chemiczna

B

Gęstość 3,5 g/cm³

Czysty jest bezbarwny

Bardzo twardy

Nie przewodzi prądu

Przewodzi ciepło

Bierny chemicznie

D

Gęstość 2,2 g/cm³

Przezroczysty materiał

Bardzo cienki

Bardzo rozciągliwy

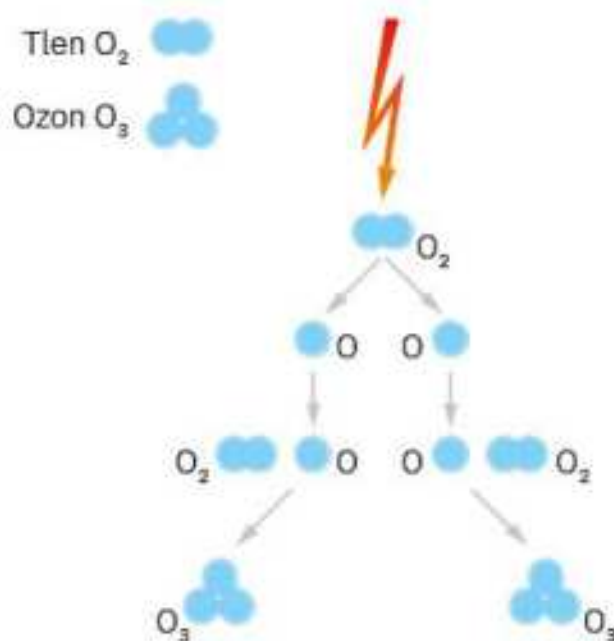
Przewodzi ciepło

Przewodzi elektryczność

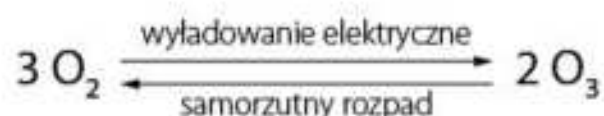
17.2. Alotropia tlenu*

alotropia
tlenu

Tlen w stanie gazowym może występować w postaci cząsteczek dwuatomowych O₂ lub trójatomowych O₃ (jest to ozon). Przemiana dwuatomowego tlenu w **ozon** zachodzi pod wpływem promieniowania ultrafioletowego lub w ozonizatorach, czyli urządzeniach, w których wskutek wyładowań elektrycznych z tlenu generuje się ozon. Trwałość cząsteczek ozonu jest niewielka. W temperaturze pokojowej ulegają one samorzutnemu rozpadowi na tlen dwuatomowy i jeden atom tlenu, który jest bardzo reaktywny i szybko łączy się z drugim atomem tlenu, pochodzącym z rozpadu innej cząsteczki ozonu.



Rysunek 66. Przemiana tlenu dwuatomowego w ozon.



Tlen dwuatomowy oraz ozon charakteryzują się odmiennymi właściwościami fizykochemicznymi.



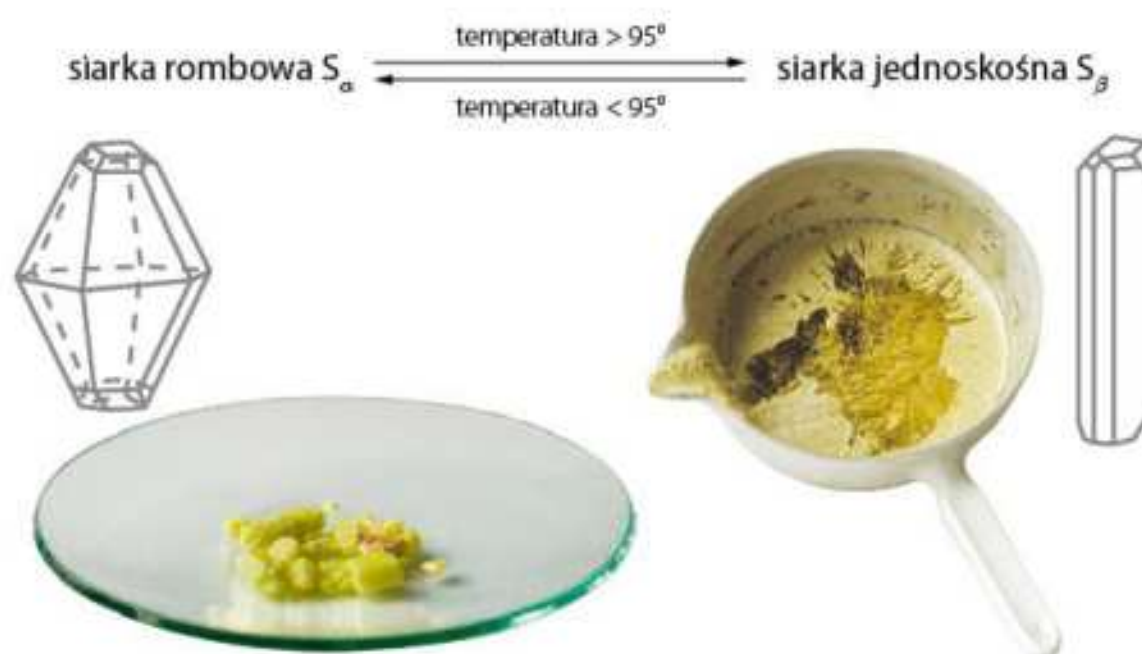
Właściwość	Tlen dwuatomowy O_2	Ozon O_3
Barwa	bezbarwny	niebieski
Zapach	bezwonny	charakterystyczny
Temperatura topnienia [$^{\circ}C$]	-218	-193
Temperatura wrzenia [$^{\circ}C$]	-183	-112
Gęstość [g/dm^3]	1,429	2,144
Rozpuszczalność w wodzie w $0^{\circ}C$ [$cm^3/100\ cm^3\ H_2O$]	4,9	49

Ozon, głównie ze względu na większą masę cząsteczki niż tlen dwuatomowy, charakteryzuje się wyższymi temperaturami wrzenia oraz topnienia, a także większą gęstością. Jest również bardziej reaktywny, gdyż uwalniany podczas samorzutnego rozpadu tlenu ma małą trwałość.

alotropia
siarki

17.3. Alotropia siarki*

Siarka w stanie stałym występuje w dwóch odmianach alotropowych. Jedną z nich to siarka **rombowa** S_{α} , a druga to **jednoskośna** S_{β} . Mają one tę samą liczbę atomów w cząsteczce S_8 oraz budowę krystaliczną. Różnią się natomiast wzajemną orientacją cząsteczek w przestrzeni. Siarka rombowa jest trwała w temperaturze pokojowej. To jedyna forma siarki występująca w naturze. Po ogrzaniu jej do $95,5^{\circ}C$ ulega ona przemianom w siarkę jednoskośną, która po obniżeniu temperatury przechodzi z powrotem w siarkę rombowa.



Rysunek 67. Odmiany alotropowe siarki.

Obie odmiany alotropowe siarki charakteryzują się nieco odmiennymi właściwościami fizykochemicznymi.



Właściwość	Siarka rombowa S_8	Siarka jednoskośna S_8
Barwa	żółta	żółta
Temperatura topnienia [°C]	112,8	119,3
Temperatura wrzenia [°C]	444,6	444,6
Gęstość [g/dm ³]	2,07	1,96
Rozpuszczalność w alkoholu	trudno rozpuszczalna	rozpuszczalna
Rozpuszczalność w benzenie	nierozpuszczalna	rozpuszczalna

Odmiany alotropowe siarki mają tę samą masę cząsteczki, dlatego też ich temperatury wrzenia lub topnienia są zbliżone lub takie same. Znaczną różnicę widać w przypadku rozpuszczalności – dla tej właściwości istotniejsza od masy jest struktura krystaliczna.

17.4. Alotropia fosforu*

Fosfor w stanie stałym występuje aż w czterech odmianach alotropowych. Najbardziej znane są odmiany biała oraz czerwona. **Fosfor biały** to silnie toksyczna substancja krystaliczna. Otrzymuje się go przez szybkie oziębienie par fosforu. Cząsteczka tej odmiany składa się z czterech atomów. Jest nietrwała, ale przechodzi w formy bardziej trwałe. Dlatego też z biegiem czasu pod wpływem światła w temperaturze pokojowej obserwuje się jego żółtknięcie. Fosfor biały ogrzewany w atmosferze azotu w temperaturze 250°C zamienia się w **fosfor czerwony** – ciemnobrunatne, krystaliczne ciało stałe. Jest nietoksyczny i trwały, czyli zdecydowanie mniej reaktywny niż fosfor biały.



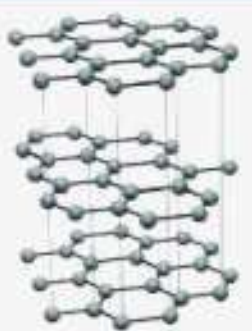
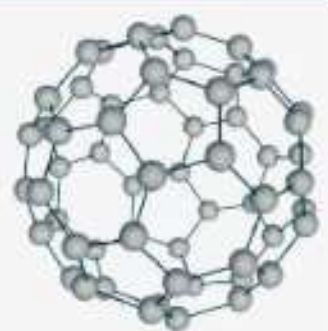
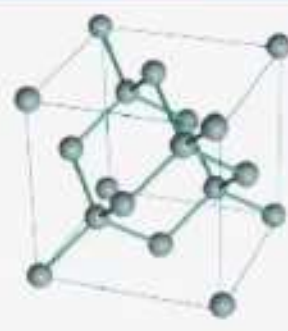
Rysunek 68. Odmiany alotropowe fosforu.

Właściwość	Fosfor biały	Fosfor czerwony
Barwa	biała	ciemnobrunatna
Temperatura topnienia [°C]	44,1	119,3
Gęstość [g/dm ³]	1,802	2,260
Rozpuszczalność w alkoholu	rozpuszczalny	rozpuszczalny
Rozpuszczalność w benzenie	nierozpuszczalny	nierozpuszczalny

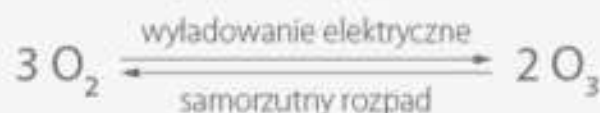


PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 95 • **Alotropia** to zjawisko występowania tego samego pierwiastka w różnych postaciach.
- s. 95 • Alotropia węgla

Grafen	Grafit	Fuleren	Diament
 – bezbarwny – cienki i elastyczny – bardzo wytrzymały – przewodzi ciepło i prąd	 – barwa czarno-szara – metaliczny połysk – miękki, podatny na ścieranie – przewodzi ciepło i prąd – bierny chemicznie	 – barwa od białej do brązowej – metaliczny połysk – właściwości półprzewodnikowe oraz nadprzewodzące – mała aktywność chemiczna	 – bezbarwny – bardzo trwały – nie przewodzi prądu – przewodzi ciepło – bierny chemicznie

- s. 97 * Alotropia tlenu



- s. 98 * Alotropia siarki



- s. 99 * Alotropia fosforu



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

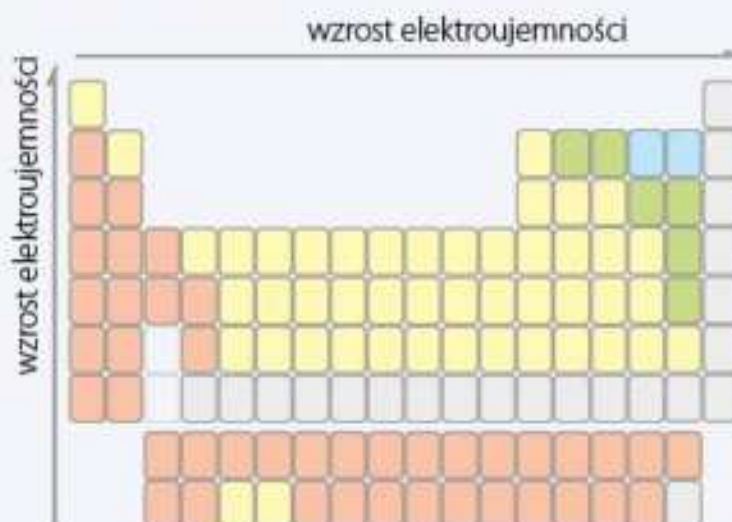
- Wyjaśnij, na czym polega zjawisko alotropii.
- Podaj znane ci odmiany alotropowe:
 - węgla;
 - tlenu*;
 - siarki*;
 - fosforu*.

Wskaż podobieństwa oraz różnice między poszczególnymi odmianami alotropowymi węgla.



PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

- **Elektroujemność** to bezwymiarowa wielkość określająca zdolność jądra atomu do przyciągania elektronów.
- Atomy, dążąc do trwałej konfiguracji elektronowej, obniżają swoją energię i tworzą wiązania chemiczne.
- Wzory elektronowe przedstawiają symbolicznie elektrony walencyjne za pomocą kropek otaczających dany symbol pierwiastka. Uwidaczniają one strukturę cząsteczek.
- Rodzaj wiązań chemicznych zależy od różnicy elektroujemności atomów tworzących wiązanie.



s. 55

s. 89

s. 89

s. 89

Rodzaj wiązania	Różnica elektroujemności
kowalencyjne (atomowe)	$0,0 \leq \Delta E < 0,4$
kowalencyjne spolaryzowane	$0,4 \leq \Delta E < 1,7$
jonowe	$\Delta E \geq 1,7$

- Związki jonowe charakteryzują się:
 - wysokimi temperaturami wrzenia i topnienia;
 - brakiem przewodzenia prądu w stanie stałym;
 - przewodzeniem prądu w stanie stopionym lub w roztworach;
 - dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, natomiast słabo w niepolarnych.
- Związki kowalencyjne charakteryzują się:
 - w stanie stałym nie występują w postaci pojedynczych cząsteczek, tylko tworzą sieci przestrzenne (kryształy kowalencyjne lub cząsteczkowe);
 - charakteryzują się zazwyczaj niskimi temperaturami wrzenia i topnienia;
 - nie przewodzą prądu w stanie stałym ani w roztworach.
- Związki mające wiązania kowalencyjne spolaryzowane wykazują właściwości pośrednie między związkami kowalencyjnymi (atomowymi) a jonowymi.
- Moment dipolowy to wektorowa wielkość fizyczna będąca miarą polaryzacji wiązania.
- Dipol to cząstka polarna, w której nastąpiła separacja ładunku. Wyróżnia się w niej biegun dodatni i ujemny.
- Wiązanie koordynacyjne to wiązanie kowalencyjne, w którym uwspólniane elektrony pochodzą od jednego atomu (donora), który tworzy wiązanie z atomem z luką elektronową (akceptorem). Oznaczane jest strzałką z grotem skierowanym w stronę akceptora pary elektronowej.
- Wiązanie metaliczne polega na elektrostatycznym przyciąganiu się kationów metali oraz zdelokalizowanych elektronów stanowiących tzw. gaz elektronowy.
- Tworzenie się wiązań polega na nakładaniu się odpowiednich orbitali atomowych prowadzących do utworzenia orbitali molekularnych (cząsteczkowych).

s. 89

s. 89

s. 89

s. 89

s. 89

s. 89

s. 89

s. 90





s. 90

s. 93

- Wszystkie wiązania pojedyncze tworzą się przez nakładanie czołowe orbitali atomowych i nazywane są wiązaniami σ , a w wiązaniach wielokrotnych obok wiązań typu σ występują wiązania typu π tworzone przez nakładanie się boczne orbitali atomowych.
 - Spójność materii zapewniają oddziaływania międzycząsteczkowe, spośród których wyróżnia się:
 - oddziaływanie dipol-dipol,
 - oddziaływania van der Waalsa,
 - wiązania wodorowe.
15. Alotropia to zjawisko występowania tego samego pierwiastka w różnych postaciach. Takie odmiany pierwiastków mogą charakteryzować się innymi właściwościami fizycznymi oraz chemicznymi.

SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Na podstawie różnicy elektroujemności określ rodzaj wiązania chemicznego występującego w cząsteczkach homojądrowych. Narysuj w zeszyte po jednym przykładzie takich cząsteczek zbudowanych z pierwiastków z grup 15 oraz 17 układu okresowego.
- Zaprezentuj graficznie w zeszyte, jak tworzą się wiązania w:
a) Na_2S b) KCl c) H_3PO_4 d) Br_2
Nazwij rodzaj wiązań.
- Używając wyłącznie atomów pierwiastków Na, O i S, zaproponuj co najmniej trzy związki, które mogą one tworzyć. Nazwij rodzaj wiązania w związkach.
- Podaj liczbę wolnych par elektronowych oraz określ typ wiązań w związkach:
a) SiO_2 b) H_2S c) CO_2 d) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
- Zaproponuj wzory sumaryczne związków, w których:
a) wiążąca para elektronowa pochodzi od jednego atomu;
b) wszystkie elektrony walencyjne tworzą wiązania;
c) występują trzy rodzaje wiązań.
- Wymień po trzy cechy charakterystyczne dla związków kowalencyjnych oraz jonowych.
- Uszereguj podane oddziaływania międzycząsteczkowe według wzrastającej energii.
a) wiązania wodorowe b) oddziaływania van der Waalsa c) oddziaływania dipol-dipol
Gdzie w tym szeregu znalazłoby się wiązanie kowalencyjne (atomowe)?
- Do podanych substancji przyporządkuj rodzaj wiązania, który w nich występuje, oraz temperaturę topnienia.

Nazwa substancji	Rodzaj wiązania	Temperatura topnienia
a) wodór	1. jonowe	A. 0 °C
b) bromek potasu	2. kowalencyjne spolaryzowane	B. -259 °C
c) woda	3. kowalencyjne niespolaryzowane	C. 1768 °C
d) platyna	4. metaliczne	D. 735 °C
e) jodowodór		E. -51 °C

- Na przykładzie wody omów, jak oddziaływania międzycząsteczkowe wpływają na właściwości fizyczne związków.
- Dlaczego odmiany alotropowe węgla różnią się właściwościami fizycznymi oraz chemicznymi? Wymień te różnice.



III. Atomy, cząsteczki, mol i stechiometria chemiczna

▶ Masa cząsteczkowa, mol i masa
molowa



▶ Wzór empiryczny i rzeczywisty

▶ Objętość molowa gazów

▶ Prawo Clapeyrona*

▶ Stechiometryczny stosunek
reagentów

▶ Niestechiometryczny stosunek
reagentów*



18. Masa cząsteczkowa, mol i masa molowa

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:



- czym jest masa cząsteczkowa;
- czym jest mol;
- co określa liczba Avogadra;
- czym jest masa molowa;
- jak obliczyć masę cząsteczkową, liczbę moli, masę molową.

Wielkości fizycznej często towarzyszy jednostka dostosowana do jej wartości. W zależności od tego, czy opisuje się makro-, czy mikroświat, używa się jednostek odpowiednich rzędów wielkości. Dla wygody masy atomów i cząsteczek podaje się w unitach, a licznosc materii chemicy określają w molach.

18.1. Masa cząsteczkowa

Masy cząsteczek są niewiele większe od mas pojedynczych atomów. Dlatego operowanie znanymi z życia codziennego jednostkami przy opisywaniu tak małych obiektów byłoby bardzo niewygodne. Do określenia masy cząsteczek stosuje się więc znaną już z wyrażania mas atomów jednostkę unit. Oblicza się ją, uwzględniając wzór sumaryczny cząsteczki podający skład jakościowy oraz ilościowy atomów oraz ich masy atomowe zapisane w układzie okresowym pierwiastków. Masa cząsteczkowa stanowi zatem sumę mas atomowych atomów wchodzących w skład cząsteczki.

masa
cząsteczkowa

Masa cząsteczkowa jest masą cząsteczki wyrażoną w jednostkach masy atomowej, czyli unitach [u]. Stanowi sumę mas atomowych wszystkich atomów wchodzących w skład cząsteczki.

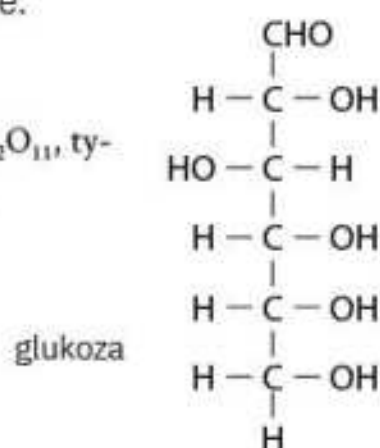
Dla cząsteczki o wzorze sumarycznym $A_xB_yC_z$ masę cząsteczkową oblicza się zgodnie z poniższym algorytmem:

$$x \cdot \text{masa atomowa pierwiastka A [u]} + y \cdot \text{masa atomowa pierwiastka B [u]} + z \cdot \text{masa atomowa pierwiastka C [u]}$$

W przypadku cząsteczki składającej się z dwóch różnych atomów trzeci człon znika, natomiast dla cząsteczki składającej się z większej niż trzech różnych atomów pojawiają się analogiczne kolejne składowe.

Ćwiczenia

1. Oblicz masę cząsteczkową cukru trzcinowego $C_{12}H_{22}O_{11}$, tyrozyny $C_9H_{11}NO_3$ i glutaminianu sodu $C_5H_8NO_4Na$.
2. Oblicz masę cząsteczkową:
 - a) kwasu octowego – CH_3COOH ,
 - b) chlorku wapnia – $CaCl_2$,
 - c) glukozy.





3. Podaj w gramach masy z poprzedniego ćwiczenia wyrażone w unitach.
4. Oblicz masę cząsteczkową neuroprzekaźnika, jakim jest oksytocyna, której strukturę opisuje wzór $C_{43}H_{66}N_{12}O_{12}S_2$.



18.2. Mol

Pojęcie „mol” zostało wprowadzone po to, aby w praktyce laboratoryjnej nie posługiwać się niemożliwymi do zważenia unitami, niewygodnie małymi wartościami mas atomów bądź cząsteczek wyrażonymi w gramach, czy też niewygodnie dużymi liczbami atomów lub cząsteczek. Mol jest dogodną jednostką, która zachowuje te same stosunki ilościowe między pierwiastkami lub związkami. Formalnie **mol** n to liczność materii. Jeden mol cząstek zawiera tyle samo atomów, jonów, cząsteczek, ile atomów węgla zawiera 0,012 kg izotopu węgla ^{12}C . W praktyce mol to porcja substancji zawierająca ukrytą informację o liczbie atomów lub cząsteczek, która przekłada się na łatwą do obliczenia i odważenia masę wyrażoną w gramach i równą liczbowo masie atomowej lub cząsteczkowej ważonej substancji wyrażonej w unitach. Chemicy korzystają z procedur chemicznych, w których dane ilościowe reagentów są podawane w molach. Umożliwia to łatwe przeliczenie mas poszczególnych składników, np. do reakcji syntezy z uwzględnieniem wybranej, odpowiedniej skali laboratoryjnej lub przemysłowej.

Mol to jednostka wyrażająca licznosc materii, która ma tę samą liczbę cząstek (atomów, cząsteczek, jonów itp.), jaka jest zawarta w 12 g izotopu węgla ^{12}C .

mol

Liczbę moli powinna towarzyszyć informacja o rodzaju cząstek, jakie ona opisuje. Pojęcie „mol tlenu” jest niewystarczające, ponieważ nie wiadomo, czy dotyczy atomów, czy cząsteczek. Należy je doprecyzować i użyć określenia „mol atomów tlenu” lub „mol cząsteczek tlenu”, które jest jednoznaczne.

18.3. Liczba Avogadra

Z definicji mola wiadomo, że określa on konkretną liczbę atomów zawartych w 12 g izotopu węgla ^{12}C . Liczba ta jest zwana liczbą Avogadra, a oznacza się ją symbolem N_A .

Liczba Avogadra określa liczbę atomów znajdujących się w 0,012 kg izotopu węgla ^{12}C i jest równa liczbie cząstek zawartych w jednym molu substancji.

liczba
Avogadra

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Przykład 1

Oblicz, ile wynosi masa 1 mola cząsteczek tlenu wyrażona w gramach.

Rozwiązanie:

Masa cząsteczkowa tlenu O_2 wynosi $2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$. Zamieniając uzyskany wynik na gramy, korzystamy ze znanej zależności:

$$32 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{u}} = 53,12 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$



i uzyskujemy masę jednej dwuatomowej cząsteczki tlenu. Skoro jedna cząsteczka O_2 waży $53,12 \cdot 10^{-24}$ g, aby obliczyć masę 1 mola, należy pomnożyć uzyskany wynik przez liczbę cząsteczek, jaka jest zawarta w jednym molu, czyli liczbę Avogadra.

$$53,12 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 320 \cdot 10^{-1} \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Odpowiedź: Masa 1 mola cząsteczek tlenu wynosi $32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

18.4. Masa molowa

Masa molowa to masa jednego mola cząstek oznaczona symbolem $M \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$. Z przedstawionych powyżej obliczeń wynika, że co do wartości jest ona równa masie atomowej lub cząsteczkowej wyrażonej w jednostkach masy atomowej, czyli unitach [u].

masa molowa

Masa molowa to masa atomów, cząsteczek, jonów lub innych cząstek wyrażona w gramach na mol. Liczbowo jest równa masie atomowej lub cząsteczkowej wyrażonej w unitach.

Ćwiczenie

5. Oblicz masy molowe:
 - a) atomów tlenu;
 - b) cząsteczek tlenu;
 - c) cząsteczek wody.

Masy molowe jonów oblicza się analogicznie jak masy molowe atomów lub cząsteczek, ponieważ ich ładunek wynika z nadmiaru lub deficytu elektronów, których znikoma masa nie wpływa na masę całej cząstki.

18.5. Mol w obliczeniach

Liczbę moli w zależności od zawartych w zadaniu danych można wyrazić, używając następujących zależności wynikających bezpośrednio lub pośrednio z definicji mola:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

gdzie: n – liczba moli;
 N – liczba cząstek (atomów, cząsteczek, jonów itp.);
 N_A – liczba Avogarda;

lub też:

$$n = \frac{m}{M}$$

gdzie: m – masa substancji wyrażona w gramach;
 M – masa molowa tej substancji.



Ważne, by zapamiętać, iż liczba moli wyraża stosunki ilościowe między pierwiastkami i związkami.

Przykład 2

Oblicz liczbę moli cząsteczek CaO, a także liczbę moli atomów wapnia i atomów tlenu w 560 g tlenku wapnia.

Rozwiązanie:

Korzystając z zależności:

$$n = \frac{m}{M}$$

obliczamy liczbę moli cząsteczek CaO:

$$n_{\text{CaO}} = \frac{m_{\text{CaO}}}{M_{\text{CaO}}} = \frac{560 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 10 \text{ moli}$$

Na podstawie wzoru sumarycznego tlenku wapnia można powiedzieć, że jeden mol cząsteczek CaO zawiera jeden mol atomów wapnia oraz 1 mol atomów tlenu. Zatem liczba moli atomów wapnia oraz tlenu zawarta w 560 g tlenku wapnia będzie równa liczbie moli cząsteczek tlenku wapnia.

Odpowiedź: Liczba moli cząsteczek CaO oraz liczba atomów wapnia i tlenu jest sobie równa i wynosi 10.

Przykład 3

Próbka zawiera 2 mole cząsteczek wody. Oblicz:

- liczbę moli atomów wodoru oraz tlenu w próbce;
- masę próbki;
- liczbę cząsteczek i atomów w próbce.

Rozwiązanie:

a) Analizując wzór sumaryczny cząsteczki wody ustalamy zależność: jeden mol cząsteczek wody zawiera dwa mole atomów wodoru oraz jeden mol atomów tlenu. Stosując powyższą proporcję oraz dane w zadaniu, obliczamy liczbę atomów wodoru oraz tlenu:

$$\frac{n_{\text{H}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{2}{1}; \frac{n_{\text{H}}}{2} = \frac{2}{1}; n_{\text{H}} = 4 \text{ mole}$$

$$\frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1}{2}; \frac{n_{\text{O}}}{2} = \frac{1}{1}; n_{\text{O}} = 2 \text{ mole}$$

b) Aby obliczyć masę próbki, należy skorzystać z zależności:

$$m = n \cdot M,$$

uprzednio ustalając masę molową wody:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m = 2 \text{ mole} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 36 \text{ g}$$

c) Mnożąc liczbę moli cząsteczek oraz liczbę Avogadra, obliczamy masę cząsteczek wody:

$$N = n \cdot N_A$$

$$N_{\text{cząsteczek wody}} = 2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,2046 \cdot 10^{24}$$



Korzystając z tej samej zależności, możemy policzyć liczbę atomów wodoru oraz tlenu:

$$N_{\text{atomów wodoru}} = 4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 2,4092 \cdot 10^{24}$$

$$N_{\text{atomów tlenu}} = 2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,2046 \cdot 10^{24}$$

$$N_{\text{atomów sumaryczna}} = N_{\text{atomów wodoru}} + N_{\text{atomów tlenu}} = 3,6138 \cdot 10^{24}$$

Sumaryczną liczbę atomów można policzyć bez ustalania poszczególnych liczb atomów pierwiastków wchodzących w skład cząsteczki, ale uwzględniając liczbę moli atomów przypadających na jeden mol cząsteczek. Zgodnie z omówionym w podpunkcie a) wzorem sumarycznym jeden mol cząsteczek wody zawiera 3 mole atomów (2 wodoru oraz 1 tlenu). Oznacza to, iż sumaryczna liczba atomów będzie trzykrotnie większa od liczby cząsteczek.

$$\frac{N_{\text{cząsteczek wody}}}{N_{\text{atomów sumaryczna}}} = \frac{1}{3}$$

$$N_{\text{atomów sumaryczna}} = 3 \cdot 1,2046 \cdot 10^{24} = 3,6138 \cdot 10^{24}$$

Odpowiedź:

- a) Liczba moli atomów wodoru wynosi 4, a tlenu 2 mole.
- b) Masa 2 moli cząsteczek wody wynosi 36 g.
- c) Liczba cząsteczek wody wynosi $1,2046 \cdot 10^{24}$, a liczba atomów w próbce to $3,6138 \cdot 10^{24}$.

Ćwiczenia

- 6. Oblicz masę 5 moli cząsteczek wody.
- 7. Ile moli cząsteczek wody zawiera się w 1,8 kg wody?
- 8. Ustal, ile moli stanowią:
 - a) 2 g cząsteczek tlenu;
 - b) 2 g atomów magnezu;
 - c) 2 g cząsteczek wody.
- 9. Oblicz, ile atomów znajduje się w 12 g żelaza, a ile w 12 g glinu.
- 10. U szereguj próbki zgodnie ze wzrastającą liczbą moli atomów lub cząsteczek:
 - a) 5 g sodu;
 - b) 25 g H_2O ;
 - c) 50 g H_2SO_4 .
- 11. W jakiej masie siarki znajduje się tyle samo atomów, ile znajduje się w 4 g:
 - a) atomów tlenu;
 - b) cząsteczek tlenu?
- 12. Aby woda mineralna została uznana za niskosodową, masa kationów sodu nie może przekroczyć 10 mg w 1 dm^3 . Przyjmując tę wartość graniczną, oblicz, ile moli kationów sodowych Na^+ może się znaleźć w 1 dm^3 takiej wody.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Masa cząsteczkowa** to masa cząsteczki wyrażona w jednostkach masy atomowej [u]. Stanowi ona sumę mas atomowych wszystkich atomów wchodzących w skład cząsteczki. s. 104
- **Mol** to jednostka wyrażająca licznosc materii, mająca tę samą liczbę cząstek, jaka jest zawarta w 12 g węgla ^{12}C . s. 105
- **Liczba Avogadra** określa liczbę atomów znajdujących się w 1 molu (12 g izotopu węgla ^{12}C). s. 105
- **Masa molowa** to masa atomów, cząsteczek, jonów lub innych cząstek wyrażona w gramach na mol. Liczbowo jest ona równa masie atomowej lub cząsteczkowej wyrażonej w unitach. s. 106

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Oblicz masę cząsteczkową cząsteczki o wzorze sumarycznym $A_xB_yC_z$.
2. Ile gramów waży 1 mol cząsteczek tlenu?
3. Oblicz masy molowe:

a) cząsteczek azotu (N_2);	d) atomów wodoru;
b) atomów azotu;	e) cząsteczek amoniaku (NH_3).
c) cząsteczek wodoru (H_2);	
4. Ustal, ile moli cząsteczek CaO oraz moli atomów wapnia i tlenu znajduje się w 280 g tlenku wapnia.
5. Oblicz masę 7 moli cząsteczek amoniaku (NH_3).
6. Oblicz, ile moli stanowi:

a) 1,5 kg cząsteczek tlenu;	b) 500 g atomów tlenu;	c) 5 g cząsteczek wody.
-----------------------------	------------------------	-------------------------
7. Ile atomów znajduje się w:

a) 4 g siarki;	b) 4 g wody.
----------------	--------------

19. Wzór empiryczny i rzeczywisty

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- o czym mówi prawo stałości składu;
- czym jest wzór rzeczywisty, a czym wzór empiryczny;
- jak wyznaczyć wzór empiryczny;
- jak wyznaczyć wzór rzeczywisty.

W związkach chemicznych procentowy skład masowy jest zawsze taki sam, bez względu na metodę otrzymania danego związku. Dlatego wzory sumaryczne niezależnie od sposobu zapisu wyrażają stały skład jakościowy oraz ilościowy.



19.1. Prawo stałości składu

Podstawową cechą wszystkich związków chemicznych jest stałość jakościowa oraz ilościowa składu pierwiastkowego, niezależna od pochodzenia czy metody ich otrzymywania. Jako pierwszy tę właściwość związków chemicznych sprawdził eksperymentalnie oraz sformułował w postaci prawa Joseph Proust. Dlatego też funkcjonuje ono jako **prawo Prousta**. Nazywane jest również prawem stałości składu bądź prawem stosunków stałych.

prawo stałości
składu

Prawo stałości składu

Stosunek masowy pierwiastków w danym związku chemicznym jest zawsze stały, charakterystyczny dla tego związku i niezależny od sposobu jego powstawania.

Prawo to oznacza, że w procesie tworzenia się związków chemicznych pierwiastki łączą się między sobą w ściśle określonych stosunkach masowych, zatem procentowy udział ich mas jest wielkością stałą.

procentowy udział
masowy

Procentowy udział masowy pierwiastka A w związku chemicznym o wzorze A_xB_y wynosi:

$$\%A = \frac{xM_A}{M_{A_xB_y}} \cdot 100\%,$$

a pierwiastka B wynosi:

$$\%B = \frac{yM_B}{M_{A_xB_y}} \cdot 100\%,$$

gdzie:

M_A – masa molowa pierwiastka A;

M_B – masa molowa pierwiastka B;

$M_{A_xB_y}$ – masa molowa związku A_xB_y .

Przykład 1

Określ masowy skład procentowy pierwiastków w wodzie.

Rozwiązanie:

Zgodnie z podanymi powyżej wzorami obliczamy kolejno masowy procentowy udział wodoru oraz tlenu:

$$\%H = \frac{2 \cdot 1}{2 \cdot 1 + 1 \cdot 16} \cdot 100\% = 11,11\%$$

$$\%O = \frac{1 \cdot 16}{2 \cdot 1 + 1 \cdot 16} \cdot 100\% = 88,89\%$$

Warto zauważyć, że $100\% - 11,11\% = 88,89\%$.

Odpowiedź: Procentowa zawartość wodoru w wodzie wynosi 11,11%, a tlenu 88,89%.

Ćwiczenie

- Określ masowy skład procentowy pierwiastków w:
 - dwutlenku węgla CO_2 ;
 - kwasie siarkowym(VI) H_2SO_4 ;
 - sacharozie $C_{12}H_{22}O_{11}$.



19.2. Wyznaczanie wzorów rzeczywistych i empirycznych

W celu przedstawienia jakościowych oraz ilościowych zależności w związku chemicznym najczęściej używa się **wzorów sumarycznych**. Wśród nich wyróżniamy wzór rzeczywisty i empiryczny. **Wzór rzeczywisty** jest wzorem bardziej precyzyjnym, ponieważ pokazuje on faktyczną liczbę atomów w cząsteczce, natomiast **wzór empiryczny** pokazuje wyłącznie proporcje ilościowe między pierwiastkami, wskazuje stosunek poszczególnych atomów wyrażony najmniejszymi liczbami całkowitymi.

Wzór rzeczywisty jest wzorem sumarycznym odzwierciedlającym faktyczną liczbę atomów w cząsteczce związku chemicznego lub też rzeczywistą liczbę kationów i anionów w związku jonowym.

wzór
rzeczywisty

Wzór empiryczny to wzór sumaryczny pokazujący wyłącznie proporcje ilościowe między wszystkimi pierwiastkami wyrażone za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

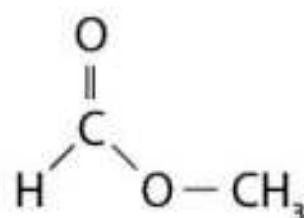
wzór
empiryczny

Jedna cząsteczka glukozy składa się z 6 atomów węgla, 12 atomów wodoru oraz 6 atomów tlenu. Jej wzór rzeczywisty wygląda zatem $C_6H_{12}O_6$. Wzór empiryczny glukozy otrzymuje się, dzieląc indeksy dolne ze wzoru przez największy wspólny dzielnik. Uzyskuje się zatem wzór empiryczny CH_2O .

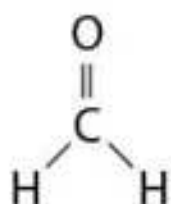
Ćwiczenie

2. Sprawdź, czy masowy udział procentowy wszystkich pierwiastków w rzeczywistym ($C_6H_{12}O_6$) i empirycznym (CH_2O) wzorze glukozy jest taki sam.

Pod wzorem empirycznym CH_2O kryje się nie tylko jeden wzór rzeczywisty. Związek o zwyczajowej nazwie mrówczan metylu o wzorze strukturalnym:



ma ten sam wzór empiryczny co glukoza, a jego wzór rzeczywisty to $C_2H_4O_2$. Istnieją także związki, których wzór empiryczny jest taki sam jak rzeczywisty. Metanal, którego wzór strukturalny to:



ma taki sam wzór rzeczywisty i empiryczny CH_2O .





Wzór empiryczny można ustalić, znając masowy, procentowy udział atomów pierwiastków wchodzących w skład cząsteczki i obliczając stosunek molowy (liczby moli) poszczególnych składników. Dla uproszczenia obliczeń zakłada się masę 100 g związku. Informacja o masie molowej cząsteczki jest niezbędna, aby ustalić wzór rzeczywisty.

Przykład 2

Masowy udział procentowy siarki w tlenku siarki wynosi 50%, a jego masa molowa wynosi $64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Ustal jego wzór empiryczny i rzeczywisty.

Rozwiązanie:

Tlenek siarki składa się z siarki oraz tlenu. Jeśli siarka stanowi 50% udziału, tlen stanowi dopełnienie do 100%, czyli również 50%. Dla ułatwienia rozwiązanie można przedstawić w tabeli:

Tlenek siarki		
100%		
100 g		
Pierwiastki wchodzące w skład tlenku siarki	Siarka	Tlen
Udział procentowy	50%	50%
Masa poszczególnych pierwiastków w 100 g związku	50 g	50 g
Liczba moli $n = \frac{m}{M}$	1,56 mola	3,125 mola
Stosunek molowy uzyskany przez dzielenie liczb moli przez najmniejszą liczbę moli	1	2
Wzór empiryczny	SO_2	
Masa molowa liczona na podstawie wzoru empirycznego	$64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	
Rzeczywista masa molowa	$64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	
Wzór rzeczywisty	SO_2	

W przypadku różnych wartości mas molowych, liczonych na podstawie wzorów empirycznych i rzeczywistych, szuka się odpowiedniego mnożnika, dzieląc rzeczywistą masę molową oraz masę molową wyznaczoną na podstawie wzoru empirycznego.

Dla związku o wzorze empirycznym A_xB_y , którego rzeczywista masa molowa jest k razy większa niż masa molowa obliczona na podstawie wzoru empirycznego, wzór rzeczywisty związku prezentuje się następująco: $A_{k \cdot x}B_{k \cdot y}$.

Ćwiczenia

- Siarka w tlenku siarki stanowi 40%, a masa molowa tego związku to $80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Wyznacz jego wzór empiryczny oraz rzeczywisty.
- Ustal wzór empiryczny związku, który zawiera 4,8 g węgla, 0,8 g wodoru oraz 6,4 g tlenu.
- Znajdź wzór empiryczny oraz rzeczywisty tlenku azotu o masie molowej $92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, którego 69,6% masy stanowi tlen.





PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Prawo stałości składu** (prawo Prousta, prawo stosunków stałych) mówi, iż stosunek masowy pierwiastków w danym związku chemicznym jest stały, charakterystyczny dla danego związku i niezależny od sposobu powstawania tego związku. s. 110
- **Procentowy udział masowy** pierwiastków A oraz B w związku chemicznym o wzorze A_xB_y wynosi odpowiednio: s. 110

$$\%A = \frac{xM_A}{M_{A_xB_y}} \cdot 100\%, \quad \%B = \frac{yM_B}{M_{A_xB_y}} \cdot 100\%$$

gdzie: M_A – masa molowa pierwiastka A ; M_B – masa molowa pierwiastka B ;
 $M_{A_xB_y}$ – masa molowa związku A_xB_y .

- **Wzór rzeczywisty** jest wzorem sumarycznym odzwierciedlającym faktyczną liczbę atomów w cząsteczce związku chemicznego (lub kationów i anionów w związku jonowym). s. 111
- **Wzór empiryczny** jest wzorem sumarycznym przedstawiającym wyłącznie proporcje ilościowe między wszystkimi pierwiastkami wyrażone za pomocą najmniejszych liczb całkowitych. s. 111

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Określ masowy skład procentowy pierwiastków w związku:
 - X_2Y_3 ;
 - kwasie siarkowym(IV) H_2SO_3 ;
 - glukoze $C_6H_{12}O_6$.
- Wyznacz wzór empiryczny oraz rzeczywisty tlenku siarki, wiedząc, że masowy udział procentowy tlenu w tym tlenku wynosi 50%.
- Znajdź wzór empiryczny oraz rzeczywisty tlenku azotu o masie molowej $92 \frac{g}{mol}$, jeśli 30,4% masy stanowi azot.

20. Objętość molowa gazów

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co to jest gęstość bezwzględna;
- jaka temperatura i jakie ciśnienie określają warunki normalne;
- o czym mówi objętość molowa;
- o czym mówi prawo Avogadra.

Mol określający liczbność materii jest wielkością stałą. Jeden mol zawsze zawiera N_A cząstek – niezależnie od tego, czy jest molem atomów tlenu, siarki, magnezu, czy też jonów sodu lub wapnia. Charakteryzuje się również określoną masą (poznaną już masą molową) oraz objętością (dotyczy to głównie gazów).

zależność między
masą a objętością

20.1. Gęstość bezwzględna

Zależność łączącą masę oraz objętość wyraża się wzorem:

$$m = d \cdot V,$$

który uwidacznia, że masa substancji m jest wprost proporcjonalna do objętości V , a współczynnikiem proporcjonalności jest gęstość d . Gazy mają znacznie mniejszą gęstość niż ciecze i substancje stałe. Gęstość gazów zazwyczaj wyraża się w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ lub $\frac{\text{g}}{\text{m}^3}$, a cieczy i substancji stałych w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Gęstość cieczy i ciał stałych praktycznie nie zależy od ciśnienia, w niewielkim stopniu zmienia się wraz ze zmianą temperatury. Natomiast na gęstość gazów duży wpływ mają temperatura i ciśnienie. Dlatego tabelaryzowane wartości gęstości często odnoszą się do konkretnych warunków. Dla gazów najczęściej jest to $T = 273,15 \text{ K}$ (0°C) i $p = 1013,25 \text{ hPa}$. Takie warunki określa się jako normalne.

warunki normalne

Warunki normalne oznaczają temperaturę oraz ciśnienie:

$$T = 273,15 \text{ K}; p = 1013,25 \text{ hPa}.$$

20.2. Objętość molowa

Wstawiając do równania $m = d \cdot V$ masę molową M i przekształcając je tak, by otrzymać V , uzyskuje się równanie w postaci:

$$V = \frac{M}{d}$$

Równanie to wyraża objętość molową, czyli objętość, jaką zajmuje jeden mol danej substancji w określonej temperaturze. Objętość molowa jest oznaczana V_{mol} lub V_m i – podobnie jak masa molowa – jest wielkością charakterystyczną dla danej substancji.

objętość
molowa

Objętość molowa dowolnej substancji w określonej temperaturze oznacza objętość zajmowaną przez jeden mol tej substancji, a oblicza się ją, dzieląc masę molową substancji przez jej gęstość w danej temperaturze.

Ćwiczenia

1. Oblicz objętość molową wodoru w warunkach normalnych, pamiętając, że tworzy on cząsteczki dwuatomowe, a jego gęstość w tych warunkach wynosi $d = 0,0893 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.
2. Oblicz objętość molową tlenu w warunkach normalnych, wiedząc, że jego gęstość w tych warunkach wynosi $d = 1,429 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.
3. Porównaj wyniki z dwóch poprzednich zadań.

Okazuje się, że w warunkach normalnych objętość molowa gazu, zbliżonego właściwościami do gazu doskonałego, jest stała i wynosi zawsze $22,4 \text{ dm}^3$. **Gaz**

gaz doskonały



doskonały to hipotetyczny gaz, w którym nie uwzględnia się objętości własnej cząsteczek (traktuje się je jako punkty materialne) ani wzajemnych oddziaływań między nimi. Cząsteczki gazów rzeczywistych zajmują określoną objętość i oddziałują ze sobą. Jednak objętość tych cząsteczek jest bardzo mała, a ich oddziaływania nie są silne, więc do obliczeń przyjmuje się, że objętość gazów rzeczywistych w warunkach normalnych równa jest także $22,4 \text{ dm}^3$.

Wiedząc, że jeden mol gazu zajmuje $22,4 \text{ dm}^3$, można ułożyć zależność, którą wyraża poniższy wzór pozwalający obliczyć liczbę moli dowolnej objętości gazów w warunkach normalnych:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

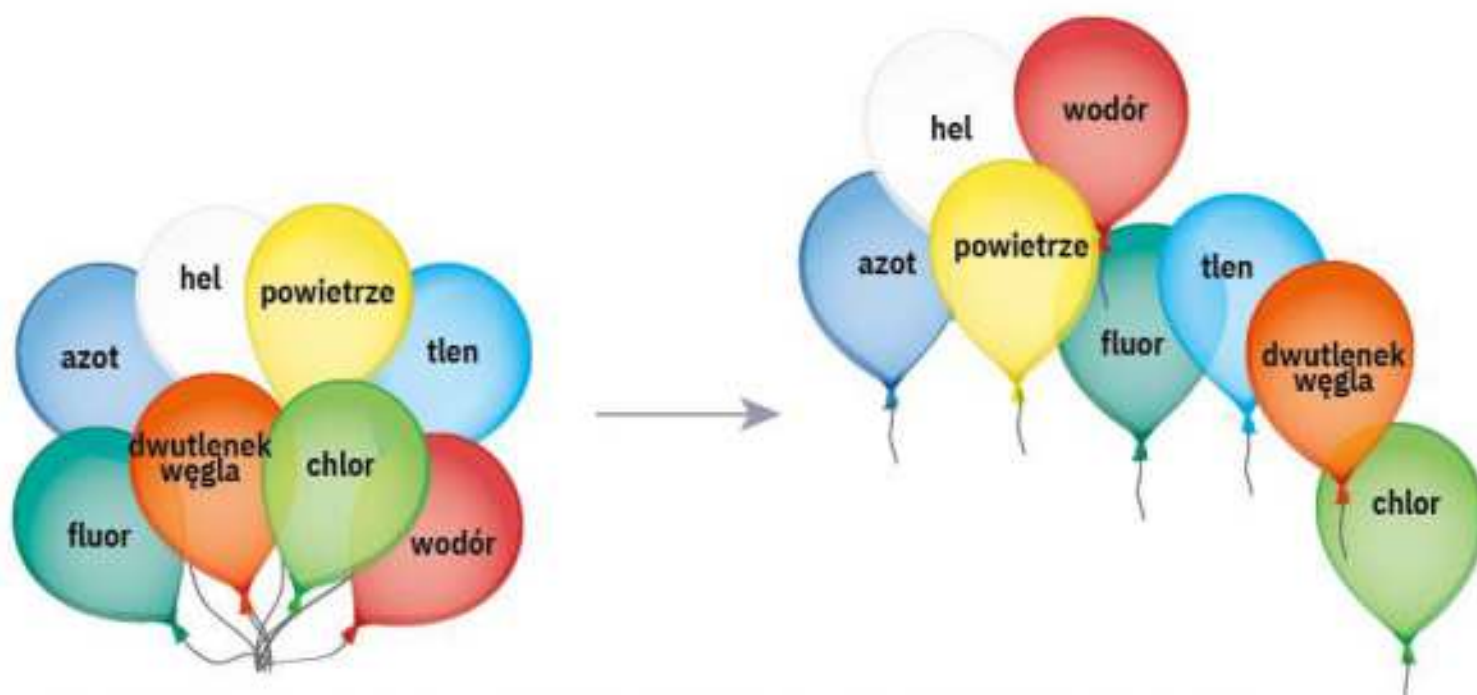
20.3. Prawo Avogadra

Gazy zajmujące jednakową objętość w określonych warunkach temperatury i ciśnienia zawierają tę samą liczbę cząsteczek (lub atomów w przypadku gazów jednoatomowych). Taką hipotezę dotyczącą właściwości gazów podał Amedeo Avogadro, włoski fizyk żyjący w XIX wieku. Jest ona nazywana **prawem Avogadra**.

Prawo Avogadra

Gazy zajmujące jednakową objętość w określonych warunkach temperatury oraz ciśnienia zawierają tę samą liczbę cząsteczek lub atomów.

prawo
Avogadra



Rysunek 69. Jednakowe balony wypełnione tą samą objętością różnych gazów zgodnie z prawem Avogadra zawierają taką samą liczbę cząsteczek lub atomów gazów. Uwolnienie balonów spowoduje, iż ustawią się one na różnych wysokościach (wyżej będą balony lżejsze, czyli zawierające gazy o mniejszej gęstości, a niżej – cięższe, zawierające gazy o większej gęstości).

Te same objętości gazów zawierające tę samą liczbę cząsteczek mają różną masę ze względu na różną gęstość gazów.

**Przykład 1**

Ile waży 1 dm³ wodoru, a ile 1 dm³ powietrza?

Rozwiązanie:

Masa molowa wodoru H₂ wynosi 2 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$, a 1 mol wodoru zajmuje 22,4 dm³ (przy założeniu, że gaz ten zachowuje się jak gaz doskonały). Można zatem ułożyć równanie:

$$\frac{x \text{ g (H}_2\text{)}}{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{1 \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}$$

$$x = 0,0893 \text{ g}$$

Można też obliczyć liczbę moli, jaką zawiera 1 dm³ wodoru ze wzoru:

$$n = \frac{V}{V_m},$$

a następnie obliczyć masę, przekształcając wzór: $n = \frac{m}{M}$.

W ten sposób uzyskuje się taki sam wynik: 0,0893 g.

Masa molowa powietrza wynosi 29 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Stosując te same założenia, można ułożyć równanie:

$$\frac{x \text{ g (powietrza)}}{29 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{1 \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}$$

$$x = 1,295 \text{ g}$$

Można też obliczyć liczbę moli, jaką zawiera 1 dm³ powietrza ze wzoru: $n = \frac{V}{V_m}$,

a następnie obliczyć masę ze wzoru: $m = n \cdot M$. W ten sposób uzyskuje się taki sam wynik: 1,295 g.

Odpowiedź: Jeden dm³ wodoru waży 0,0893 g, natomiast powietrza 1,295 g.

Ćwiczenia

4. Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie:
 - a) 1 kg azotu;
 - b) 1 kg dwutlenku węgla.Przyjmij, że gazy te zachowują się jak gazy doskonałe.
5. Oblicz, ile cząsteczek zajmuje w warunkach normalnych 1 m³ doskonałego gazu.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 114 • Masa jest wprost proporcjonalna do objętości, a współczynnikiem proporcjonalności jest gęstość:

$$m = d \cdot V$$

- s. 114 • Warunki normalne oznaczają temperaturę oraz ciśnienie: $T = 273,15 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.



- **Objętość molowa** dowolnej substancji w określonej temperaturze oznacza objętość zajmowaną przez jeden mol tej substancji.

s. 114

$$V = \frac{M}{d}$$

gdzie: M – masa molowa substancji;
 d – gęstość w danej temperaturze.

- **Gaz doskonały** to hipotetyczny gaz, w którym nie uwzględnia się objętości własnej cząsteczek oraz wzajemnych oddziaływań między cząsteczkami. W warunkach normalnych objętość molowa gazu doskonałego jest stała i wynosi $22,4 \text{ dm}^3$. Zaniedbując objętość cząsteczek oraz oddziaływania międzycząsteczkowe w gazach rzeczywistych taką też wartość przyjmuje się często w obliczeniach jako objętość 1 mola gazu rzeczywistego.
- **Prawo Avogadra:** gazy zajmujące jednakową objętość w określonych warunkach temperatury oraz ciśnienia zawierają tę samą liczbę cząsteczek (lub atomów w przypadku gazów jednoatomowych).

s. 114

s. 115

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Oblicz objętość molową azotu w warunkach normalnych, wiedząc, że jego gęstość w tych warunkach wynosi $d = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.
2. Ile waży 1 dm^3 :
 - a) wodoru;
 - b) powietrza?
3. Oblicz, jaką objętość zajmie w warunkach normalnych 1 kg pary wodnej.

21. Prawo Clapeyrona*

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co opisuje równanie Clapeyrona;
- jak równanie Clapeyrona wykorzystuje się w zadaniach;
- jaką temperaturę i jakie ciśnienie określają warunki standardowe.

W warunkach normalnych 1 mol gazu zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$. Zmiana temperatury lub ciśnienia powoduje jednak zmianę tej wartości. Do obliczenia objętości gazu w dowolnej temperaturze i pod dowolnym ciśnieniem stosuje się równanie gazu doskonałego, zwane równaniem Clapeyrona.



21.1. Równanie gazu doskonałego

Mimo że gazy rzeczywiste nie mają wszystkich cech gazu doskonałego – ich cząsteczki mają określoną objętość i występują między nimi oddziaływania – nie popełnia się dużego błędu w obliczeniach, zaniedbując te oddziaływania i zakładając podobne właściwości gazów rzeczywistych oraz doskonałych.

Równanie gazu doskonałego stosowane także dla gazów rzeczywistych pokazuje zależności między ilościami gazu wyrażonymi przez liczbę moli n i objętość V oraz warunkami, w jakich znajduje się gaz (temperatura T oraz ciśnienie p). Im większa liczba moli gazu zostanie zamknięta w balonie, tym większa będzie jego objętość. Większa liczba moli spowoduje także wzrost ciśnienia. Nieco mniej oczywista zależność to relacja ciśnienia i temperatury. Wzrost ciśnienia powoduje wzrost temperatury. Oznacza to, iż liczba moli gazu jest wprost proporcjonalna do jego objętości oraz ciśnienia, a ciśnienie gazu jest wprost proporcjonalne do jego temperatury. Łącząc wszystkie powyższe informacje, otrzymuje się następujące **równanie Clapeyrona** (czytaj: kłapejrona):

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T,$$

gdzie:

p – ciśnienie wyrażone w hPa;

V – objętość wyrażona w dm^3 ;

n – liczba moli;

R – współczynnik proporcjonalności – stała gazowa, który wynosi $83,1 \left[\frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$;

T – temperatura wyrażona w K.

równanie
Clapeyrona

21.2. Równanie Clapeyrona w zadaniach

Obliczenia objętości lub liczby moli w dowolnych warunkach temperatury i ciśnienia wymagają przekształcenia równania Clapeyrona oraz pilnowania jednostek podstawianych wielkości fizycznych. Czasami spotyka się wartość stałej gazowej $8,31$ wyrażoną w $\left[\frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$. W takiej sytuacji należy ciśnienie wyrazić w Pa, a objętość w m^3 .

Postępując się wzorem Clapeyrona, można sprawdzić, czy rzeczywiście 1 mol gazu w warunkach normalnych zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Przekształcając równanie Clapeyrona ze względu na V , uzyskujemy postać:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

Wstawiając dane do powyższego równania, można obliczyć szukaną objętość:

$$V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273,15 \text{ K}}{1013,25 \text{ hPa}}$$

$$V = 22,4 \text{ dm}^3$$



Przykład 1

Oblicz, jaką objętość zajmie 5 moli cząsteczek azotu w temperaturze 25°C oraz pod ciśnieniem 1013 hPa.

Rozwiązane:

$$V = \frac{5 \text{ mol} \cdot 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1013 \text{ hPa}}$$

$$V = 122,2 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: 5 moli cząsteczek azotu w warunkach normalnych zajmie objętość 122,2 dm³.

Temperatura 25°C, czyli 298 K (273 + 25), oraz ciśnienie 1013 hPa (ciśnienie normalne) są nazywane **warunkami standardowymi**.

warunki
standardowe

Przykład 2

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie 122,2 dm³ cząsteczkowego azotu odmierzonego w warunkach standardowych.

Rozwiązanie:

I sposób:

Z poprzedniego zadania wiadomo, że 122,2 dm³ zajmuje 5 moli azotu (w warunkach standardowych), dlatego też tę wartość liczby moli (lub liczbę moli obliczoną z równania Clapeyrona) wraz z wartościami odpowiadającymi warunkom normalnym wstawia się do równania Clapeyrona:

$$V = \frac{5 \text{ mol} \cdot 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1013 \text{ hPa}}$$

$$V = 112 \text{ dm}^3$$

II sposób:

Jeśli ilość gazu jest stała, a zmieniają się wyłącznie warunki, w jakich on się znajduje, można porównać dwa równania Clapeyrona przekształcone tak, by otrzymać wartości stałe, czyli liczbę moli.

$$n = \frac{p_1 \cdot V_1}{R \cdot T_1} \quad n = \frac{p_2 \cdot V_2}{R \cdot T_2}$$

Po porównaniu tych dwóch równań otrzymuje się zależność:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Przekształcając powyższe równanie tak, by otrzymać szukaną V_2 , oraz wstawiając do równania dane, uzyskuje się ten sam wynik:

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot p_2}$$

$$V_2 = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 122,2 \text{ dm}^3 \cdot 273 \text{ K}}{298 \text{ K} \cdot 1013 \text{ hPa}}$$

$$V_2 = 112 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Objętość cząsteczkowego azotu odmierzonego w warunkach normalnych zajmie 112 dm³.

**Ćwiczenia**

1. Oblicz, jaką objętość zajmie 5 moli cząsteczek tlenu w temperaturze 20°C oraz pod ciśnieniem 1015 hPa.
2. Oblicz, jaką objętość zajmą 3 mole powietrza w temperaturze 15°C oraz pod ciśnieniem 101000 Pa.
3. Oblicz, ile moli gazu zajmuje objętość 0,1 m³ w temperaturze 18°C oraz pod ciśnieniem 102000 Pa.
4. Oblicz temperaturę 2 moli gazu, który zajmuje 50 000 cm³ pod normalnym ciśnieniem.
5. Jaką objętość zajmie 5 kg chloru w warunkach standardowych, a jaką w warunkach normalnych?
6. Jaką objętość w warunkach standardowych zajmie 10 dm³ amoniaku odmierzonego w warunkach normalnych?
7. Oblicz, jaką objętość zajmie w temperaturze 295 K oraz pod ciśnieniem 1020 hPa:
 - a) 1 mol chlorowodoru;
 - b) 20 milimoli wodoru;
 - c) 0,01 m³ dwutlenku węgla odmierzonego w warunkach normalnych;
 - d) 140 g azotu.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 118 • **Równanie Clapeyrona** obrazuje zależności między ilościami gazu wyrażonymi przez liczbę moli n oraz objętość V a warunkami, w jakich znajduje się gaz (temperatura T oraz ciśnienie p).

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

gdzie: p – ciśnienie;
 V – objętość;

n – liczba moli;
 T – temperatura;

R – stała gazowa.

Stala gazowa

$$R = 8,31 \left[\frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$$

$$R = 83,1 \left[\frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$$

- s. 119 • Warunki standardowe oznaczają temperaturę $T = 298 \text{ K}$ oraz ciśnienie $p = 1013 \text{ hPa}$.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Oblicz, jaką objętość zajmuje 1 mol gazu doskonałego w warunkach normalnych.
2. Oblicz, jaką objętość zajmuje 5 moli cząsteczek azotu w warunkach standardowych.
3. Jaką objętość w warunkach normalnych zajmie 122,2 dm³ cząsteczkowego azotu odmierzonego w warunkach standardowych?
4. Oblicz, jaką objętość zajmie 7 moli cząsteczek azotu w temperaturze 18°C oraz pod ciśnieniem 1020 hPa.
5. Jaką objętość w warunkach standardowych, a jaką w warunkach normalnych zajmie 5 kg pary wodnej?



22. Stechiometryczny stosunek reagentów

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak interpretować równania reakcji chemicznej w skali mikro- oraz makroskopowej;
- jak wykorzystać stosunek stechiometryczny w obliczeniach.

W praktyce laboratoryjnej poza wiedzą chemiczną pozwalającą na dobór odpowiednich substratów do przeprowadzenia zaplanowanej reakcji istotne są informacje określające ilości reagentów, jakich należy użyć. By to ustalić, należy przeprowadzić obliczenia na podstawie danych i równania chemicznego reakcji.

22.1. Molowa interpretacja przemian chemicznych

Równanie reakcji chemicznej zawiera wzory związków chemicznych lub symbole pierwiastków przedstawiające substraty biorące udział w reakcji oraz powstające w jej wyniku produkty. Opisuje zatem przemianę chemiczną. Interpretację zapisu równania reakcji chemicznej można przeprowadzać na skalę mikroskopową (na poziomie molekularnym) lub makroskopową. W skali molekularnej podaje się liczbę atomów i cząsteczek biorących udział w przemianie chemicznej. Równanie reakcji syntezy chlorowodoru z wodoru i chloru:



w interpretacji na poziomie molekularnym czyta się następująco: jedna dwuatomowa cząsteczka wodoru reaguje z jedną dwuatomową cząsteczką chloru, tworząc dwie cząsteczki chlorowodoru. Ze względu na rozmiary cząsteczek interpretacja ta jest właściwie modelowa. Procesy zachodzące w skali mikroskopowej składają się na wynik procesu makroskopowego, który jest widoczny gołym okiem. W skali makroskopowej używa się większej jednostki – mola, który określa licznosc materii i stanowi porcję materii zawierającą liczbę cząstek równą liczbie Avogadra, czyli $6,023 \cdot 10^{23}$. W molowej interpretacji równania chemicznego podaje się zatem nieco ukrytą, olbrzymią liczbę cząstek biorących udział w przemianie chemicznej, dlatego też jest to interpretacja w skali makroskopowej. Równanie reakcji syntezy chlorowodoru z wodoru i chloru w tej interpretacji czyta się jako reakcję jednego mola cząsteczek wodoru oraz jednego mola cząsteczek chloru prowadzącą do otrzymania dwóch moli chlorowodoru.

Ćwiczenie

1. Zinterpretuj w skali mikroskopowej i makroskopowej reakcje:
 - a) termicznego rozkładu wodorotlenku miedzi(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ na tlenek miedzi(II) CuO oraz wodę;
 - b) utleniania tlenku siarki(IV) SO_2 tlenem prowadzącą do otrzymania tlenku siarki(VI) SO_3 ;
 - c) syntezy siarczku węgla CS_2 w reakcji węgla oraz siarki.





22.2. Stosunki stechiometryczne w przemianach chemicznych

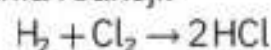
Stosunek stechiometryczny to stosunek ilościowy substancji reagujących wynikający z równania chemicznego. Stosunek stechiometryczny w reakcji syntezy chlorowodoru z wodoru i chloru wynosi 1:1:2. Cyfry te to współczynniki stechiometryczne równania chemicznego. Są one liczbami umieszczonymi przed symbolami lub wzorami substratów i produktów reakcji w równaniu chemicznym (cyfry 1 nie pisze się przed symbolami ani wzorami; brak współczynnika odczytuje się właśnie jako 1). Współczynniki stechiometryczne można podawać, stosując różne jednostki. Molowy stosunek stechiometryczny wyraża zależności liczby moli substratów i produktów, a masowy i objętościowy – zależności liczbowe między substratami i produktami podawane odpowiednio w jednostkach masy lub objętości. Stosunek objętościowy w przypadku reagentów gazowych jest równy stosunkowi molowemu.

stosunek
stechiometryczny

Stosunek stechiometryczny to stosunek ilościowy substancji reagujących wynikający z równania chemicznego.

Przykład 1

Podaj molowy stosunek stechiometryczny, a także stosunek masowy oraz objętościowy (zakładając, iż reakcja przebiega w warunkach normalnych) reagentów na podstawie równania reakcji:



Rozwiązanie:

Równanie reakcji	Interpretacja równania	Rodzaj stosunku stechiometrycznego
$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$	1 mol : 1 mol : 2 mole	molowy
	$1\text{ mol} \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} : 1\text{ mol} \cdot 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}} : 2\text{ mole} \cdot 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ 2 g : 71 g : 73 g	masowy
	$1\text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} : 1\text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} : 2\text{ mole} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$ 1 mol : 1 mol : 2 mole	objętościowy

22.3. Stosunek stechiometryczny w obliczeniach

Stosunek stechiometryczny zawarty w równaniu reakcji chemicznej oraz znajomość ilości jednego z reagentów pozwala na obliczenie ilości pozostałych reagentów.



kolejność operacji podczas wykonywania obliczeń opartych na stosunku stechiometrycznym

Obliczenia z zastosowaniem stosunku stechiometrycznego należy wykonać w następującej kolejności:

1. Przeanalizować zadanie oraz wypisać dane i szukane.
2. Napisać poprawne równanie reakcji, dobierając odpowiednie współczynniki stechiometryczne.
3. Obliczyć liczbę moli reagenta, dla którego dane liczbowe są podane w zadaniu, jeśli liczba moli nie jest podana wprost.
4. Obliczyć liczbę moli reagenta, którego dotyczy polecenie zadania, w oparciu o stosunek stechiometryczny wynikający z równania reakcji.
5. Obliczyć wielkość określającą ilość reagenta, wykorzystując odpowiednie wzory, jeśli wymaga tego polecenie zadania.

Znając ilość jednego z substratów w reakcji: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$, można w prosty sposób obliczyć ilość drugiego substratu oraz produktu.

Przykład 2

Przyjmij, że w powyższej reakcji syntezy chlorowodoru przereagowało x moli wodoru. Oblicz liczby moli pozostałych reagentów.

Rozwiązanie:

Dane:

$$n_{\text{H}_2} = x \text{ moli}$$

Szukane:

$$n_{\text{Cl}_2} = ?$$

$$n_{\text{HCl}} = ?$$

Równanie reakcji	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$		
Reagenty	H_2	Cl_2	HCl
Stosunek molowy	1	1	2
Liczba moli	x	x	$2x$

Uwzględniając stosunek stechiometryczny 1:1:2, można zapisać równania:

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{Cl}_2}} = \frac{1}{1}; \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{HCl}}} = \frac{1}{2}$$

Po wstawieniu danych i przekształceniach wzorów otrzymujemy:

$$\frac{x}{n_{\text{Cl}_2}} = \frac{1}{1} \Rightarrow n_{\text{Cl}_2} = x$$

$$\frac{x}{n_{\text{HCl}}} = \frac{1}{2} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 2x$$

Odpowiedź: Liczba moli chloru wynosi x , a chlorowodoru $2x$.

Liczba moli w zadaniu może nie być podana wprost. Przeliczanie ilościowe reagentów musi uwzględniać stechiometrię, a zatem i stosunki molowe. Przeanalizujmy poniższe przykłady.



Przykład 3

W reakcji syntezy chlorowodoru $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$ przereagowało x gramów wodoru. Oblicz masy pozostałych reagentów.

Rozwiązanie:

Dane:

Szukane:

$$m_{\text{H}_2} = x \text{ g}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = ?$$

$$m_{\text{HCl}} = ?$$

Równanie reakcji	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$		
Reagenty	H_2	Cl_2	HCl
Stosunek molowy	1	1	2
Masa	x	?	?
Liczba moli $n = \frac{m}{M}$	$\frac{x \text{ g}}{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$	$\frac{x \text{ g}}{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$	$\frac{2x \text{ g}}{2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$
Masa molowa $\left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$	2	71	36,5
Obliczona masa [g] $m = n \cdot M$	x	$\frac{x}{2} \cdot 71$	$\frac{2x}{2} \cdot 36,5$

Odpowiedź: Masa chloru wynosiła $35,5x$ g, natomiast masa chlorowodoru $36,5x$ g.

Przykład 4

W reakcji syntezy chlorowodoru $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$ przereagowało $x \text{ dm}^3$ wodoru (mierzonych w warunkach normalnych). Oblicz objętości pozostałych reagentów.

Rozwiązanie:

Dane:

Szukane:

$$V_{\text{H}_2} = x \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{Cl}_2} = ?$$

$$V_{\text{HCl}} = ?$$

Równanie reakcji	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$		
Reagenty	H_2	Cl_2	HCl
Stosunek molowy	1	1	2
Objętość [dm^3]	x	?	?
Liczba moli [mol] $n = \frac{V}{V_m}$	$\frac{x \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}$	$\frac{x \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}$	$\frac{2x \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}$
Obliczona objętość [dm^3] $V = n \cdot V_m$	$\frac{x \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$	$\frac{x \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$	$\frac{2x \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$
	x	x	$2x$

Odpowiedź: Objętość chloru oraz chlorowodoru wynosi odpowiednio: x oraz $2x$.



Analizując powyższe obliczenia, można zauważyć, że w przypadku reagentów gazowych stosunek objętościowy jest rzeczywiście równy stosunkowi molowemu.

Ćwiczenia

- Oblicz, ile gramów chlorowodoru powstanie w reakcji syntezy wodoru oraz:
a) 2 moli chloru; b) 2 g chloru.
- Oblicz, ile gramów węgla przereaguje z 16 g siarki w reakcji otrzymywania disiarczku węgla CS_2 .
- Oblicz, ile gramów rtęci powstanie w wyniku termicznego rozkładu:
a) 3 moli tlenku rtęci(II) HgO ;
b) 434 g tlenku rtęci(II) HgO .
$$2 \text{HgO} \xrightarrow{T} 2 \text{Hg} + \text{O}_2$$
- Oblicz, ile gramów tlenku wapnia CaO i ile gramów dwutlenku węgla CO_2 powstanie w wyniku termicznego rozkładu 150 g węglanu wapnia CaCO_3 .
- Jaka objętość amoniaku NH_3 w warunkach normalnych powstanie w reakcji:
a) 12 g wodoru z azotem; b) 12 g azotu z wodorem?
- Ile dm^3 azotu i ile cząsteczek wodoru jest potrzebne do otrzymania 12 g amoniaku NH_3 ?

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Stosunek stechiometryczny** to stosunek ilościowy substancji reagujących wynikający z równania chemicznego. s. 122
- Kolejność operacji podczas wykonywania obliczeń opartych na stosunku stechiometrycznym:** s. 123
 - Wypisać dane oraz szukane.
 - Napisać poprawne równanie reakcji, ustalając odpowiednie współczynniki stechiometryczne.
 - Obliczyć liczbę moli reagenta, dla którego dane liczbowe są podane w zadaniu (o ile liczba moli nie jest podana wprost).
 - Obliczyć liczbę moli reagenta, którego dotyczy polecenie zadania, z uwzględnieniem stosunków stechiometrycznych.
 - Jeśli wymaga tego zadanie, należy obliczyć z wykorzystaniem odpowiednich wzorów wielkość określającą ilość reagenta, zgodnie z poleceniem w zadaniu.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Zinterpretuj w skali mikro- oraz makroskopowej poniższe reakcje.
a) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
b) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
- Reakcja otrzymywania chlorowodoru przebiega zgodnie z równaniem reakcji:
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$. Oblicz:
a) liczbę moli chloru oraz chlorowodoru, jeśli liczba moli wodoru wynosi 5;
b) masę chloru i chlorowodoru, jeśli masa wodoru wynosi 5 g;
c) objętość chloru i chlorowodoru, jeśli objętość wodoru wynosi 5 dm^3 w warunkach normalnych.



3. Oblicz, ile gramów siarczku węgla CS_2 powstanie w reakcji 16 g węgla z siarką.
4. Oblicz, ile gramów wody powstanie w wyniku reakcji wodoru:
 - a) z 2 molami tlenu;
 - b) z 2 g tlenu.

23. Niestechiometryczny stosunek reagentów*

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co oznaczają pojęcia: substrat w nadmiarze oraz substrat w niedomiarze;
- jak obliczyć ilość produktu w przypadku zmieszania niestechiometrycznych ilości substratów;
- jak obliczyć wydajność reakcji jednoetapowej oraz wieloetapowej.

Reakcje chemiczne przebiegają w ściśle określonych stosunkach ilościowych substratów i produktów. Czym zatem skutkuje zmieszanie substratów w nieodpowiednich ilościach? Dodanie większej ilości jednego z substratów nie zawsze spowoduje zwiększenie ilości produktu. Substrat użyty w większej ilości, niż wskazuje równanie chemiczne, to substrat użyty w nadmiarze, natomiast substrat, którego jest mniej, niż wskazuje na to równanie reakcji, to substrat użyty w niedomiarze. O ilości produktu decyduje substrat użyty w niedomiarze.

23.1. Stosunek niestechiometryczny w obliczeniach

substrat
w niedomiarze

Substrat w niedomiarze to substrat, którego molowo jest mniej w stosunku do drugiego substratu, niż wskazuje równanie reakcji chemicznej. Jest to substrat, który przereaguje całkowicie i który decyduje o ilości produktu.

substrat
w nadmiarze

Substrat w nadmiarze to substrat, którego molowo jest więcej w stosunku do drugiego substratu, niż wskazuje równanie reakcji chemicznej. To substrat, który pozostanie nieprzereagowany po zakończeniu reakcji.

Mając do dyspozycji taką samą liczbę śrubek i nakrętek, łatwo obliczyć, ile kompletów śrubka + nakrętka może powstać. Zmieniając liczbę któregośkolwiek ze składników, wpływa się na końcową liczbę takich kompletów. Zdecyduje o niej składnik, którego będzie mniej. Ten, którego będzie więcej, pozostanie niewykorzystany.



Podobnie jest w przypadku przemian chemicznych. Substrat użyty w nadmiarze ze względu na zmniejszoną ilość drugiego substratu nie przereaguje w całości. W całości przereagowuje jedynie substrat użyty w niedomiarze. To właśnie on determinuje ilość produktu, jaka powstanie po zakończeniu reakcji.

Stosunek stechiometryczny zawarty w równaniu reakcji chemicznej oraz znajomość ilości niektórych reagentów pozwala na obliczenie ilości pozostałych, także jeśli substraty zostały zmieszane w ilościach niestechiometrycznych.

Obliczenia należy wykonać w następującej kolejności:

1. Przeanalizować zadanie oraz wypisać dane i szukane.
2. Napisać poprawne równanie reakcji, dobierając odpowiednie współczynniki stechiometryczne.
3. Obliczyć liczbę moli substratów, dla których podane są w zadaniu dane liczbowe, jeśli liczba moli nie jest podana wprost.
4. Po przeanalizowaniu stosunków stechiometrycznych wynikających z równania reakcji oraz liczby moli należy ustalić, który z substratów został użyty w nadmiarze, a który w niedomiarze.
5. Obliczyć liczbę moli reagenta, którego dotyczy polecenie zadania, względem substratu użytego w niedomiarze.
6. Wykorzystując odpowiednie wzory, obliczyć wielkość określającą ilość reagenta, jeśli wymaga tego polecenie zadania.

Przykład 1

W reakcji syntezy chlorowodoru użyto x moli wodoru oraz y moli chloru. Oblicz liczbę moli powstałego produktu.

Rozwiązanie:

Dane: Szukane:

$$n_{\text{H}_2} = x \text{ moli} \quad n_{\text{HCl}} = ?$$

$$n_{\text{Cl}_2} = y \text{ moli}$$

W przypadku gdy $x < y$.

Równanie reakcji	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$		
Reagenty	H_2	Cl_2	HCl
Stosunek molowy	1	1	2
Liczba moli	x (niedomiar)	y (nadmiar)	?
Liczba moli, jaka przereaguje/powstanie	x	x	$2x$

Odpowiedź: Powstało $2x$ moli chlorowodoru.



Natomiast gdy $x > y$.

Równanie reakcji	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$		
Reagenty	H_2	Cl_2	HCl
Stosunek molowy	1	1	2
Liczba moli	x (nadmiar)	y (niedomiar)	?
Liczba moli, jaka przereaguje/powstanie	y	y	$2y$

Odpowiedź: Powstało $2y$ moli chlorowodoru.

Przykład 2

Oblicz objętość CO_2 , jaka powstanie w warunkach normalnych, jeśli gaz ten powstał w wyniku spalania 15 g węgla w 36 dm^3 tlenu.

Rozwiązanie:

1. Dane: Szukane:

$m_{\text{C}} = 15 \text{ g}$ $V_{\text{CO}_2} = ?$

$V_{\text{O}_2} = 36 \text{ dm}^3$

2. $\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2$

3. $n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}}$ $n_{\text{C}} = \frac{15 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,25 \text{ mol};$

$n_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m}$ $n_{\text{O}_2} = \frac{36 \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} = 1,61 \text{ mol}$

4. $\frac{n_{\text{C}}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{1}{1}$ n_{C} – substrat w niedomiarze
 n_{O_2} – substrat w nadmiarze
 $1,25 < 1,61$

5. $\frac{n_{\text{C}}}{n_{\text{CO}_2}} = \frac{1}{1} \Rightarrow n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} \Rightarrow n_{\text{CO}_2} = 1,25 \text{ moli}$

6. $V_{\text{CO}_2} = n \cdot V_m \Rightarrow V_{\text{CO}_2} = 1,25 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 28 \text{ dm}^3$

Odpowiedź: Powstało $28 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$.

Ćwiczenia

1. W celu otrzymania siarczku cynku ZnS zmieszano 30 g cynku oraz 30 g siarki. Oblicz, ile gramów siarczku cynku otrzymano.
2. Oblicz, ile moli siarczku magnezu MgS otrzymano po zmieszaniu 10 g magnezu oraz 12 g siarki.
3. Oblicz objętość chlorowodoru, jaki otrzymano po reakcji 3 dm^3 wodoru i 5 dm^3 chloru.



23.2. Wydajność reakcji

Wszystkie prowadzone dotąd obliczenia zakładały 100-procentową wydajność reakcji chemicznych. Wydajność to inaczej efektywność, z jaką zachodzi dana reakcja. Jej wartość wynosi niemal zawsze mniej niż 100%. Jest to spowodowane równoczesnym przebiegiem reakcji konkurencyjnych, reaktywnością samych reagentów lub też stratami reagentów w czasie operacji pomocniczych zgodnych z procedurą, np. podczas izolacji produktu z mieszaniny poreakcyjnej.

Wydajność reakcji chemicznej to wyrażony w procentach stosunek ilości produktu uzyskanego w rzeczywistej reakcji do ilości produktu obliczonego teoretycznie na podstawie równania reakcji chemicznej.

wydajność reakcji
chemicznej

Zgodnie z definicją wydajność reakcji można obliczyć, korzystając ze wzoru:

$$W = \frac{n_{rz}}{n_t} \cdot 100 \%,$$

gdzie n_{rz} to rzeczywista liczba moli produktu, a n_t – to teoretyczna liczba moli produktu obliczona na podstawie równania reakcji.

Analogicznie można podstawić inne wielkości określające ilość produktów, takie jak masa czy objętość. Tworząc ułamek, należy pamiętać o tym, aby licznik i mianownik wyrażał te same wielkości fizyczne oraz żeby w liczniku znajdowały się wartości rzeczywiste, a w mianowniku – teoretyczne.

$$W = \frac{m_{rz}}{m_t} \cdot 100 \%$$

$$W = \frac{V_{rz}}{V_t} \cdot 100 \%$$

W zadaniach, w których należy obliczyć wydajność reakcji, zazwyczaj podana jest rzeczywista ilość produktu, a trzeba ustalić tę teoretyczną, wynikającą z równania chemicznego reakcji. Jeśli podana jest ilość tylko jednego reagentu, zakłada się stechiometryczną ilość pozostałych.

Przykład 3

Do otrzymania chlorowodoru użyto 5 moli chloru i 7 moli wodoru. Otrzymano 179,2 dm³ chlorowodoru. Oblicz wydajność reakcji, zakładając, że przebiegała ona w warunkach normalnych.

Rozwiązanie:

Dane:

$$n_{H_2} = 7 \text{ moli}$$

$$n_{Cl_2} = 5 \text{ moli}$$

$$V_{HCl} = 179,2 \text{ dm}^3 = V_{rz}$$

Szukane:

$$W = ?$$



$$n_{H_2} = 7 \text{ moli} \quad (\text{nadmiar})$$



$$n_{\text{Cl}_2} = 5 \text{ moli} \quad (\text{niedomiar})$$

$$\frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{HCl}}} = \frac{1}{2} \quad (\text{z równania reakcji}) \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 2 \cdot n_{\text{Cl}_2} \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 2 \cdot 5 \text{ moli} = 10 \text{ moli}$$

$$V_t = 10 \text{ moli} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 224 \text{ dm}^3$$

$$W = \frac{V_r}{V_t} \cdot 100 \% \Rightarrow W = \frac{179,2 \text{ dm}^3}{224 \text{ dm}^3} \cdot 100 \% \Rightarrow W = 80\%$$

Wydajność można także obliczyć, korzystając ze wzoru:

$$W = \frac{n_r}{n_t} \cdot 100 \%$$

Przeliczając zamiast teoretyczną liczbę moli n_t na teoretyczną objętość V_t , objętość rzeczywistą V_r na rzeczywistą liczbę moli n_r .

$$n = \frac{V}{V_m} \Rightarrow n_r = \frac{179,2 \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} = 8 \text{ moli}$$

$$W = \frac{8 \text{ mol}}{10 \text{ mol}} \cdot 100 \% \Rightarrow W = 80 \%$$

Ćwiczenia

4. W reakcji 10 g siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO_4 z siarkowodorem H_2S otrzymano 5 g siarczku miedzi(II) CuS . Oblicz wydajność procentową tej reakcji.

$$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$$
5. Po utlenianiu 20 kg SO_2 przebiegającego zgodnie z równaniem reakcji

$$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{kat.}} 2 \text{SO}_3$$
 otrzymano 24 kg SO_3 . Oblicz wydajność tej reakcji.
6. W wyniku reakcji 10 dm³ siarkowodoru odmierzonego w warunkach normalnych z tlenem otrzymano pewną ilość siarki. Wydajność tej reakcji wyniosła 50%. Oblicz, jaką masę siarki otrzymano.

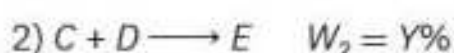
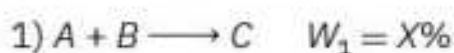
$$2 \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$$
- 7.* Do syntezy 3,5 g jodowodoru użyto 4 g jodu oraz 380 cm³ odmierzonego w warunkach normalnych wodoru. Oblicz wydajność reakcji:

$$\text{H}_2 + \text{J}_2 \longrightarrow 2 \text{HJ}$$
 w podanych warunkach.

W przypadku reakcji wieloetapowych, gdy chcemy obliczyć sumaryczną wydajność procesu, powinniśmy pomnożyć wartości wydajności poszczególnych etapów po pozbyciu się procentów, czyli po podzieleniu danych wartości przez 100%.

$$W_{\text{całkowita}} = W_1 \cdot W_2 \cdot \dots \cdot W_x$$

Zakładając reakcję biegnącą w dwóch etapach:





Całkowita wydajność reakcji wyrażona jest zależnością:

$$W_{\text{całkowita}} = W_1 \cdot W_2$$

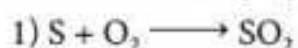
$$W_{\text{całkowita}} = \frac{X}{100} \cdot \frac{Y}{100} = \frac{X \cdot Y}{10000}$$

$$W_{\text{całkowita}} = \frac{X \cdot Y}{100} \%$$

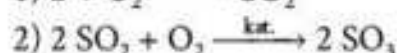
Widać, jak duży spadek wydajności całkowitej następuje w przypadku procesu wieloetapowego.

Ćwiczenie

8. Oblicz całkowitą wydajność procesu, który zachodzi dwuetapowo:



$$W_1 = 95\%$$



$$W_2 = 70\%$$



PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Substrat w niedomiarze** to substrat, którego molowo jest mniej w stosunku do drugiego substratu, niż wskazuje równanie reakcji chemicznej. Jest to substrat, który przereaguje całkowicie i który decyduje o ilości produktu. s. 126
- **Substrat w nadmiarze** to substrat, którego molowo jest więcej w stosunku do drugiego substratu, niż wskazuje równanie reakcji chemicznej. To substrat, który pozostanie nieprzereagowany po zakończeniu reakcji. s. 126
- **Kolejność operacji podczas wykonywania obliczeń** opartych na stosunku stechiometrycznym wynikającym z równania reakcji w przypadku niestechiometrycznego zmieszania reagentów: s. 123
 1. Wypisać dane oraz szukane.
 2. Napisać poprawne równanie reakcji, ustalając odpowiednie współczynniki stechiometryczne.
 3. Obliczyć liczbę moli substratów, dla których są podane dane liczbowe w zadaniu (o ile liczba moli nie jest podana wprost).
 4. Po uwzględnieniu stosunków stechiometrycznych z równania reakcji ustalić, który substrat został użyty w nadmiarze, a który w niedomiarze.
 5. Obliczyć liczbę moli reagenta, którego dotyczy polecenie zadania z uwzględnieniem substratu użytego w niedomiarze.
 6. Jeśli wymaga tego zadanie, należy obliczyć z wykorzystaniem odpowiednich wzorów wielkość określającą ilość reagenta, zgodnie z poleceniem w zadaniu.



- s. 129
- **Wydajność reakcji chemicznej** to wyrażony w procentach stosunek ilości produktu uzyskiwanego w rzeczywistej reakcji względem ilości produktu obliczonego teoretycznie na podstawie równania reakcji chemicznej.

$$W = \frac{n_{rz}}{n_t} \cdot 100 \%,$$

$$W = \frac{m_{rz}}{m_t} \cdot 100 \%,$$

$$W = \frac{V_{rz}}{V_t} \cdot 100 \%,$$

gdzie n_{rz} , m_{rz} , V_{rz} to odpowiednio rzeczywista liczba moli, masa i objętość produktu, n_t , m_t , V_t – to odpowiednio teoretyczna liczba moli, masa i objętość produktu obliczona na podstawie równania reakcji.

- s. 129
- W przypadku **reakcji wieloetapowych**, licząc sumaryczną wydajność procesu, mnoży się wartości wydajności poszczególnych etapów po pozbyciu się procentów.

$$W_{\text{całkowita}} = W_1 \cdot W_2 \cdot \dots \cdot W_x$$

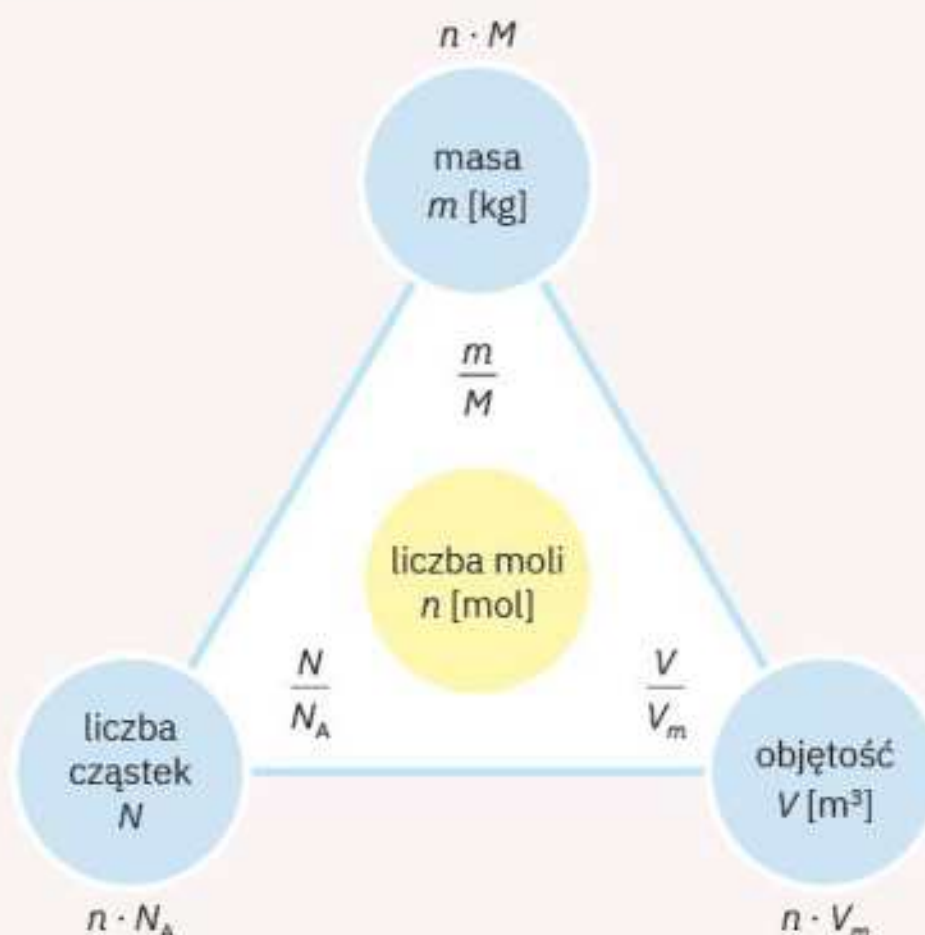
ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Oblicz, ile moli chlorowodoru otrzymano w reakcji:
a) dwóch moli wodoru i trzech moli chloru;
b) trzech moli wodoru i dwóch moli chloru.
2. Oblicz masę siarczku żelaza(II) (FeS), jaka powstanie w wyniku reakcji 2 g żelaza oraz 1 g siarki.
3. Oblicz wydajność reakcji syntezy chlorowodoru, jeśli w wyniku zmieszania 5 moli chloru oraz 7 moli wodoru otrzymano 179,2 dm³.
4. Oblicz wydajność reakcji:
 $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$,
jeśli do reakcji użyto 24 g magnezu oraz 36 g siarki i otrzymano 50 g siarczku magnezu.
5. Oblicz sumaryczną wydajność reakcji wieloetapowej, wiedząc, że wydajność kolejnych etapów wynosiła: 90%, 80%, 70%.



PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

- **Masa cząsteczkowa** to masa cząsteczki wyrażona w jednostkach masy atomowej, unitach [u], która stanowi sumę mas atomowych wszystkich atomów wchodzących w skład tej cząsteczki. s. 104
- **Mol** n to liczność materii, która zawiera tyle samo atomów, jonów, cząsteczek itp., ile atomów zawiera 0,012 kg izotopu węgla ^{12}C . s. 105



- **Liczba Avogadra** N_A określa liczbę cząstek znajdującą się w jednym molu substancji. s. 105

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

- **Masa molowa** M to masa jednego mola cząstek wyrażona w $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$, a co do wartości równa masie cząsteczkowej lub atomowej wyrażonej w jednostkach masy atomowej. s. 106
- **Prawo stałości składu** dotyczy niezmienności stosunku masowego w każdym związku niezależnie od sposobu jego powstawania. W procesie tworzenia się związków chemicznych pierwiastki łączą się ze sobą w ściśle określonych stosunkach masowych, co oznacza, że procentowy udział ich mas jest wielkością stałą. s. 110
- **Procentowy masowy udział pierwiastków** w związku A_xB_y opisują zależności: s. 110

$$\%A = \frac{xM_A}{M_{A_xB_y}} \cdot 100\% \quad \%B = \frac{yM_B}{M_{A_xB_y}} \cdot 100\%$$

- **Wzór rzeczywisty** jest wzorem sumarycznym odzwierciedlającym rzeczywistą liczbę atomów w cząsteczce związku chemicznego lub rzeczywistą liczbę kationów i anionów w związku jonowym. s. 111
- **Wzór empiryczny** jest wzorem sumarycznym pokazującym wyłącznie proporcje ilościowe między wszystkimi pierwiastkami wyrażone za pomocą najmniejszych liczb całkowitych. s. 111
- **Objętość molowa** dowolnej substancji w określonych warunkach oznacza objętość, jaką zajmuje jeden mol tej substancji. Podobnie jak masa molowa jest wielkością charakterystyczną dla danej substancji. s. 114

$$V = \frac{M}{d}$$



- s. 115 • Zgodnie z **prawem Avogadra** gazy zajmujące tę samą objętość w określonych warunkach temperatury i ciśnienia zawierają taką samą liczbę cząsteczek.
- s. 114 • **Równanie gazu doskonałego** służy do obliczania objętości gazu w danej temperaturze i pod dowolnym ciśnieniem.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

gdzie: p – ciśnienie wyrażone w hPa;

V – objętość wyrażona w dm^3 ;

n – liczba moli;

R – współczynnik proporcjonalności zwany stałą gazową, który wynosi $83,1 \left[\frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$;

T – temperatura wyrażona w K.

s. 114

	Temperatura [K]	Ciśnienie [hPa]
Warunki normalne	273	1013
Warunki standardowe	298	1013

- s. 122 • **Stosunek stechiometryczny** to stosunek ilościowy reagujących substancji wynikający z równania reakcji chemicznej. Umożliwia on obliczenie ilości wszystkich reagentów, nawet jeśli dysponujemy danymi liczbowymi tylko dla jednego reagenta.

- s. 126 ✧ **Substrat w niedomiarze** to substrat, którego molowo jest mniej w stosunku do drugiego substratu, niż wskazuje na to równanie reakcji chemicznej. Część tego substratu pozostanie nieprzereagowana po zakończeniu reakcji.

- s. 126 ✧ **Substrat w nadmiarze** to substrat, którego molowo jest więcej w stosunku do drugiego substratu, niż wskazuje na to równanie reakcji chemicznej. Ten substrat pozostanie w części nieprzereagowany po zakończeniu reakcji.

- s. 129 ✧ **Wydajność reakcji chemicznej** to wyrażony w procentach stosunek ilości produktu uzyskanego w rzeczywistej reakcji w stosunku do ilości produktu obliczonego teoretycznie na podstawie równania reakcji chemicznej.

$$W = \frac{n_{rz}}{n_t} \cdot 100\% \quad W = \frac{m_{rz}}{m_t} \cdot 100\% \quad W = \frac{V_{rz}}{V_t} \cdot 100\%$$

SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Oblicz masę cząsteczkową:

a) Fe_2O_3 ;	b) K_2MnO_4 ;	c) MgCl_2 ;	d) NH_4HCO_3 .
------------------------------	-------------------------------	----------------------	--------------------------------
- Oblicz masę molową:

a) NH_3 ;	b) H_2SO_4 ;	c) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$;	d) AuCl_3 .
--------------------	------------------------------	--	----------------------
- Oblicz liczbę moli zawartą w:

a) 2 g chloru cząsteczkowego;	b) 2 g chloru atomowego;
c) 36 g wody;	d) 12 g wodoru.
- Oblicz masę:

a) 2 milimoli NaOH ;	b) 2 kilomoli tlenu cząsteczkowego;
c) 0,5 kilomoli węgla;	d) 500 milimoli żelaza.



5. Oblicz liczbę atomów:
 - a) w 13 g miedzi;
 - b) w 0,64 kg siarki;
 - c) w 220 g dwutlenku węgla;
 - d) w 10 cm³ rtęci, jeśli jej gęstość wynosi 13,5 g/cm³.
6. Oblicz masę:
 - a) wapnia, jaką należy odważyć, aby próbka zawierała tyle samo atomów, ile atomów znajduje się w 16 g siarki;
 - b) $2 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku węgla(II) CO;
 - c) sodu, jaka znajduje się w 25 g tlenku sodu Na₂O;
 - d) dwutlenku siarki zawierającą 0,32 g tlenu.
7. Określ masowy skład procentowy:
 - a) amoniaku NH₃;
 - b) siarczku miedzi(II) CuS;
 - c) glukozy C₆H₁₂O₆;
 - d) kwasu węglowego H₂CO₃.
8. Oblicz skład procentowy i ustal wzór empiryczny związku węgla z tlenem, jeżeli stosunek wagowy węgla do tlenu w tym związku wynosi 3:8.
9. Napisz wzór empiryczny:
 - a) N₂O₄;
 - b) H₂O₂;
 - c) C₆H₁₂O₆;
 - d) związku zawierającego 59% sodu oraz 41% siarki.
10. Ustal wzór rzeczywisty pewnego tlenku chloru o masie cząsteczkowej 167 u, zawierającego 42,5% masowych chloru.
11. Ustal wzór empiryczny oraz rzeczywisty pewnego związku potasu z tlenem o masie cząsteczkowej 110 u, zawierającego 71% masowych potasu.
12. Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie:
 - a) 0,15 kg pary wodnej;
 - b) 20 g siarkowodoru H₂S;
 - c) 4 g amoniaku NH₃;
 - d) 200 kg powietrza ($M_{\text{powietrza}} = 29 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$).
13. Jaką objętość zajmie 50 g amoniaku NH₃ w temperaturze 295 K pod ciśnieniem 985 hPa?
14. Jaką objętość zajmie w temperaturze 300 K pod ciśnieniem 1025 hPa:
 - a) 0,1 mola tlenu cząsteczkowego;
 - b) 200 milimoli amoniaku;
 - c) 10 cm³ wodoru odmierzonego w warunkach standardowych;
 - d) 10 m³ azotu odmierzonego w warunkach normalnych?
15. Reakcja przebiega zgodnie z równaniem:
$$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$$
 - a) Ile moli amoniaku przereaguje z 160 g tlenu?
 - b) Ile moli tlenu cząsteczkowego potrzeba do utlenienia 15 g amoniaku?



16. Jakiej objętości wodoru i jakiej azotu potrzeba w warunkach normalnych do otrzymania 150 m³ amoniaku NH₃?
- $$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$$
17. Ile dm³ wodoru potrzeba do otrzymania 220 g wody w warunkach normalnych?
- 18.* Ile gramów siarczku glinu Al₂S₃ otrzyma się w wyniku reakcji 3 g glinu i 0,2 moli siarki?
- 19.* W naczyniu A zmieszano 50 cm³ N₂ i 20 cm³ H₂, natomiast w naczyniu B zmieszano 20 cm³ N₂ i 50 cm³ H₂. W którym naczyniu otrzymano więcej amoniaku, jeśli reakcja zaszła w warunkach normalnych?
20. Reakcja przebiega zgodnie z równaniem:
- $$2 \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$$
- a) Oblicz masę powstałej siarki, jeżeli do reakcji użyto 15 g siarkowodoru, a jej wydajność wynosiła 75%.
- b) Oblicz wydajność reakcji, jeżeli do reakcji użyto 22 g siarkowodoru, a wyizolowano 16 g siarki.
- c) Oblicz wydajność reakcji, jeżeli użyto do niej 18 dm³ tlenu odmierzonego w warunkach normalnych, a otrzymano 40 g siarki.
- d)* Oblicz wydajność reakcji, jeżeli wykorzystano do niej 15 g siarkowodoru i 6,4 g tlenu, a otrzymano 12 g siarki.



IV. Kinetyka chemiczna

▶ Efekt energetyczny reakcji



▶ Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

▶ Szybkość reakcji chemicznej

▶ Doświadczalne badanie zmian szybkości reakcji



24. Efekt energetyczny reakcji

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co składa się na energię drobiny;
- jak przedstawia się profil energetyczny reakcji;
- co oznaczają pojęcia *układ* oraz *otoczenie*;
- jakie rodzaje układów wyróżniamy.

Cząsteczki, a nawet szerzej ujmując – cząstki czy też drobiny, to układy dynamiczne charakteryzujące się określoną energią. Do reakcji chemicznej między nimi dojdzie tylko wtedy, gdy zostaną spełnione określone warunki. Przede wszystkim cząstki muszą się zderzyć, a zderzenie to musi być efektywne, tzn. musi nastąpić pod odpowiednim kątem, a biorące w nim udział cząstki muszą mieć odpowiednio dużą energię. W przeciwnym wypadku odbiją się one od siebie, a reakcja chemiczna nie przebiegnie.

24.1. Energia drobiny

energia drobiny

Energia jednej drobiny stanowi sumę **energii translacyjnej** (energia kinetyczna ruchu postępowego drobin), **energii rotacyjnej** (energia kinetyczna ruchu obrotowego drobin), **energii oscylacyjnej** (energia kinetyczna ruchu drgającego jądra wraz z otaczającymi elektronami), **energii elektronowej** (energia kinetyczna oraz potencjalna wynikająca z ruchu elektronów), **energii oddziaływań** między drobinami, **energii jądrowej** oraz innych rodzajów energii.

24.2. Profil energetyczny reakcji

Podczas reakcji chemicznej energia się zmienia, ponieważ zmienia się liczba i rodzaj wiązań chemicznych oraz oddziaływań między drobinami. Wykres pokazujący zmiany energii w miarę postępu reakcji nazywa się **profilem energetycznym reakcji**.

profil energetyczny reakcji

Profil energetyczny reakcji to wykres przedstawiający zmianę energii w trakcie reakcji.

Najprostszy profil energetyczny reakcji przedstawia energię trzech etapów:

- sumaryczną energię substratów,
- energię kompleksu aktywnego,
- sumaryczną energię produktów.

kompleks aktywny

Kompleks aktywny zwany stanem przejściowym to wysokoenergetyczny produkt przejściowy, który może się przekształcić w substraty lub też w produkty.

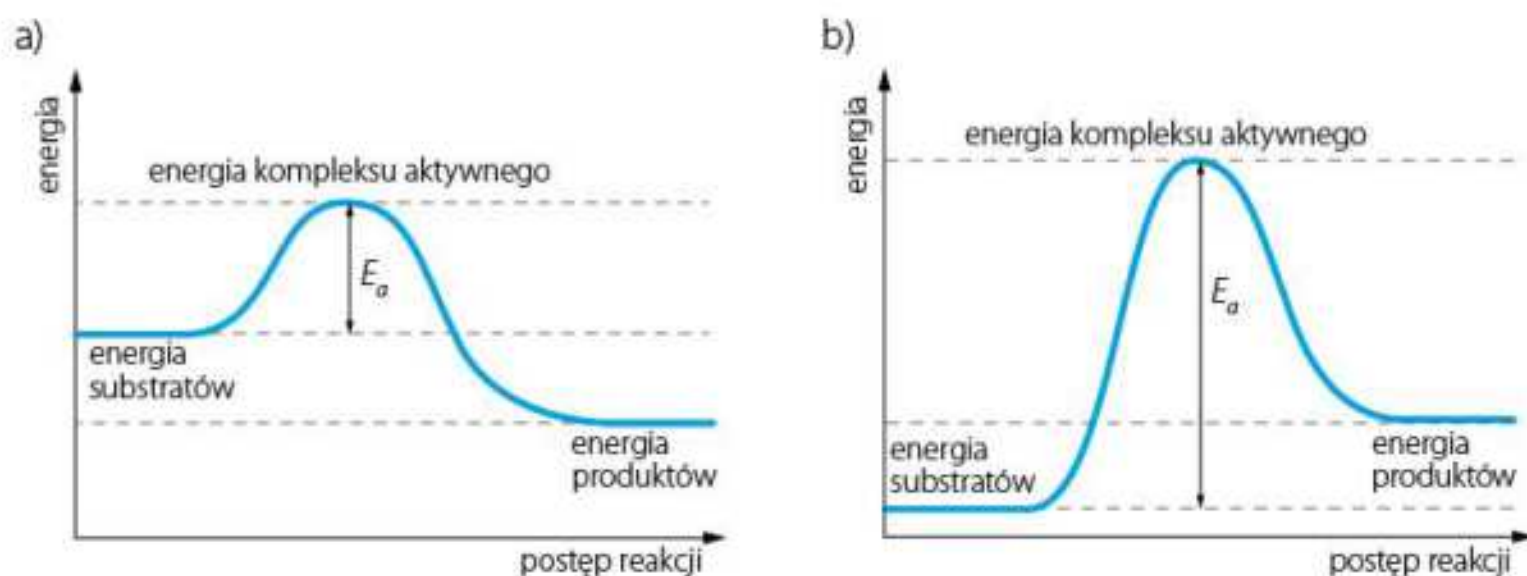


Najwyższą energię na wykresie ma nietrwały kompleks aktywny, zwany także stanem przejściowym, który może ją obniżyć, przekształcając się w produkty bądź odtwarzając substraty.

Różnica między energią substratów oraz energią kompleksu aktywnego nazywa się **energią aktywacji E_a** (rysunek 70). Jest to minimalna ilość energii, jaką muszą mieć cząsteczki, żeby w wyniku ich zderzenia przebiegła reakcja chemiczna. Energia aktywacji jest także określana jako bariera energetyczna, jaką muszą pokonać cząsteczki, aby przekształcić się w kompleks aktywny i żeby doszło do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Energia aktywacji to minimum energetyczne, które muszą mieć cząsteczki, żeby przebieg reakcji z ich udziałem był możliwy.

energia aktywacji



Rysunek 70. Przykładowe uogólnione profile energetyczne reakcji.

Ćwiczenie

1. Porównaj dwa powyższe profile energetyczne reakcji. Wymień podobieństwa i różnice.



24.3. Układ i otoczenie

Każdej reakcji chemicznej towarzyszy efekt energetyczny, czyli wymiana energii między układem a otoczeniem cząsteczek reagentów. Układem nazywa się wyodrębniony zbiór substancji stanowiących obiekt badań, a otoczeniem – wszystko to, co znajduje się poza układem. Każdy układ dąży do zmniejszania zawartego w nim zasobu energetycznego, ponieważ układy o niższej energii są bardziej stabilne. Z tego względu od efektu energetycznego często zależy kierunek przemiany w układzie.

Układ to wyodrębniony zbiór substancji będących obiektem badań.

układ

Otoczenie to wszystko, co nie należy do układu.

otoczenie



Całkowita energia układu jest sumą energii:

- kinetycznej (całego układu),
- potencjalnej,
- energii wewnętrznej zgromadzonej w poszczególnych drobinach.

Oznacza to, iż energię wewnętrzną można określić jako różnicę między energią całkowitą układu oraz energią kinetyczną i potencjalną układu rozpatrywanego jako całość. Ze względu na drobiny składające się na układ, energia wewnętrzna układu to suma energii wszystkich rodzajów energii wszystkich drobin.

W zależności od przepływu energii (lub jego braku) bądź masy rozróżnia się układy:

- otwarte,
- zamknięte,
- izolowane.

Układ otwarty to taki, który wymienia energię oraz masę z otoczeniem. W **układzie zamkniętym** następuje tylko wymiana energii, nie ma wymiany masy z otoczeniem. Natomiast w **układzie izolowanym** nie zachodzi wymiana masy ani energii z otoczeniem. W laboratorium chemicznym reakcje chemiczne rzadko zachodzą w układach izolowanych bądź zamkniętych. Zazwyczaj reakcje zachodzą w układach otwartych, które nie spełniają poznanego już prawa zachowania masy – możliwa jest bowiem wymiana masy między układem a otoczeniem.

UKŁAD		energia	masa	OTOCZENIE
	otwarty	↔	↔	
	zamknięty	↔	constans	
	izolowany	constans	constans	

Doświadczenie 1

W kolbie stożkowej umieść ok. 10 ml 2% roztworu azotanu(V) srebra zakwaszonego roztworem kwasu azotowego(V), a w probówce ok. 5 ml stężonego chlorku sodu. Po umieszczeniu probówki w kolbie zamknij ją szczelnie korkiem oraz zważ przygotowany zestaw. Następnie przechyl kolbę, tak by zawartość probówki wylała się i zmieszała z roztworem w kolbie. Po zejściu reakcji zważ ponownie zestaw.

Obserwacje:

Po zmieszaniu reagentów w kolbie pojawił się biały osad. Masa zestawu przed reakcją oraz po reakcji była taka sama.

Wnioski:

Zaszła reakcja, której produktem jest osad – chlorek srebra AgCl:



Całkowita masa reagentów w tym układzie nie uległa zmianie – zachowane zostało prawo zachowania masy.

Polecenie:

Wskaż rodzaj układu, w jakim zaszła reakcja w opisanym doświadczeniu.

- a) układ otwarty b) układ zamknięty c) układ izolowany





Układ otwarty.



Układ zamknięty.



Układ izolowany.

Ćwiczenie

2. Podaj po dwa przykłady układów otwartych, zamkniętych i izolowanych.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Energia drobiny** stanowi sumę wielu rodzajów energii m.in. translacyjnej, rotacyjnej, oscylacyjnej, elektronowej, oddziaływań czy energii jądrowej. s. 138
- **Profil energetyczny reakcji** to wykres przedstawiający zmianę energii w trakcie przebiegu reakcji. Najprostszy profil energetyczny przedstawia energię trzech etapów: sumaryczną energię substratów, energię kompleksu aktywnego (stan przejściowy) oraz sumaryczną energię produktów. s. 138
- **Energia aktywacji** to różnica energii substratów oraz energii kompleksu aktywnego. Jest to minimum energetyczne, jakie muszą mieć cząsteczki, by doszło do zapoczątkowania reakcji chemicznej. s. 139
- **Układ** to wyodrębniony zbiór substancji będących obiektem badań. s. 139
- **Otoczenie** to wszystko, co nie stanowi układu. s. 139

		energia	masa	OTOCZENIE
UKŁAD	otwarty	↔	↔	
	zamknięty	↔	constans	
	izolowany	constans	constans	

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Omów, co przedstawia profil energetyczny reakcji.
- Wyjaśnij pojęcia: energia aktywacji, układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany. ✂
- Narysuj w zeszycie wybrany profil energetyczny reakcji. Zaznacz energię aktywacji.
- Zaznacz w zeszycie poniższe przykłady układów jako otwarte, zamknięte, izolowane. ✂

a) dzbanek z herbatą;	e) szybkowar;
b) termos;	f) probówka z korkiem;
c) filiżanka przykryta spodkiem;	g) kolba bez korka.
d) kubek z gorącą czekoladą;	



25. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym charakteryzuje się proces endoenergetyczny, a czym egzoenergetyczny;
- co to jest entalpia;
- co oznacza proces endotermiczny oraz egzotermiczny.

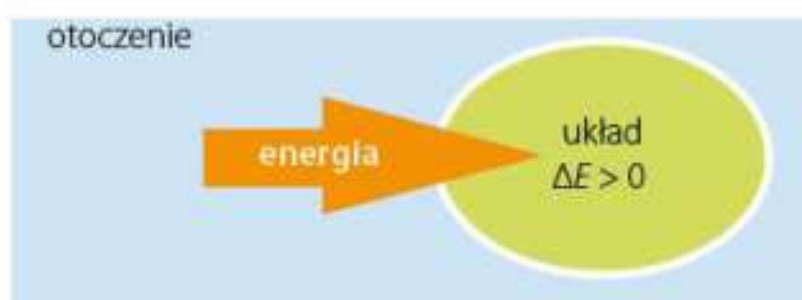
Energia może być przekazywana z układu do otoczenia lub z otoczenia do układu. Wszystkim reakcjom chemicznym oraz procesom fizycznym towarzyszy efekt energetyczny, czyli wydzielenie lub pochłonięcie określonej energii przez układ reagentów.

25.1. Proces endoenergetyczny

Proces, w którym energia jest pobierana przez układ z otoczenia, czyli energia układu wzrasta kosztem energii otoczenia, nazywamy **procesem endoenergetycznym** (rysunek 71). Wzrost energii układu oznacza, iż różnica energii między stanem końcowym (po procesie) a stanem początkowym (przed procesem) ma wartość większą od zera (dodatnią). Profil energetyczny reakcji endoenergetycznej przedstawia rysunek 70 b.

proces
endoenergetyczny

Proces endoenergetyczny to proces, podczas którego energia układu wzrasta, ponieważ jest pobierana z otoczenia.



Rysunek 71. Wymiana energii w procesie endoenergetycznym.

Przykładem takiego procesu jest rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie. Procesy wymagające dostarczenia energii do układu można spotkać nie tylko w laboratorium. Fotosynteza, jedna z najistotniejszych przemian biochemicznych, wymagająca dostarczenia energii świetlnej, to także proces endoenergetyczny. Pieczenie ciasta, a konkretnie rozkład proszku do pieczenia, czy rozpuszczanie cukru w herbacie to również procesy endoenergetyczne.

Ćwiczenie

1. Wykonaj doświadczenie. Zanotuj obserwacje oraz wnioski w zeszycie. Do zlewki zawierającej niewielką ilość azotanu(V) amonu dodaj wody destylowanej i mieszaj zawartość zlewki. W trakcie rozpuszczania soli zmierz kilkakrotnie termometrem temperaturę roztworu.

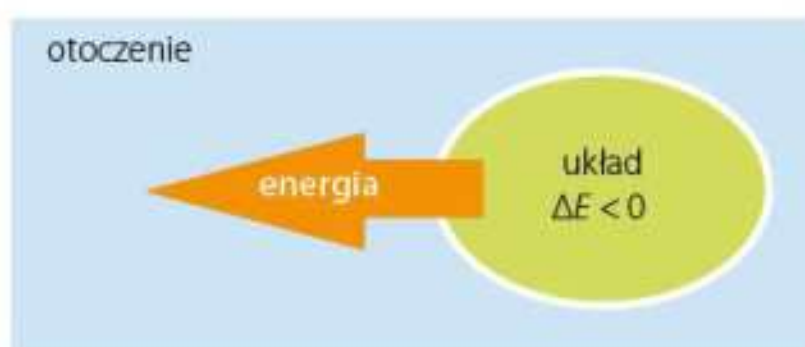


25.2. Proces egzoenergetyczny

Proces, w którym energia układu maleje, a otoczenia rośnie, czyli któremu towarzyszy wydzielanie się energii z układu do otoczenia, nazywa się **procesem egzoenergetycznym** (rysunek 72). W procesach egzoenergetycznych różnica energii układu między stanem końcowym a stanem początkowym ma wartość mniejszą od zera (ujemną). Profil energetyczny reakcji egzoenergetycznej przedstawia rysunek 70 a.

Proces egzoenergetyczny to proces, podczas którego energia układu maleje, ponieważ jest wydzielana do otoczenia.

proces
egzoenergetyczny



Rysunek 72. Wymiana energii w procesie egzoenergetycznym.

Przykładem takiego procesu jest rozpuszczanie wodorotlenku potasu w wodzie czy rozcieńczanie kwasu siarkowego(VI). Wiele reakcji egzoenergetycznych to reakcje z udziałem tlenu przebiegające powoli (utlenianie) oraz gwałtownie (spalanie).

Ćwiczenia

- Wykonaj doświadczenie. Zanotuj obserwacje oraz wnioski w zeszycie.
Do zlewki zawierającej niewielką ilość wodorotlenku potasu dodaj wody destylowanej i mieszaj zawartość zlewki. W trakcie rozpuszczania zmierz kilkakrotnie termometrem temperaturę roztworu.
- Korzystając z różnych źródeł, podaj po jednym przykładzie reakcji endo- oraz egzoenergetycznej.
- Uzupełnij tabelę w zeszycie.

Kierunek wymiany energii między układem (U) a otoczeniem (O)	Zmiana energii ΔE (< lub >) 0	Proces endoenergetyczny (A) Proces egzoenergetyczny (B)
		A
		B





25.3. Entalpia

entalpia układu

Większość reakcji chemicznych zachodzi w układach otwartych oraz pod stałym, najczęściej atmosferycznym ciśnieniem, czyli w warunkach izobarycznych. W takim wypadku wymianę energii w postaci ciepła między układem a otoczeniem określa się jako zmianę **entalpii układu** i oznacza ΔH . Jest to różnica entalpii produktów H_p przypisanej stanowi energetycznemu układowi po reakcji chemicznej oraz entalpii substratów H_s przypisanej stanowi energetycznemu układowi przed jej rozpoczęciem.

$$\Delta H = H_p - H_s,$$

gdzie:

ΔH – zmiana entalpii układu w warunkach stałego ciśnienia (izobarycznych);

H_p – entalpia produktów;

H_s – entalpia substratów.

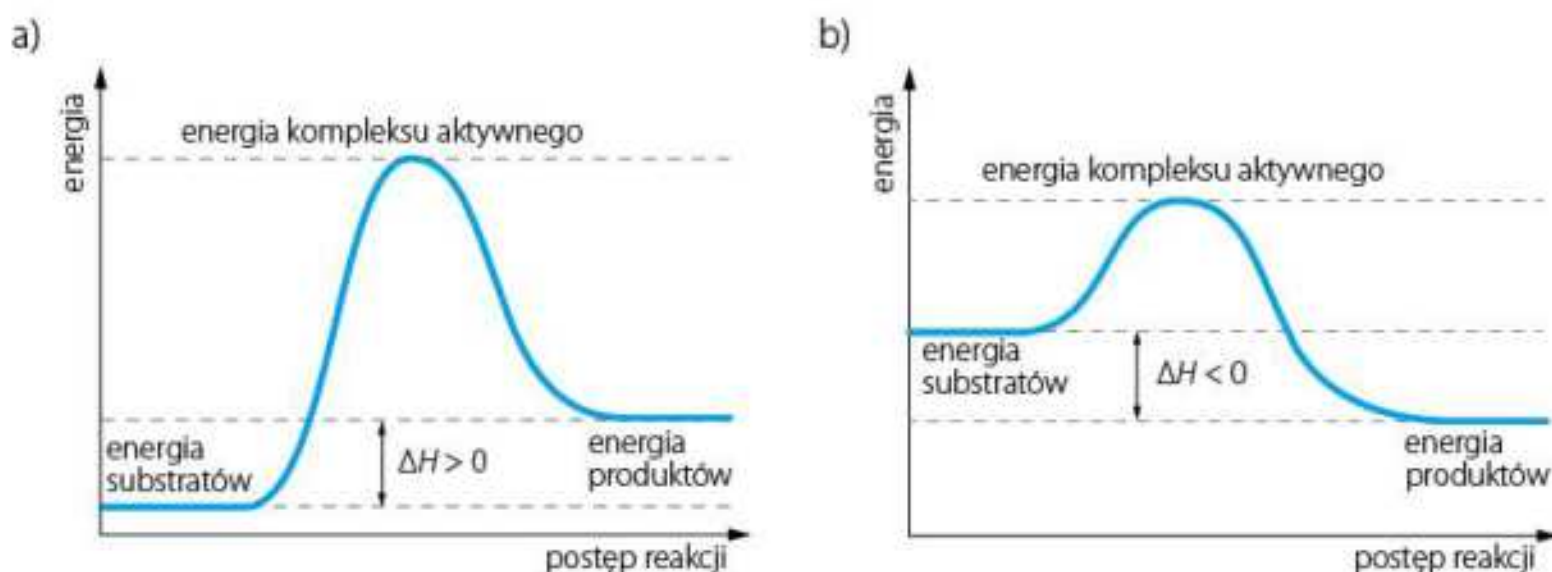
Entalpię wyraża się w jednostkach energii, czyli dżulach J ($1 \text{ J} = 0,2388 \text{ cal}$).

25.4. Reakcje egzo- i endotermiczne

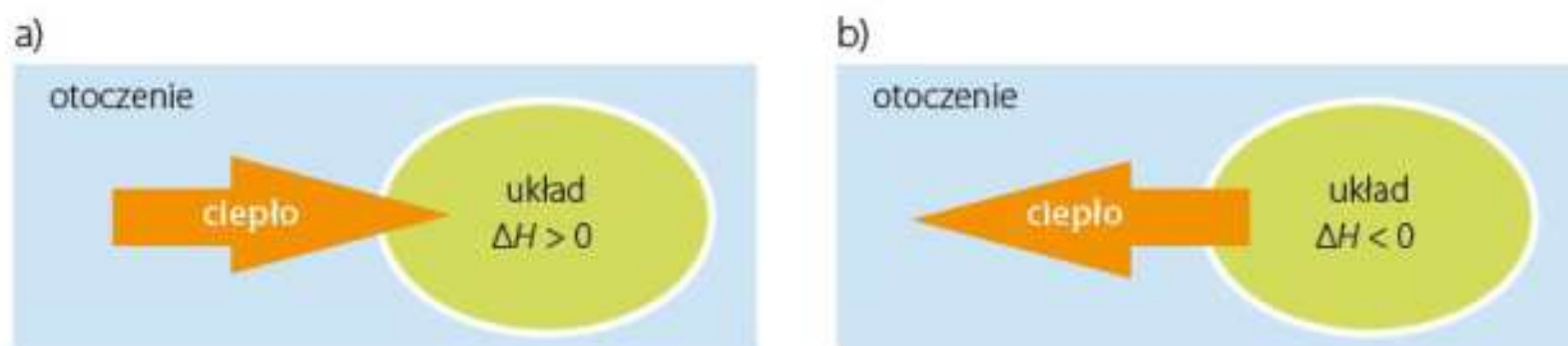
reakcja endotermiczna

reakcja egzotermiczna

Zmiana entalpii układu w procesach lub reakcjach chemicznych nazywa się efektem cieplnym. Uwzględniając jego rodzaj, reakcje dzieli się na endotermiczne oraz egzotermiczne. Kierunek przepływu energii w postaci ciepła w reakcjach endo- i egzotermicznych jest analogiczny, jak w procesach endo- i egzoenergetycznych. W **reakcji endotermicznej** ciepło jest pobierane przez układ z otoczenia, natomiast w **reakcji egzotermicznej** układ wydzielą ciepło do otoczenia. Efekt cieplny reakcji określa się przez różnicę stanu końcowego i początkowego układu, zatem nie zależy on od energii aktywacji.



Rysunek 73. Wykresy zmian energii substratów i produktów w reakcji endo- (a) oraz egzotermicznej (b).



Rysunek 74. Kierunek wymiany ciepła w procesach endo- (a) oraz egzotermicznych (b).

Ćwiczenia

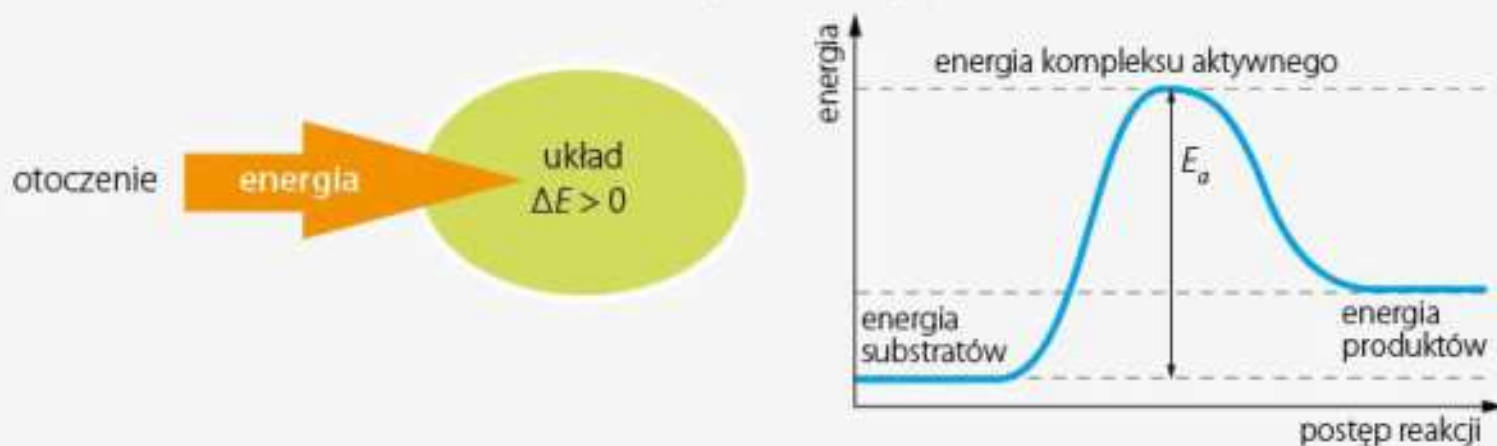
- Korzystając z różnych źródeł, podaj po jednym przykładzie reakcji endo- oraz egzotermicznej.
- Uzupełnij tabelę w zeszycie.

Kierunek wymiany ciepła między układem (U) a otoczeniem (O)	Zmiana entalpii ΔH (< lub >) 0	Proces endotermiczny (A) Proces egzotermiczny (B)
		A
		B

PODSUMOWANIE LEKCJI

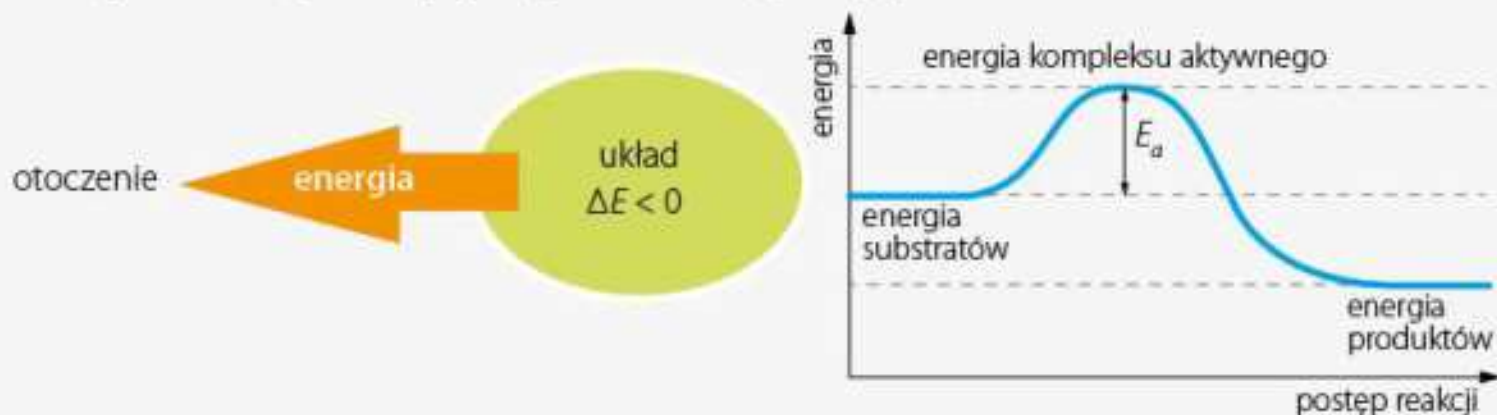
- W procesach endoenergetycznych układ pobiera energię z otoczenia.

s. 142



- W procesach egzoenergetycznych układ oddaje energię do otoczenia.

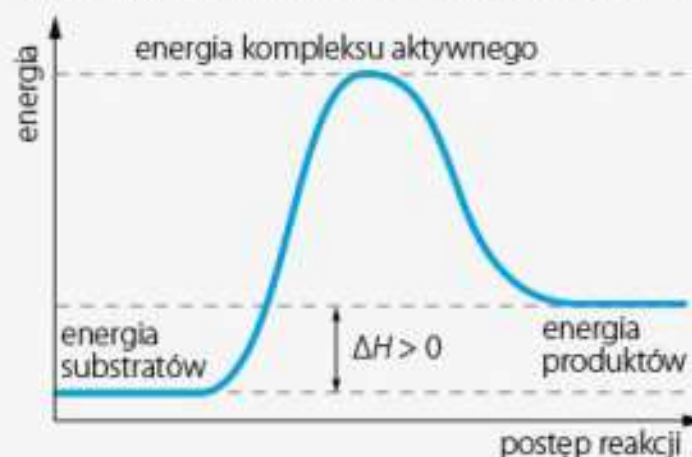
s. 143





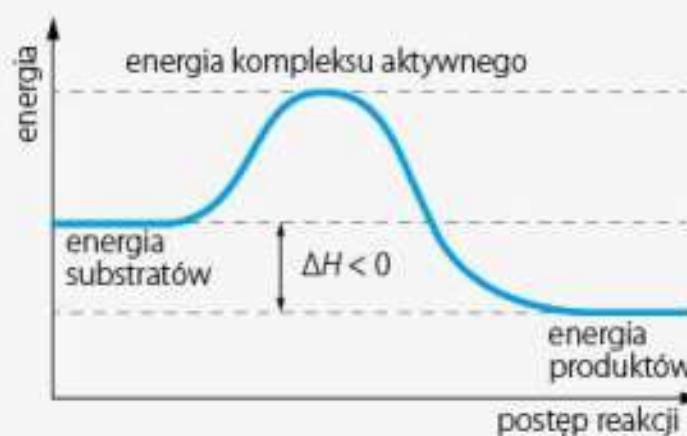
- s. 144
- Wymiana energii cieplnej między układem a otoczeniem w warunkach izobarycznych określa **zmianę entalpii układu** (ΔH).
 - Zmianę entalpii wyznacza się jako różnicę entalpii produktów H_p oraz entalpii substratów.
 - Zmiana entalpii układu w procesach chemicznych nazywa się efektem cieplnym.
- s. 144
- Proces, w których układ pobiera ciepło z otoczenia, określa się jako **endotermiczny** ($\Delta H > 0$).

otoczenie



- s. 144
- Proces, w którym układ oddaje ciepło do otoczenia, nazywa się **egzotermicznym** ($\Delta H < 0$).

otoczenie



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Narysuj w zeszycie profil energetyczny reakcji endotermicznej oraz egzotermicznej. Na wykresach zaznacz zmianę entalpii.
- Wyjaśnij pojęcia: proces endoenergetyczny, proces egzoenergetyczny, zmiana entalpii, efekt cieplny reakcji, proces endotermiczny, proces egzotermiczny.
- Zgodnie z kierunkiem przepływu energii (E) lub ciepła (Q) określ procesy a-d jako endoenergetyczne, egzoenergetyczne, endotermiczne lub egzotermiczne.

a)

otoczenie



b)

otoczenie



c)

otoczenie



d)

otoczenie





26. Szybkość reakcji chemicznej

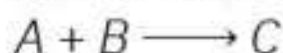
NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak definiuje się szybkość reakcji chemicznych;
- jakie czynniki wpływają na szybkość reakcji chemicznych.

Intuicyjnie można stwierdzić, że szybkość reakcji chemicznej to szybkość, z jaką następuje transformacja reagentów, czyli przekształcanie się substratów w produkty. Jedne reakcje chemiczne zachodzą z dużą szybkością (np. spalanie paliwa w silnikach samochodowych), a inne powoli (np. korodowanie metali). Szybkość reakcji chemicznych jest ważnym czynnikiem zarówno dla chemików syntetyków pracujących w laboratoriach, jak i technologów pracujących w przemyśle. Wiedząc, co wpływa na szybkość reakcji, można próbować ją zmieniać. Chemicy starają się obniżyć szybkość reakcji niepożądanych, a zwiększyć szybkość reakcji właściwych.

26.1. Definicja szybkości reakcji

Szybkość reakcji chemicznych definiuje się jako zmianę stężenia danego reagenta ΔC w określonym czasie, tzn. w tym, w którym ta zmiana nastąpiła. Dla reakcji:



szybkość wyznacza się, korzystając z poniższych zależności:

$$V = -\frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{\Delta C_C}{\Delta t}$$

Szybkość reakcji chemicznej nie może mieć wartości ujemnej. Minusy w wyrażeniach operujących stężeniami substratów zapewniają wartość dodatnią szybkości reakcji. Ilość substratów w trakcie reakcji chemicznej maleje, zatem odejmując mniejszą wartość stężenia odpowiadającego końcowemu rozpatrywanemu odcinkowi czasu od większej wartości stężenia odpowiadającego krótszemu czasowi trwania reakcji, uzyskujemy wartość ujemną. Znak minus przed wyrażeniem znosi ujemny znak różnicy stężeń substratów, zapewniając dodatnią wartość szybkości reakcji chemicznych.

Szybkość reakcji chemicznej to zmiana stężenia molowego substratu bądź produktu w określonym czasie.

szybkość reakcji
chemicznej

Stężenie występujące we wzorze na szybkość reakcji chemicznej jest stężeniem molowym wyrażonym w liczbie moli substancji zawartych w 1 dm^3 roztworu. Oznacza to, iż jednostka szybkości reakcji to:

$$[V] = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

Przykład 1

Oblicz szybkość reakcji $X + Y \rightarrow Z$, jeśli początkowe stężenie substratu Y wynosiło $1,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a po jednej godzinie wynosiło $0,75 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

**Rozwiązanie:**

$$\Delta C_v = 0,75 - 1,5 = -0,75 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\Delta t = 3600 \text{ s}$$

$$V = -\frac{\Delta C_v}{\Delta t} = -\frac{(-0,75 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3})}{3600 \text{ s}} = 2,08 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

Odpowiedź: Szybkość reakcji wynosi $2,08 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.**Ćwiczenie**

1. Uwzględniając podane wzory oraz poniższe dane, oblicz szybkość reakcji $A + B \rightarrow C$, jeżeli:
 - a) stężenie substratu A w ciągu 100 s zmieniło się ze stężenia $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ do stężenia 0,08;
 - b) stężenie substratu B ze stężenia $0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ po 2 minutach zmniejszyło się dwukrotnie;
 - c) przyrost stężenia produktu C po 0,5 godziny wynosił $5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

26.2. Czynniki wpływające na szybkość reakcji

Czynniki wpływającymi na szybkość reakcji chemicznych i pozwalającymi ją kontrolować są:

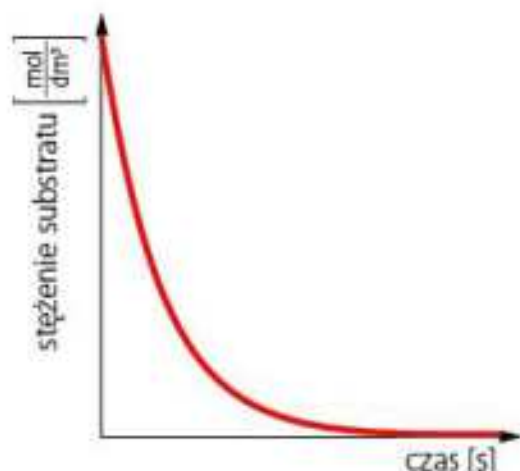
- temperatura,
- stężenie substratów,
- ciśnienie substratów gazowych,
- stopień rozdrobnienia substratów stałych,
- obecność katalizatorów.

Wzrost temperatury powoduje wzrost szybkości reakcji.

Zgodnie z **regułą van't Hoffa** wzrost temperatury o 10°C powoduje dwu-, a nawet czterokrotny wzrost szybkości reakcji chemicznej. Dzieje się tak ze względu na to, iż w wyższej temperaturze liczba zderzeń efektywnych rośnie, ponieważ powiększa się liczba cząstek o energii równej bądź większej od energii aktywacji, przez co wzrasta prawdopodobieństwo zderzenia efektywnego.

reguła
van't Hoffa

Reguła van't Hoffa określa wpływ wzrostu temperatury na szybkość reakcji chemicznych; wzrost temperatury o 10°C powoduje 2–4-krotny wzrost szybkości reakcji chemicznej.



Rysunek 75. Zmiana stężenia substratów w trakcie trwania reakcji nieodwracalnej.

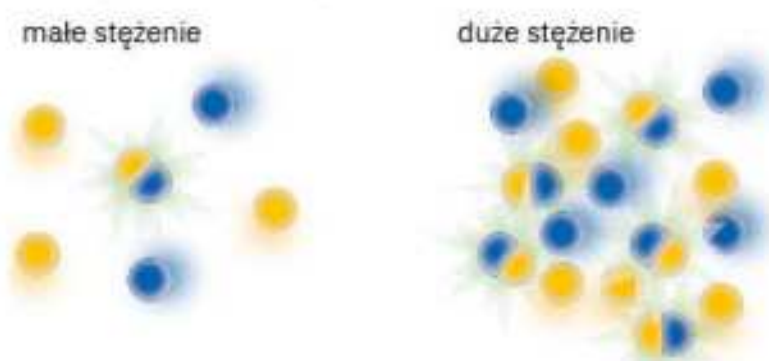
Spadek stężenia substratów obniża szybkość reakcji.

W trakcie reakcji chemicznej stężenie substratów spada, ponieważ stopniowo przekształcają się one w produkty. Oznacza to, że początkowe stężenie substratów jest stężeniem maksymalnym, które podczas reakcji zmniejsza się zgodnie z przedstawioną krzywą (rysunek 75).

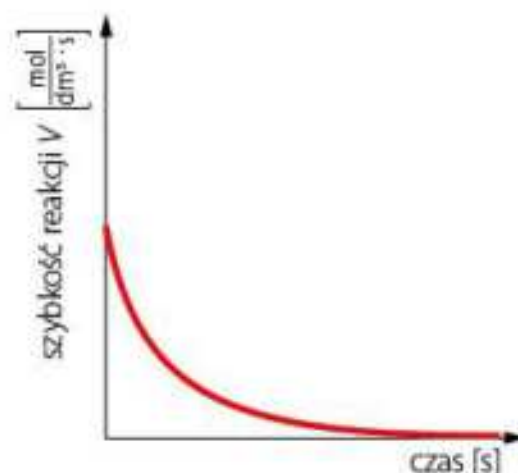
Skoro stężenie substratów maleje w trakcie reakcji, liczba zderzeń między substratami także maleje, co wiąże się ze spadkiem szybkości reakcji chemicznej (rysunek 76). Gdy co najmniej jeden z substratów całkowicie przereaguje, szybkość reakcji spada do zera.



Jeśli spadek stężenia substratów powoduje spadek szybkości reakcji, to wzrost ich stężenia wpływa na wzrost szybkości reakcji. Wzrost stężenia substratów powoduje zwiększenie liczby cząsteczek w określonej objętości, co skutkuje tym, że odległości między nimi są mniejsze. To wpływa na zwiększenie liczby zderzeń efektywnych i wzrost szybkości reakcji.



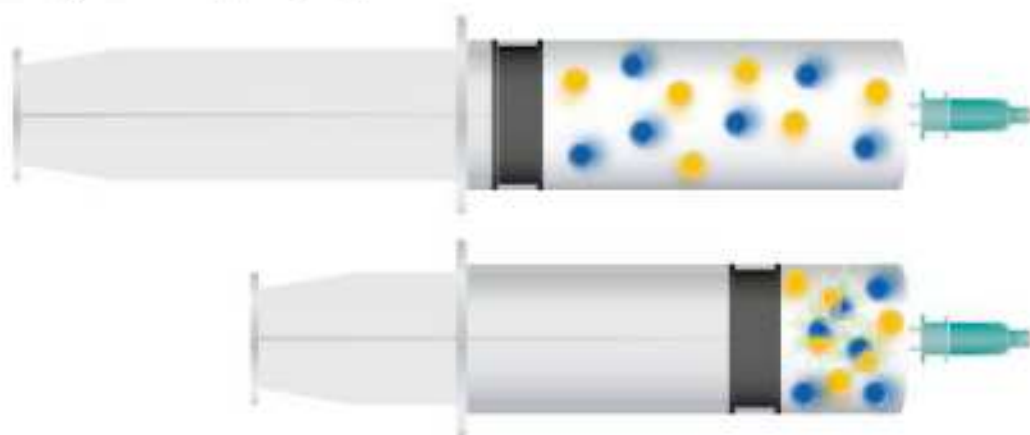
Rysunek 77. Wpływ stężenia na liczbę zderzeń i szybkość reakcji chemicznej $A + B \rightarrow AB$.



Rysunek 76. Zależność szybkości reakcji chemicznej od czasu.

Wzrost ciśnienia substratów gazowych zwiększa szybkość reakcji.

Gazy wypełniają całą objętość naczynia, w którym się znajdują. Ograniczenie objętości tej samej ilości gazu powoduje wzrost ciśnienia, czyli także wzrost stężenia substratu. Skoro rośnie stężenie substratu, rośnie także szybkość reakcji, co zostało wyjaśnione powyżej.



Rysunek 78. Zwiększenie ciśnienia powoduje wzrost stężenia.

Wzrost stopnia rozdrobnienia substratów stałych powoduje wzrost szybkości reakcji chemicznej.

Wzrost stopnia rozdrobnienia powoduje, że powierzchnia kontaktu między reagentami jest większa. Nierozdrobniony substrat ma bowiem mniejszą powierzchnię niż powstałe z niego pojedyncze cząsteczki. Rozdrabniając substrat, zwiększa się jego powierzchnię, ułatwiając wzajemne przenikanie się reagentów, co sprawia, że liczba zderzeń efektywnych jest większa i wzrasta szybkość reakcji chemicznych. Rozdrobnienie wpływa nie tylko na wzrost



Rysunek 79. Taka sama masa cukru wrzuconego w postaci kostek rozpuści się wolniej niż cukier rozdrobniony.



szybkości reakcji chemicznych, ale także przyspiesza zachodzenie procesów fizycznych.

Doświadczenie 1

Umieść odważoną ilość kryształków manganianu(VII) potasu (ok. 0,2 g) w jednej zlewce. Tę samą ilość związku rozetrzyj w moździerzu, a następnie wsyp do drugiej zlewki. Do dwóch zlewek dodaj po 200 ml wody.

Polecenie:

Zanotuj w zeszycie obserwacje oraz wnioski z przeprowadzonego doświadczenia.



Obecność katalizatora zwiększa szybkość reakcji chemicznej.

katalizator

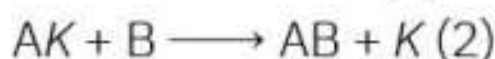
Katalizator to substancja, która dodana w niewielkiej ilości do mieszaniny reakcyjnej przyspiesza reakcję chemiczną. Substancja ta odtwarza się po zakończeniu reakcji.

Katalizator obniża energię aktywacji, dzięki czemu cząsteczkom łatwiej jest pokonać barierę energetyczną. Ułatwia to i przyspiesza przebieg reakcji.

Reakcja:

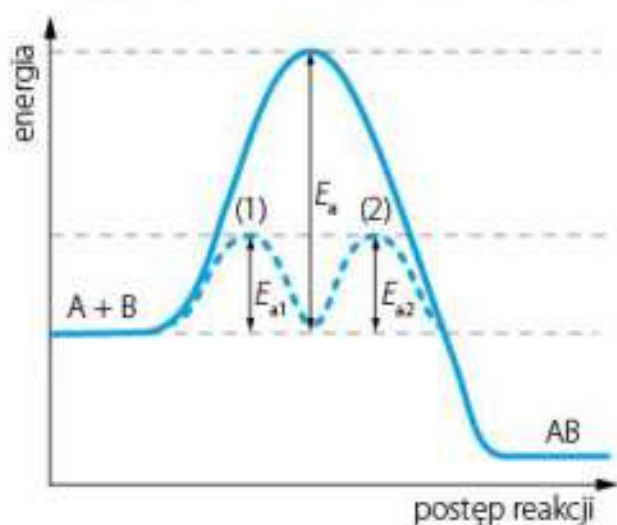


charakteryzuje się wysoką energią aktywacji (E_a), co oznacza, że zachodzi powoli. Odpowiednio dobrany, nieprzypadkowy katalizator (K) może umożliwić przebieg reakcji w dwóch etapach ($E_{a1}; E_{a2}$), z których każdy ma znacznie mniejszą energię aktywacji, więc zachodzi znacznie szybciej:



Po jednym cyklu widać, że katalizator (K) się odtwarza i może ponownie przereagować z substratem A . Bierze zatem udział w reakcji chemicznej, wpływając na jej szybkość i się regenerując. W obecności katalizatora bariera energetyczna,

czyli najniższa energia aktywacji, jaką muszą posiadać cząsteczki, żeby wziąć udział w reakcji, ulega obniżeniu. To umożliwia pokonanie bariery większej liczbie cząsteczek (rysunek 80).



Rysunek 80. Energetyczny profil reakcji $A+B \rightarrow AB$ bez udziału katalizatora (linia ciągła) oraz z jego udziałem (linia przerywana).

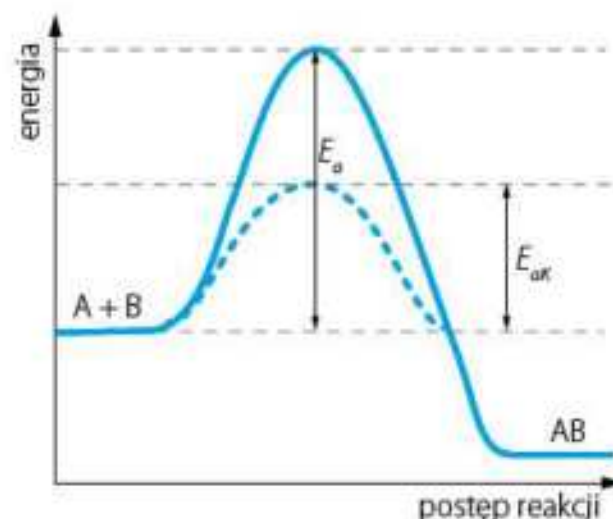


Dla uproszczenia reakcję katalizowaną, czyli biegnącą z udziałem katalizatora, można zapisać następująco:

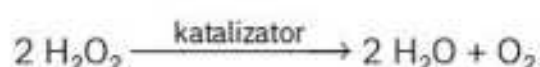


Wtedy jej profil energetyczny uwzględniający obniżenie energii aktywacji reakcji z udziałem katalizatora (E_a) wygląda następująco:

Rysunek 81. Profil energetyczny reakcji $A + B \rightarrow AB$ bez udziału katalizatora (linia ciągła) oraz z jego udziałem (linia przerywana).



Przykładem katalizatora jest katalaza występująca w komórkach roślinnych oraz zwierzęcych, która przyspiesza rozkład nadtlenku wodoru, chroniąc komórki przed szkodliwym działaniem reaktywnych form tlenu. Obecność katalazy we krwi tłumaczy, dlaczego na ranie polanej wodą utlenioną pojawia się charakterystyczna piana.



Rysunek 82. Katalaza obecna we krwi powoduje gwałtowny rozkład nadtlenku wodoru.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Szybkość reakcji** definiuje się jako zmianę stężenia określonego reagenta (ΔC) w czasie, w którym ta zmiana nastąpiła.

s. 147

$$V = -\frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{\Delta C_C}{\Delta t}$$

gdzie: $\Delta C_A, \Delta C_B$ – zmiana stężenia substratów;
 ΔC_C – zmiana stężenia produktu;
 Δt – czas, w którym nastąpiła zmiana stężenia.

- Na szybkość reakcji wpływa:

– temperatura

Zgodnie z regułą van't Hoffa wzrost temperatury o 10°C powoduje 2–4-krotny wzrost szybkości reakcji, ponieważ rośnie energia cząstek, a tym samym prawdopodobieństwo zderzenia efektywnego.

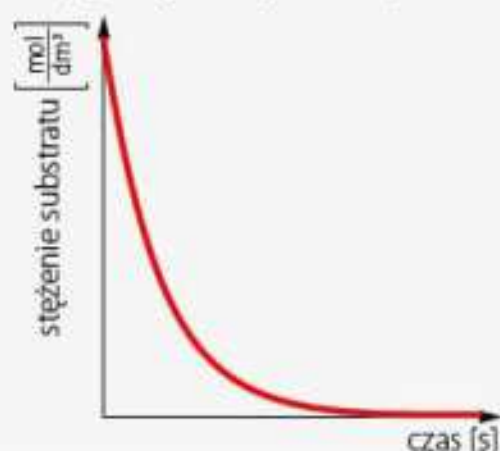
s. 148

– ciśnienie substratów gazowych

Wzrost ciśnienia substratu gazowego jest równoważny ze wzrostem jego stężenia, powoduje zatem wzrost szybkości reakcji.

– stężenie substratów

Stężenie substratów maleje podczas przebiegu reakcji, co oznacza, że liczba efektywnych zderzeń także maleje, zatem maleje i szybkość reakcji.



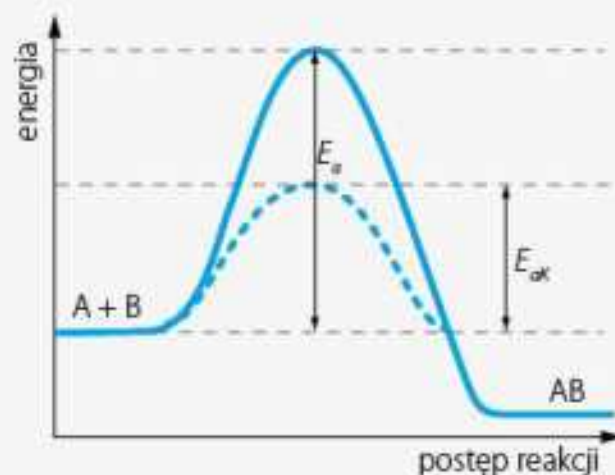
**– stopień rozdrobnienia substratów stałych**

Wzrost stopnia rozdrobnienia substratu stałego zwiększa powierzchnię kontaktu, co ułatwia wzajemne przenikanie substratów i przyspiesza reakcję chemiczną.

s. 150

– obecność katalizatora

Katalizator to substancja, która dodana w niewielkiej ilości do mieszaniny reakcyjnej, obniżając energię aktywacji, przyspiesza reakcję chemiczną.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: szybkość reakcji chemicznej, katalizator.
2. Wymień czynniki wpływające na szybkość reakcji.
3. Omów, jak na szybkość reakcji wpływa:
 - a) spadek temperatury;
 - b) spadek ciśnienia substratu gazowego;
 - c) wzrost rozdrobnienia substratów.Wyjaśnij te zależności.
4. Przedstaw graficznie w zeszycie zależność szybkości reakcji od:
 - a) stężenia substratu;
 - b) obecności katalizatora.

27. Doświadczalne badanie zmian szybkości reakcji

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakimi doświadczeniami można potwierdzić wpływ poznanych w poprzednim rozdziale czynników na szybkość reakcji chemicznej.

Z poprzedniego rozdziału wiadomo, że czynnikami wpływającymi na szybkość reakcji chemicznych, a zarazem pozwalającymi je kontrolować, są: temperatura, stężenie substratów, ciśnienie substratów gazowych, stopień rozdrobnienia substratów stałych oraz obecność katalizatorów. Czy przeprowadzone doświadczenia to potwierdzą?



CZYNNIKI WPŁYWAJĄCE NA SZYBKOŚĆ REAKCJI:

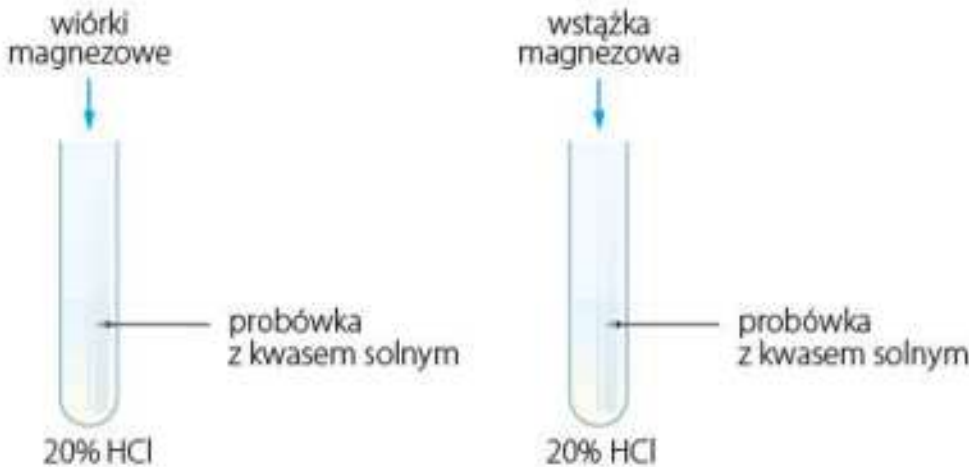
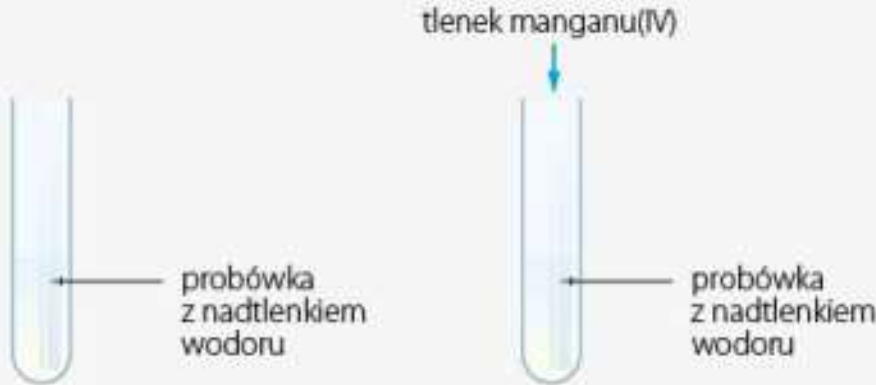
Temperatura

Doświadczenie	Reakcja magnezu (Mg) z kwasem solnym (HCl)
Uwaga	Produktami reakcji kwasu solnego i magnezu są sól chlorek magnezu oraz wodór. $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
Opis	Do dwóch probówek wlej po kilka mililitrów roztworu kwasu solnego o identycznym stężeniu (ok. 10%), a następnie jedną z nich umieść w zlewce z wrzącą wodą, drugą zaś w zlewce zawierającej lód. Po ogrzaniu roztworu w pierwszej probówce i ochłodzeniu w drugiej do obu probówek wrzucić kilka wiórków metalicznego magnezu.
Rysunek	
Obserwacje	Intensywniejsze wydzielanie gazu widać w probówce umieszczonej w zlewce z gorącą wodą.
Wnioski	Wzrost temperatury reakcji powoduje wzrost jej szybkości.

Stężenie substratów

Doświadczenie	Reakcja magnezu (Mg) z kwasem solnym (HCl)
Opis	Do jednej probówki wlej kilka mililitrów roztworu kwasu solnego o mniejszym stężeniu (ok. 10%), a następnie do drugiej probówki tyle samo mililitrów roztworu kwasu solnego o dwukrotnie większym stężeniu (ok. 20%). Do obydwu probówek wrzucić kilka wiórków metalicznego magnezu.
Rysunek	



Obserwacje	Intensywniejsze wydzielanie gazu występuje w probówce zawierającej roztwór kwasu o większym stężeniu.
Wnioski	Wzrost stężenia substratu zwiększa szybkość reakcji.
Stopień rozdrobnienia substratów	
Doświadczenie	Reakcja magnezu (Mg) z kwasem solnym (HCl)
Opis	Do dwóch probówek wlej po kilka mililitrów roztworu kwasu solnego o identycznym stężeniu (ok. 20%), a następnie do jednej z nich wrzuć kilka wiórków metalicznego magnezu, natomiast do drugiej – wstążkę magnezową.
Rysunek	
Obserwacje	Intensywniejsze wydzielanie się gazu występuje w probówce zawierającej magnez bardziej rozdrobniony (wiórki).
Wnioski	Rozdrobnienie substratu zwiększa szybkość reakcji.
Obecność katalizatorów	
Doświadczenie	Rozkład nadtlenku wodoru (H_2O_2)
Uwaga	Produktami reakcji rozkładu nadtlenku wodoru są tlen oraz woda. Katalizatorem tej reakcji może być tlenek manganu(IV).
Opis	Do dwóch probówek wlej po kilka mililitrów 30-procentowego roztworu nadtlenku wodoru (perhydrolu), a następnie do jednej z nich dodaj niewielką ilość tlenku manganu(IV) (MnO_2).
Rysunek	
Obserwacje	W probówce zawierającej MnO_2 rozpoczyna się gwałtowna reakcja.
Wnioski	Obecność katalizatora przyspiesza reakcję.



Ćwiczenia

- Opisane doświadczenie służy weryfikacji wpływu jednego z czynników. Zastanów się i wskaż którego. Napisz w zeszycie obserwacje i wnioski, jakie mogłyby wynikać z tego doświadczenia.
Opis: Do dwóch probówek wlano po kilka mililitrów roztworu kwasu solnego o identycznym stężeniu (ok. 20%). Następnie do jednej z nich wrzucono granulki cynku, a do drugiej – pył cynkowy.
Uwaga: Produktami reakcji kwasu solnego i cynku są sól chlorek cynku oraz wodór.
$$\text{Zn} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$
- Wymień sytuacje z życia codziennego, w których wykorzystuje się wpływ temperatury oraz rozdrobnienia reagentów na szybkość reakcji. Przykłady zapisz w zeszycie.

PODSUMOWANIE LEKCJI

Czynniki wpływające na szybkość reakcji	
Temperatura	Wzrost temperatury reakcji powoduje wzrost jej szybkości.
Stężenie substratów	Wzrost stężenia substratu powoduje wzrost szybkości reakcji.
Rozdrobnienie substratów	Rozdrobnienie substratu przyspiesza szybkość reakcji.
Obecność katalizatora	Obecność katalizatora przyspiesza reakcję.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wybierz i opisz w zeszycie odpowiednie doświadczenie, by wykazać wpływ:
 - temperatury,
 - stężenia substratów,
 - rozdrobnienia substratów,
 - obecności katalizatora
 na szybkość reakcji chemicznej.



PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

- s. 139 • **Układ** to wyodrębniony zbiór substancji biorących udział w reakcji. Układy mogą być otwarte, zamknięte bądź izolowane.

Układ otwarty	Układ zamknięty	Układ izolowany
$m \neq \text{const}$	$m = \text{const}$	$m = \text{const}$
$E \neq \text{const}$	$E \neq \text{const}$	$E = \text{const}$

- s. 139 • **Otoczenie** to wszystko, co znajduje się poza układem.

- s. 138 • Każdej reakcji towarzyszy **efekt energetyczny**, czyli wymiana energii między układem a otoczeniem.

- s. 138 • **Profil energetyczny** reakcji to wykres przedstawiający zmianę energii w trakcie trwania reakcji.

- s. 139 • **Energia aktywacji** to minimum energetyczne, jakie muszą mieć cząsteczki, żeby wziąć udział w reakcji chemicznej.

- s. 142 • **Procesy endoenergetyczne** to procesy, w których układ pobiera energię z otoczenia ($\Delta E > 0$).

- s. 143 • **Procesy egzoenergetyczne** to procesy, w których układ oddaje energię do otoczenia ($\Delta E < 0$).

- s. 144 • **Entalpia** to wymiana energii w postaci ciepła między układem a otoczeniem w warunkach izobarycznych.

- s. 144 • **Procesy endotermiczne** to procesy, w których układ pobiera ciepło z otoczenia ($\Delta H > 0$).

- s. 144 • **Procesy egzotermiczne** to procesy, w których układ oddaje ciepło do otoczenia ($\Delta H < 0$).

- s. 147 • **Szybkość reakcji chemicznej** to zmiana stężenia molowego reagenta w określonym czasie.

$$V = -\frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{\Delta C_C}{\Delta t}, \quad [V] = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

gdzie:

ΔC_A to zmiana stężenia substratu A;

ΔC_B – zmiana stężenia substratu B;

ΔC_C – zmiana stężenia produktu C.

- s. 147 • **Szybkość reakcji** wzrasta wraz:

- ze wzrostem temperatury,
 – ze wzrostem stężenia substratów,
 – ze wzrostem ciśnienia substratów gazowych,
 – ze wzrostem stopnia rozdrobnienia substratów stałych,
 – z obecnością katalizatora.

- s. 150 • **Katalizator** to substancja, której niewielka ilość obniża energię aktywacji, powodując wzrost szybkości reakcji. Katalizator odtwarza się po jej zakończeniu.



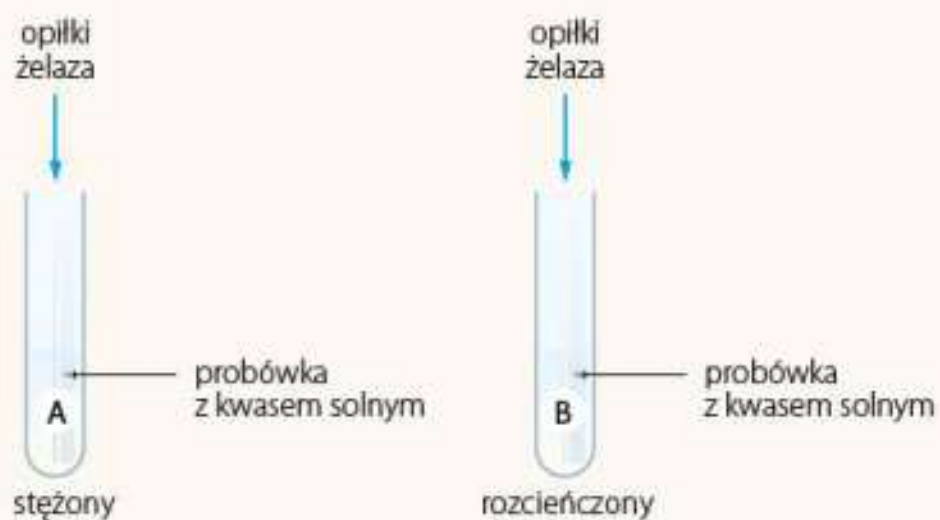
SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Narysuj w zeszycie profil energetyczny reakcji:
 - endotermicznej biegnącej zgodnie z równaniem $X + Y \longrightarrow Z$;
 - biegnącej zgodnie z równaniem $X + Y \longrightarrow Z$, dla której $\Delta H < 0$;
 - z punktu b), która przebiega z udziałem katalizatora.
- Wybierz i zapisz w zeszycie odpowiednie określenie, aby powstały zdania prawdziwe.
 - Reakcja, której energia produktów ma wyższą wartość niż energia substratów, jest reakcją ... (endoenergetyczną/egzoenergetyczną).
 - W przypadku reakcji egzotermicznej ciepło jest ... (pobierane/wydzielane) przez układ z/do otoczenia.
 - Energia aktywacji jest ... (minimalną/maksymalną) energią, jaką muszą posiadać cząsteczki, żeby wziąć udział w reakcji chemicznej.
 - Obecność katalizatora ... (obniża/podwyższa) energię aktywacji.
 - Wzrost temperatury powoduje ... (obniżenie/zwiększenie) szybkości reakcji. Na szybkość reakcji wpływa również ... (obniżenie ciśnienia substratów gazowych/rozdrobienie substratów).
- Oceń prawdziwość zdań dotyczących roli katalizatora w reakcjach katalitycznych.
 - Katalizator nie wpływa na zmianę entalpii ΔH reakcji.
 - Katalizator powoduje wzrost energii cząsteczek.
 - Katalizator nie bierze udziału w reakcji chemicznej.
 - Katalizator odtwarza się po zakończeniu reakcji.
- Wyjaśnij, dlaczego szybkość reakcji maleje w czasie jej trwania.
- Oblicz.
 - W jakim czasie stężenie substratu zmniejszyło się z $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ do $0,04 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ w reakcji, której szybkość wynosiła $1,67 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$?
 - Szybkość reakcji, w której zmiana stężenia substratu wynosiła $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ w czasie 1 godziny.
 - Jaki jest przyrost stężenia produktu w czasie 25 minut, jeżeli szybkość reakcji wynosi $1,0 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$?

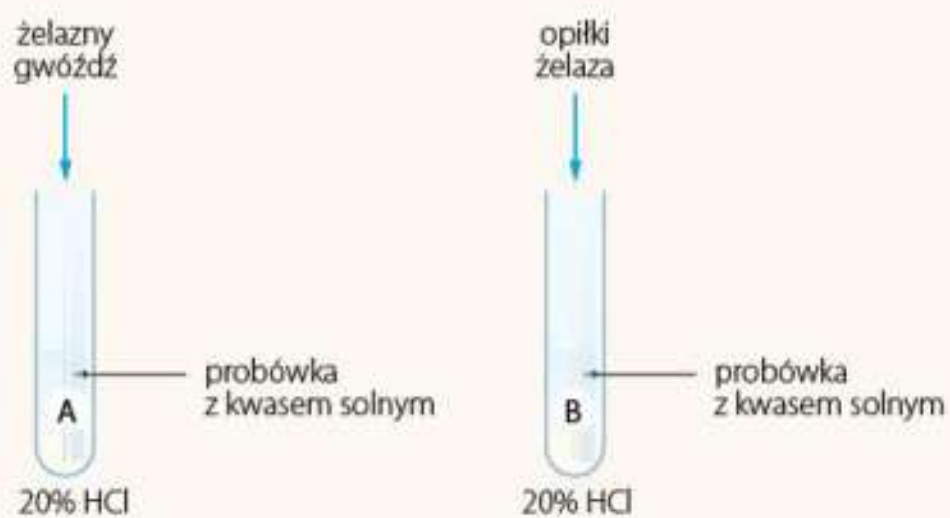


6. Wskaż probówkę, w której szybkość reakcji jest większa.

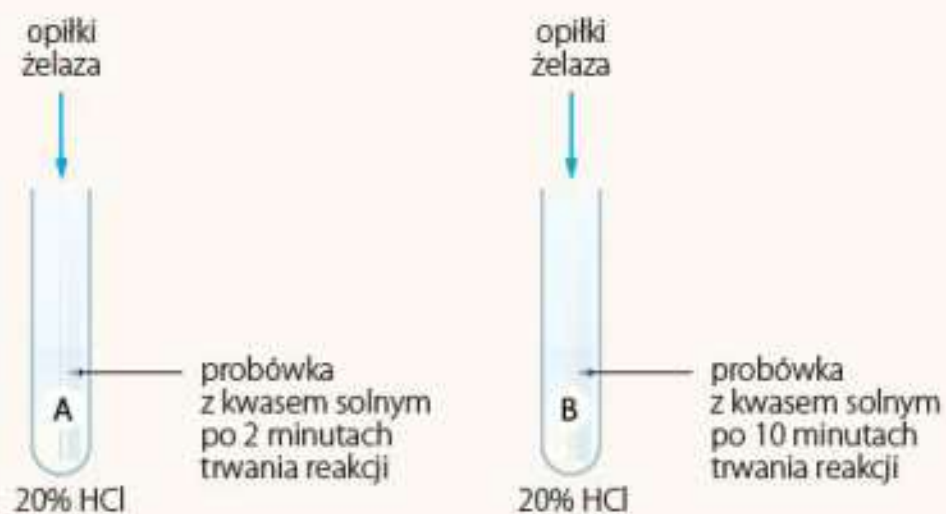
a)



b)



c)



ODPOWIEDZI

I. Budowa atomu – jądro i elektrony

Ćwiczenia s. 14

1. a) $A = 16$; $Z = 8$; b) $A = 14$; $Z = 7$. 2. $p = 12$; $n = 12$. 3. $e = 15$.

Ćwiczenia s. 16

5. $m = 1,99 \cdot 10^{-26}$ kg. 6. $m_{Al} = 4,48 \cdot 10^{-23}$ g; $m_N = 2,23 \cdot 10^{-23}$ g. 7. $m_{Mg} = 24,3$ u; $m_{Cl} = 35,4$ u.
8. potas.

Zadania do rozwiązania s. 17

3. $p = Z$, $e = Z$, $n = A - Z$. 4. a) sód; b) magnez, sód; c) żelazo; d) siarka. 6. $m_O = 2,66 \cdot 10^{-23}$ g;
 $m_{Ca} = 6,65 \cdot 10^{-23}$ g; $m_{Ag} = 1,79 \cdot 10^{-22}$ g; $m_{Au} = 3,27 \cdot 10^{-22}$ g.

Ćwiczenia s. 23

1. liczba orbitali – 5; maksymalna liczba e – 10.

2.

	n	l	m	m_s
M	3	1	1	$-1/2$
	3	1	1	$1/2$
	3	1	0	$-1/2$
	3	1	0	$1/2$
	3	1	-1	$-1/2$
	3	1	-1	$1/2$

3. 32.

Ćwiczenia s. 25

4. 8 stanów kwantowych

	n	l	m	m_s
L	2	1	1	$-1/2$
	2	1	1	$1/2$
	2	1	0	$-1/2$
	2	1	0	$1/2$
	2	1	-1	$-1/2$
	2	1	-1	$1/2$
	2	0	0	$-1/2$
	2	0	0	$1/2$

5. 32

Zadania do rozwiązania s. 26

3. powłoka L – 8 e; powłoka N – 32 e. 4. a) $l = 2$; b) $K n = 1$; $N n = 4$; c) $m = 3, m = 2, m = 1, m = 0, m = -1, m = -2, m = -3$ d) 5 e) $\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$ f) 6.

5.

	n	l	m	m_s
N	4	2	2	$-1/2$
	4	2	2	$1/2$
	4	2	1	$-1/2$
	4	2	1	$1/2$
	4	2	0	$-1/2$
	4	2	0	$1/2$
	4	2	-1	$-1/2$
	4	2	-1	$1/2$
	4	2	-2	$-1/2$
	4	2	-2	$1/2$

6. K – 2; L – 8; M – 18; N – 32;

	n	l	m	m_s
L	2	1	1	$-1/2$
	2	1	1	$1/2$
	2	1	0	$-1/2$
	2	1	0	$1/2$
	2	1	-1	$-1/2$
	2	1	-1	$1/2$
	2	0	0	$-1/2$
	2	0	0	$1/2$

Ćwiczenia s. 28

1. ${}_{92}^{238}\text{U} \rightarrow {}_2^4\text{He} + {}_{90}^{232}\text{Th}$. 2. ${}_{74}^{186}\text{W}$.

Ćwiczenia s. 29

3. $t_{1/2} = 2$ dni.

Zadania do rozwiązania s. 30

1. ${}_Z^AX \rightarrow {}_2^4\text{He} + {}_{Z-2}^{A-4}\text{Y}$. 2. ${}_{90}^{228}\text{Th} \rightarrow {}_{91}^{228}\text{Pa} + e^-$. 3. a) ${}_{55}\text{Cs}$; b) ${}_{27}\text{Co}$; c) ${}_1\text{H}$; d) ${}_6\text{C}$. 4. a) tor – 234; b) radon – 222; c) rad – 228; d) rad – 223. 5. $t_{1/2} = 15$ min.

Ćwiczenia s. 33

2. Br, 3. S; $p - 16$, $e - 16$, $n = 16$, 4. Br; 32.

Ćwiczenia s. 38

1. Mg: $K^2 L^8 M^2$; B: $K^2 L^3$; P: $K^2 L^8 M^5$; Ca: $K^2 L^8 M^8 N^2$. 2. C: $1s^2 2s^2 2p^2$; [He] $2s^2 2p^2$; O: $1s^2 2s^2 2p^4$; [He] $2s^2 2p^4$; S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ lub [Ne] $3s^2 3p^4$.

Ćwiczenia s. 40

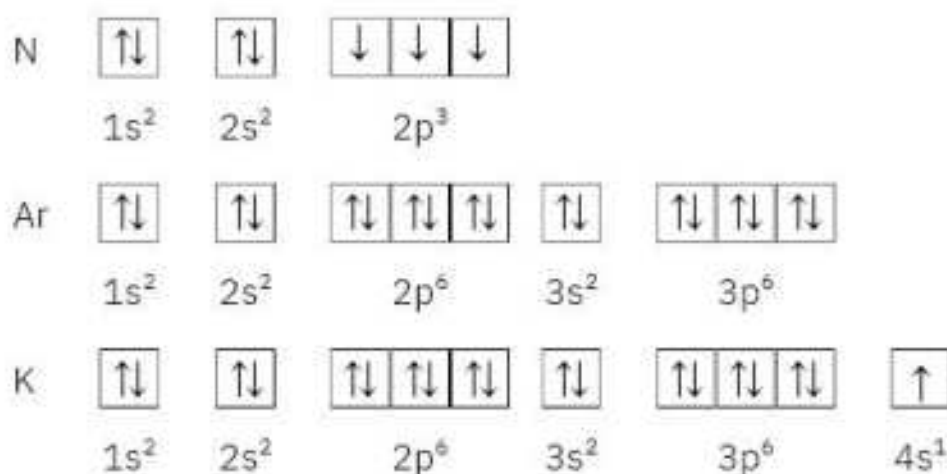
3. a) $Ba^{2+} 1s^2$; $Na^+ 1s^2 2s^2 2p^6$; b) $Cl^- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $S^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Ćwiczenia s. 41

4. Cu $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ lub [Ar] $4s^1 3d^{10}$; $K^2 L^8 M^{18} N^1$; $Cu^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9$ lub [Ar] $3d^9$; $K^2 L^8 M^{17}$. 5. Cl – 7; $3s^2 3p^5$; N – 5; $2s^2 2p^3$; K – 1; $4s^1$.

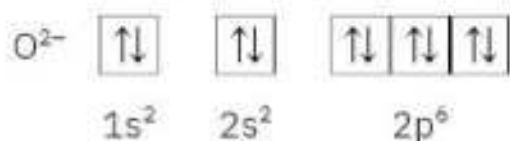
Zadania do rozwiązania s. 43

3.

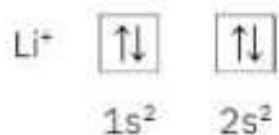


4.

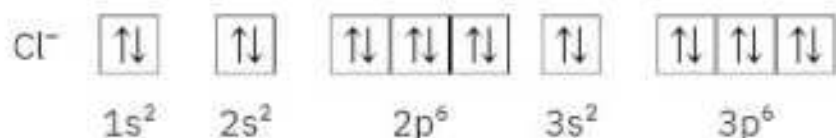
$O^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6$ lub [Ne]; $K^2 L^8$



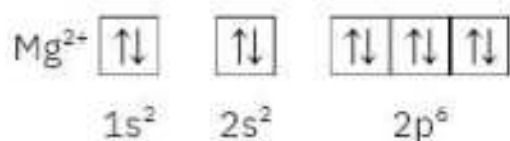
$Li^+ 1s^2$ lub [He]; K^2



$Cl^- 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ lub [Ar]; $K^2 L^8 M^8$



$Mg^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6$ lub [Ne]; $K^2 L^8$



Ćwiczenia s. 49

5. a) Li, Na, Rb; b) Cl, Si, Mg. 6. a) atom potasu; b) anion siarczkowy.

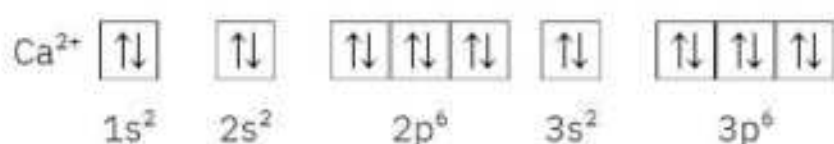
Sprawdź, czy umiesz s. 52

4. $p - 12$; $e - 12$; $n - 12$. 6. $m = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ g}$; $m = 6250 \mu\text{g}$

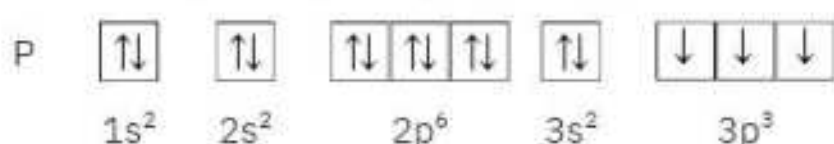
7. Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ lub $[\text{Ar}] 4s^2$; $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8 \text{N}^2$



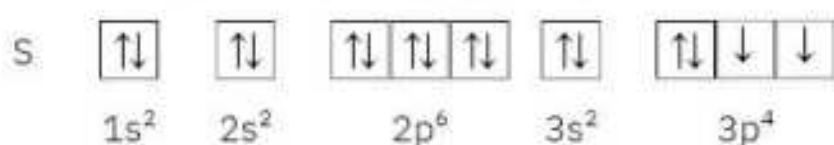
$\text{Ca}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ lub $[\text{Ar}]$; $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8$



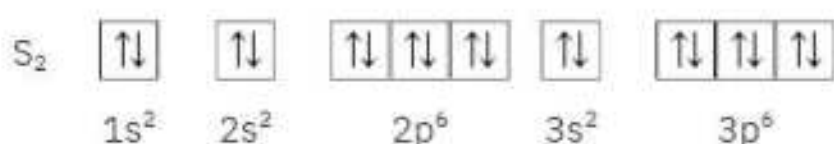
P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ lub $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$; $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^5$



S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ lub $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$; $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^6$



$\text{S}_2 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ lub $[\text{Ar}]$; $\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8$



8. Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; F: $1s^2 2s^2 2p^5$.

II. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe**Ćwiczenia s. 60**

1. a) liczba wiązań – 1; liczba wolnych par elektronowych – 6; b) liczba wiązań – 1; liczba wolnych par elektronowych – 0; c) liczba wiązań – 2; liczba wolnych par elektronowych – 4.

Ćwiczenia s. 65

1. 6.

III. Atomy, cząsteczki, mol i stechiometria chemiczna**Ćwiczenia s. 104**

1. $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 342 \text{ u}$; $M_{\text{C}_7\text{H}_5\text{NO}_3} = 181 \text{ u}$; $M_{\text{C}_9\text{H}_9\text{NO}_3\text{Na}} = 137 \text{ u}$. 2. a) $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ u}$; b) $M_{\text{CaCl}_2} = 111 \text{ u}$; c) $M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 180 \text{ u}$. 3. a) $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 9,96 \cdot 10^{-23} \text{ g}$; b) $M_{\text{CaCl}_2} = 1,84 \cdot 10^{-22} \text{ g}$; c) $M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 2,99 \cdot 10^{-22} \text{ g}$. 4. $M = 1006 \text{ u}$.

Ćwiczenia s. 106

5. a) 16 g/mol; b) 32 g/mol; c) 18 g/mol.

Ćwiczenia s. 108

6. $m = 90$ g. 7. $n = 100$ moli. 8. a) 0,0625 mola; b) 0,083 mola; c) 0,111 mola. 9. $N_{Fe} = 1,291 \cdot 10^{23}$; $N_{Al} = 2,677 \cdot 10^{23}$. 10. a) c) b). 11. a) 8 g; b) 4 g. 12. $n = 4,35 \cdot 10^{-4}$ mola.

Zadania do rozwiązania s. 109

1. $M = x M_A + y M_B + z M_C$. 2. $m = 32$ g. 3. a) $M = 28$ g/mol; b) $M = 14$ g/mol; c) $M = 2$ g/mol; d) $M = 1$ g/mol; e) $M = 17$ g/mol. 4. $n_{CaO} = 5$ moli; $n_{Ca} = 5$ moli; $n_O = 5$ moli. 5. $m = 119$ g. 6. a) $n = 46,875$ mola; b) $n = 31,25$ mola; c) $n = 0,27$ mola. 7. a) $N = 7,53 \cdot 10^{22}$; b) $N = 4,01 \cdot 10^{23}$.

Ćwiczenia s. 110

1. a) %C = 27,3%; %O = 72,7%; b) %H = 2,0%; %S = 32,7 %; %O = 65,3 %; c) %C = 42,1 %; %H = 6,4%; %O = 51,5%. 2. %C = 40%; %H = 6,7%; %O = 53,3%.

Ćwiczenia s. 112

3. SO_3 . 4. CH_2O . 5. NO_2 ; N_2O_4 .

Zadania do rozwiązania s. 113

1. a) $\%X = \frac{aM_x}{aM_x + bM_y}$ $\%Y = \frac{bM_y}{aM_x + bM_y}$; b) %H = 2,4%; %S = 39,0%; %O = 58,6%; c) %C = 40%; %H = 6,7%; %O = 53,3%. 2. SO_2 . 3. NO_2 ; N_2O_4 .

Ćwiczenia s. 114

1. 22,4 dm³/mol. 2. 22,4 dm³/mol.

Ćwiczenia s. 116

4. a) 35,71 dm³; b) 509 dm³. 5. $N = 2,69 \cdot 10^{25}$.

Zadania do rozwiązania s. 117

1. $V = 22,4$ dm³/mol. 2. a) $m = 0,089$ g; b) $m = 1,29$ g. 3. $V = 1244$ dm³.

Ćwiczenia s. 120

1. $V = 119,9$ dm³. 2. $V = 71,1$ dm³. 3. $n = 4,22$ mola. 4. $T = 304,8$ K. 5. $V = 1577$ dm³ (warunki normalne); $V = 1721$ dm³ (warunki standardowe). 6. $V = 10,92$ dm³. 7. a) 24,03 dm³; b) 0,481 dm³; c) 10,73 dm³; d) 120,2 dm³.

Zadania do rozwiązania s. 120

1. $V = 22,4$ dm³. 2. $V = 122,2$ dm³. 3. $V = 112$ dm³. 4. $V = 166$ dm³. 5. $V = 3221$ dm³ (warunki normalne); $V = 6791$ dm³ (warunki standardowe).

Ćwiczenia s. 125

2. a) $m = 146$ g; b) 2,06 g. 3. $m = 3$ g. 4. a) $m = 603$ g; b) 402 g. 5. $m_{CaO} = 84$ g; $m_{CO_2} = 66$ g.

6. a) $V = 89,6 \text{ dm}^3$; b) $V = 19,2 \text{ dm}^3$; 7. $V = 7,84 \text{ dm}^3$; $N = 6,32 \cdot 10^{23}$.

Zadania do rozwiązania s. 125

2. a) $n_{\text{Cl}_2} = 5 \text{ moli}$; $n_{\text{HCl}} = 10 \text{ moli}$; b) $m_{\text{Cl}_2} = 177,5 \text{ g}$; $m_{\text{HCl}} = 182,5 \text{ g}$; c) $V_{\text{Cl}_2} = 5 \text{ dm}^3$; $V_{\text{HCl}} = 10 \text{ dm}^3$.

3. $m = 101,1 \text{ g}$. 4. a) $m = 72 \text{ g}$; b) $m = 2,25 \text{ g}$.

Ćwiczenia s. 128

1. $m = 44,62 \text{ g}$. 2. $n = 0,375 \text{ mola}$. 3. $V = 6 \text{ dm}^3$.

Ćwiczenia s. 130

4. $W = 83,3\%$. 5. $W = 96\%$. 6. $m = 7,14 \text{ g}$. 7. $W = 88,2\%$.

Ćwiczenia s. 131

8. $W = 66,5\%$.

Zadania do rozwiązania s. 132

1. a) $n = 4 \text{ mole}$; b) $n = 4 \text{ mole}$. 2. $m = 2,73 \text{ g}$. 3. $W = 80\%$. 4. $W = 89,3\%$. 5. $W = 50,4\%$.

Sprawdź, czy umiesz s. 134

1. a) 160 u; b) 197 u; c) 95 u; d) 79 u. 2. a) 17 g/mol; b) 98 g/mol; c) 342 g/mol; d) 303,5 g/mol. 3. a) $n = 0,028 \text{ mola}$; b) $n = 0,056 \text{ mola}$; c) $n = 2 \text{ mole}$; d) $n = 6 \text{ moli}$. 4. a) $m = 0,08 \text{ g}$; b) $m = 64 \text{ kg}$; c) $m = 6 \text{ kg}$; d) $m = 28 \text{ g}$. 5. a) $N = 1,22 \cdot 10^{23}$; b) $N = 1,20 \cdot 10^{25}$; c) $N = 3,01 \cdot 10^{24}$; d) $N = 4,04 \cdot 10^{23}$. 6. a) $m = 20 \text{ g}$; b) $m = 18,55 \text{ g}$; c) $m = 9,3 \text{ g}$; d) $m = 0,64 \text{ g}$. 7. a) $\%N = 82,3\%$; $\%H = 17,7\%$; b) $\%Cu = 66,7\%$; $\%S = 33,3\%$; c) $\%C = 40\%$; $\%H = 6,7\%$; $\%O = 53,3\%$; d) $\%H = 3,2\%$; $\%C = 18,4\%$; $\%O = 77,4\%$. 8. CO_2 ; $\%C = 27,3\%$, $\%O = 72,7\%$. 9. a) NO_2 ; b) HO ; c) CH_2O ; d) Na_2S . 10. ClO_3 ; Cl_2O_6 . 11. KO ; K_2O_2 . 12. a) $V = 186,7 \text{ dm}^3$; b) $V = 13,2 \text{ dm}^3$; c) $V = 5,274 \text{ dm}^3$; d) $V = 154,5 \text{ m}^3$. 13. $V = 73,2 \text{ dm}^3$. 14. a) $V = 2,43 \text{ dm}^3$; b) $V = 4,86 \text{ dm}^3$; c) $V = 10,35 \text{ cm}^3$; d) $V = 11,11 \text{ m}^3$. 15. a) $n = 4 \text{ mole}$; b) $n = 1,1 \text{ mola}$. 16. $V_{\text{azotu}} = 75 \text{ m}^3$; $V_{\text{wodoru}} = 225 \text{ m}^3$. 17. $V = 27,38 \text{ dm}^3$. 18. $m = 8,25 \text{ g}$. 19. B. 20. a) $m = 10,6 \text{ g}$; b) $W = 72,7\%$; c) $W = 77,8\%$; d) $W = 93,7\%$.

IV. Kinetyka chemiczna

Ćwiczenia s. 148

1. a) $V = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 \text{ s}$; b) $V = 2,08 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \text{ s}$; c) $V = 2,78 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3 \text{ s}$.

Sprawdź, czy umiesz s. 157

5. a) $t = 599 \text{ s}$; b) $V = 1,39 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \text{ s}$; c) $\Delta C = 0,015 \text{ mol/dm}^3$.

Indeks

A

alotropia 95
fosforu 99
pierwiastków 94
siarki 98
tleniu 97
węglu 95
anion 40

B

bloki energetyczne 43
Bohr Niels 9

C

czas połowicznego rozpadu
(okres półtrwania) 29
cząsteczka niepolarna 73
cząsteczki homojądrowe 64
cząstka heterojądrowa 66
cząstki elementarne 11

D

Dalton John 8
dipol 72
długość wiązania 61
donor i akceptor 80

E

elektron 11
elektron w ujęciu mecha-
niki kwantowej 18
elektrony walencyjne 41
elektroujemność 55
energia
aktywacji 139
drobin 138
wiązania 61
entalpia układu 144

G

gaz doskonały 114
grupy 31

I

izotop 15

J

jednostka masy atomowej 15
jonizacja 40

K

katalizator 150
kation 39
klatki Hunda 38
kolejność operacji podczas wyko-
nywania obliczeń opartych na sto-
sunku stechiometrycznym 123
kompleks aktywny 138
konfiguracja elektronowa 35

konfiguracja elektronów
walencyjnych 43
kryształ cząsteczkowy 68
kryształ kowalencyjny 68
kryształy jonowe 77
kwant 9

L

liczba
atomowa 13
masowa 13
Avogadra 105

M

masa
atomowa 16
cząsteczkowa 104
molowa 106
metale 84
mol 105
moment dipolowy 72

N

naturalne przemiany pro-
mieniotwórcze 27
niemetale 32
nukleony 13
nuklid 15

O

objętość molowa 114
oddziaływania cząsteczkowe 90
okresy 31
orbital
atomowy 19, 22
molekularny 86
otoczenie 139

P

pierwiastek 13
pierwiastek promieniotwórczy 28
pierwiastki elektrododatnie 55
pierwiastki elektroujemne 55
podpowłoka elektronowa 22
powłoka elektronowa 21
prawo
Avogadra 115
okresowości 31
stałości składu 110
procentowy udział masowy 110
proces egzoenergetyczny 143
proces endoenergetyczny 142
profil energetyczny reakcji 138
promieniowanie α 28
promieniowanie β^- 28
promieniowanie γ 28
promień atomowy 47
promień jonowy 48

promocja elektronu 41, 44
półmetale 32

R

rdzeń atomowy 41
reakcja egzotermiczna 144
reakcja endotermiczna 144
reguła
dubletu i oktetu 57
Hunda 39
van't Hoffa 148
rodzaje wiązań 61
równanie Clapeyrona 118
równanie Plancka 10
Rutherford Ernest 9

S

skala Linusa Paulinga 56
stan kwantowy 23
stosunek stechiometryczny 122
struktura metaliczna 84
substrat w nadmiarze 127
substrat w niedomiarze 126
szybkość reakcji chemicznej 147

T

Thomson Joseph John 8

U

układ okresowy pierwiastków 31

W

wartościowość 59
warunki normalne 114
warunki standardowe 119
wiązania
wodorowe 92
jonowe 74
koordynacyjne 80
wiązanie kowalencyjne 63
kowalencyjne spolaryzowane 69
metaliczne 84
wielokrotne 65
właściwości związków jonowych 77
właściwości związków zawierają-
cych wiązanie kowalencyjne 67
wydajność reakcji chemicznej 129
wzory elektronowe Lewisa 60
wzór
empiryczny 111
rzeczywisty 111

Z

zakaz Pauliego 23
zależność między masą
a objętością 114
zasada nieoznaczono-
ści Heisenberga 19

1. I A		2. II A		Elektryczność (wg Paulinga)										18. VIIA	
1	1	2	2	Wartościowość (typowa, rzadko spotykana)										17	VIIA
1	1	2	2	Symbol chemiczny (cała stała, ciecz, gaz)										16	VIA
1	1	2	2	Liczba atomowa										15	VA
1	1	2	2	Nazwa pierwiastka										14	IVA
1	1	2	2	Masa atomowa										13	IIIA
1	1	2	2	Konfiguracja elektronowa										12	II B
1	1	2	2	metale										11	IB
1	1	2	2	niemetale										10	II B
1	1	2	2	gazy										9	VIII B
1	1	2	2	szlachetne										8	VIII B
1	1	2	2	III B										7	VII B
1	1	2	2	IV B										6	VIB
1	1	2	2	V B										5	VB
1	1	2	2	VI B										4	IV B
1	1	2	2	VII B										3	III B
1	1	2	2	VIII B										2	II A
1	1	2	2	IX										1	I A
1	1	2	2	X										1	I A
1	1	2	2	XI										1	I A
1	1	2	2	XII										1	I A
1	1	2	2	XIII										1	I A
1	1	2	2	XIV										1	I A
1	1	2	2	XV										1	I A
1	1	2	2	XVI										1	I A
1	1	2	2	XVII										1	I A
1	1	2	2	XVIII										1	I A
1	1	2	2	XIX										1	I A
1	1	2	2	XX										1	I A
1	1	2	2	XXI										1	I A
1	1	2	2	XXII										1	I A
1	1	2	2	XXIII										1	I A
1	1	2	2	XXIV										1	I A
1	1	2	2	XXV										1	I A
1	1	2	2	XXVI										1	I A
1	1	2	2	XXVII										1	I A
1	1	2	2	XXVIII										1	I A
1	1	2	2	XXIX										1	I A
1	1	2	2	XXX										1	I A
1	1	2	2	XXXI										1	I A
1	1	2	2	XXXII										1	I A
1	1	2	2	XXXIII										1	I A
1	1	2	2	XXXIV										1	I A
1	1	2	2	XXXV										1	I A
1	1	2	2	XXXVI										1	I A
1	1	2	2	XXXVII										1	I A
1	1	2	2	XXXVIII										1	I A
1	1	2	2	XXXIX										1	I A
1	1	2	2	XL										1	I A
1	1	2	2	XLI										1	I A
1	1	2	2	XLII										1	I A
1	1	2	2	XLIII										1	I A
1	1	2	2	XLIV										1	I A
1	1	2	2	XLV										1	I A
1	1	2	2	XLVI										1	I A
1	1	2	2	XLVII										1	I A
1	1	2	2	XLVIII										1	I A
1	1	2	2	XLIX										1	I A
1	1	2	2	L										1	I A
1	1	2	2	LI										1	I A
1	1	2	2	LII										1	I A
1	1	2	2	LIII										1	I A
1	1	2	2	LIV										1	I A
1	1	2	2	LV										1	I A
1	1	2	2	LVI										1	I A
1	1	2	2	LVII										1	I A
1	1	2	2	LVIII										1	I A
1	1	2	2	LIX										1	I A
1	1	2	2	LX										1	I A
1	1	2	2	LXI										1	I A
1	1	2	2	LXII										1	I A
1	1	2	2	LXIII										1	I A
1	1	2	2	LXIV										1	I A
1	1	2	2	LXV										1	I A
1	1	2	2	LXVI										1	I A
1	1	2	2	LXVII										1	I A
1	1	2	2	LXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXIX										1	I A
1	1	2	2	LXX										1	I A
1	1	2	2	LXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXX										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXXI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIII										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXIV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXV										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVI										1	I A
1	1	2	2	LXXXXXXXVII										1	I A