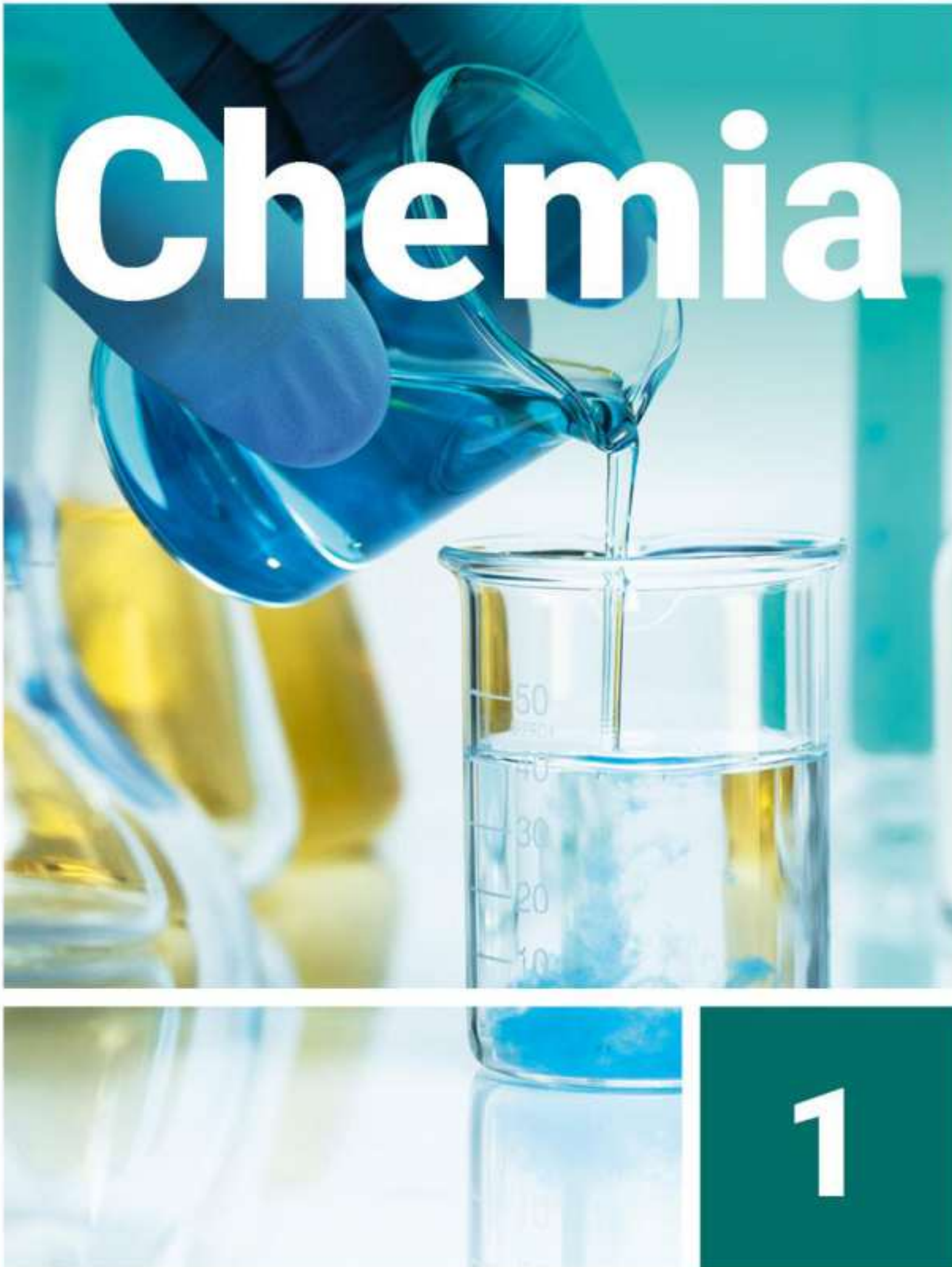


Chemia



1

Podręcznik dla **szkół ponadpodstawowych**

Małgorzata Czaja
Bożena Karawajczyk
Marek Kwiatkowski

Chemia

Podręcznik dla **szkół ponadpodstawowych**



ZAKRES ROZSZERZONY

 **OPERON**
Edukacja jest podróżą

2019

Projekt okładki: Paweł Kwacz
Redaktor prowadzący: Agata Latuszek
Redakcja graficzna i skład: Maciej Laska
Korekta: Katarzyna Kupracz

Zdjęcia: Amir C. Akhavan/quartzpage.de, BE&W, Centrum Uniwersyteckiego Laboratorium 14C AMS w Poznaniu, ecse.rpi.edu/educational resources, B. Bienfait and P. Ertl/JSmol, P. Olearka, Shutterstock, Wikipedia/Jochen Gschnaller/CC BY-SA 3.0

OPERON Sp. z o.o. 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. Andrzeja Persony, prof. dr. hab. Bogusława Wiłkomirskiego, dr. Zofii Ireny Krzywickiej-Vauthier.

Etap edukacyjny: III
Typ szkoły: szkoła ponadpodstawowa
Zakres kształcenia: rozszerzony
Rok dopuszczenia: 2019

© Copyright by OPERON Sp. z o.o. & Małgorzata Czaja, Bożena Karawajczyk, Marek Kwiatkowski

Gdynia 2019
Wszelkie prawa zastrzeżone. Kopiowanie w całości lub we fragmentach bez zgody wydawcy zabronione.
N6824

Wydawca:
OPERON Sp. z o.o.
81-212 Gdynia, ul. Hutnicza 3
tel. centrali 58 679 00 00
e-mail: info@operon.pl
www.operon.pl

ISBN 978-83-7879-962-7

08/19/XV/S65

Spis treści

I Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna

1. Masa atomowa	8
2. Izotopy pierwiastków. Średnia masa atomowa	11
3. Reakcje jądrowe	16
4. Okres półtrwania	25
5. Mol i masa molowa	28
6. Objętość molowa gazów. Prawo Avogadra	36
7. Równanie Clapeyrona	41
8. Ustalanie wzoru związku chemicznego	46
9. Stechiometryczny stosunek reagentów	51
10. Niestechiometryczny stosunek reagentów	57
11. Wydajność reakcji chemicznych	62
Podsumowanie przed sprawdzianem	67
Sprawdź, czy umiesz!	68

II Budowa atomu

1. Rozwój teorii budowy atomu	70
2. Kwantowo-mechaniczny model atomu	77
3. Konfiguracja elektronowa atomów i jonów	82
4. Układ okresowy pierwiastków a konfiguracja elektronowa atomu	90
Podsumowanie przed sprawdzianem	97
Sprawdź, czy umiesz!	98

III Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe

1. Wiązanie jonowe i metaliczne	100
2. Wiązanie kowalencyjne	108
3. Budowa cząsteczek	118
4. Hybrydyzacja orbitali atomowych	126
5. Oddziaływania międzycząsteczkowe	136
6. Związki kowalencyjne o strukturze molekularnej	146
7. Kryształy kowalencyjne	158
Podsumowanie przed sprawdzianem	166
Sprawdź, czy umiesz!	167

IV Kinetyka i statyka chemiczna. Energetyka reakcji chemicznych

1. Efekty energetyczne reakcji chemicznych	170
2. Prawo Hessa	177
3. Warunek zachodzenia reakcji chemicznych	185
4. Szybkość reakcji chemicznych	189
5. Zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń reagujących substancji	196
6. Katalizatory i reakcje katalityczne	202
7. Równowaga chemiczna	208
8. Stała równowagi chemicznej	212
9. Wpływ zmiany warunków na równowagi chemiczne	216
10. Obliczenia z wykorzystaniem stałych równowagi	222
Podsumowanie przed sprawdzianem	228
Sprawdź, czy umiesz!	230
Odpowiedzi do zadań	233
Indeks	245

Wstęp

Jak jest zbudowany nasz podręcznik

Podręcznik pozwala na pełne wykorzystanie nowoczesnych metod dydaktycznych w nauczaniu chemii. Zgodnie z założeniami reformy programowej uczniowie I klasy liceów i techników rozpoczną naukę tego przedmiotu w zakresie rozszerzonym w zwiększonym wymiarze godzin.

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.

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

W tekście pojawiają się **wytłuszczenia**. Dzięki nim łatwiej odnajdziecie istotne zagadnienia, pojęcia i nazwy.

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

4. Okres półtrwania

NA TEJ LEKCJI

- poznasz definicję okresu półtrwania izotopu promieniotwórczego
- zaznaczysz, jak obliczyć stałą rozpadu promieniotwórczego
- dowiesz się, co to jest datowanie radiometryczne

W 1900 r. miał miejsce wielki przełom w chemii jądowej. Wówczas odkryto, że niektóre pierwiastki emitują promieniowanie jonizujące, które jest źródłem energii. Wówczas odkryto, że niektóre pierwiastki emitują promieniowanie jonizujące, które jest źródłem energii. Wówczas odkryto, że niektóre pierwiastki emitują promieniowanie jonizujące, które jest źródłem energii.



4.1. Co to jest czas połowicznego rozpadu?

Okres półtrwania izotopu promieniotwórczego to czas, w którym zmniejszy się do połowy jego aktywność. Wówczas odkryto, że niektóre pierwiastki emitują promieniowanie jonizujące, które jest źródłem energii.

Okres półtrwania izotopu promieniotwórczego to czas, w którym zmniejszy się do połowy jego aktywność. Wówczas odkryto, że niektóre pierwiastki emitują promieniowanie jonizujące, które jest źródłem energii.

Tabela 4. Okresy półtrwania izotopów promieniotwórczych

Izotop	$T_{1/2}$
uran-238	4,47 mld lat
uran-235	7,04 mld lat
tor-232	14,05 mld lat
potas-40	11,9 mld lat
węgiel-14	5,73 tys. lat
lit-7	12,81 tys. lat

9.3. Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów gazowych

W dużej części reakcji spotykamy się z interakcjami chemicznymi, w których biorą udział reagenty gazowe.

Spójrzcie z pomocą formuły stoichiometrycznej na reakcję spalania metanu. Jaką objętość gazu otrzymamy w tych warunkach ciśnienia i temperatury, jeśli użyjemy 10 dm³ metanu? Jaką objętość tlenu musimy użyć?

Stosunek objętościowy (w warunkach stałego ciśnienia i temperatury) jest taki sam jak stosunek molowy. Jeśli użyjemy 10 dm³ metanu, otrzymamy 20 dm³ tlenu i 20 dm³ dwutlenku węgla.

Przypomnijcie sobie, że w ogólnym przypadku reakcja chemiczna ma postać: $aA + bB \rightarrow cC + dD$, gdzie a, b, c, d to współczynniki stechiometryczne, a A, B, C, D to symbole chemiczne reagentów i produktów.

Współczynniki stechiometryczne (WS) – stosunek ilości produktów, jakiego użyjemy w reakcji, do ilości użytych reagentów. Wzrost WS w reakcji oznacza, że reakcja przebiega w kierunku produktów.

Wzrost WS w reakcji oznacza, że reakcja przebiega w kierunku produktów. Wzrost WS w reakcji oznacza, że reakcja przebiega w kierunku produktów.

$$W = \frac{m}{M} = \frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

gdzie m – masa molowa produktu, M – masa molowa reagenta, n – ilość produktu, V – objętość produktu, p – ciśnienie, R – stała gazowa, T – temperatura.

Tabela 1. Przykładowe wartości WS w reakcji.

Reakcja chemiczna	Współczynniki stechiometryczne (WS)
reakcja spalania metanu	1:2:2
reakcja spalania etanu	1:3.5:3.5
reakcja spalania propanu	1:5:5
reakcja spalania butanu	1:6.5:6.5

Przykład 1

W reakcji 1,2 mola metanu (CH_4) z nadmiarem tlenu powstało 1,2 mola dwutlenku węgla. Oblicz objętość tej reakcji.

Rozwiązanie:



ponieważ reakcja przebiega w kierunku produktów, a $n = \frac{m}{M} = \frac{p}{RT}$

10. WYKŁAD 10. REAKCJE CHEMICZNE

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

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

Tabele pomogą wam usystematyzować wiedzę.

Śledźcie uważnie **rozwiązania przykładów**, a łatwiej zrozumiecie omawiane zagadnienia.

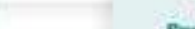
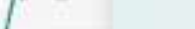
Zadania do rozwiązania przećwiczycie w toku lekcji lub wykorzystacie do nauki w domu lub przed kartkówką czy sprawdzianem.

Uwaga: odpowiedzi do zadań wymagających pisemnego rozwiązania zapiszcie w zeszycie.

Podsumowanie lekcji to esencja najważniejszych treści do zapamiętania. Jeśli ich nie pamiętacie, wróćcie na stronę wskazaną obok. Znajdziecie tam na marginesie odpowiednie hasło, a w treści lekcji – jego omówienie.

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

Sprawdź, czy umiesz! – zestaw zadań sprawdzających opanowanie wybranych zagadnień z całego działu. Zadania są ułożone w formie krótkiego testu i mają różny poziom trudności oraz złożoności.



Podsumowanie przed sprawdzaniem



Stosunek objętościowy (w warunkach stałego ciśnienia i temperatury) jest taki sam jak stosunek molowy.

Sprawdź, czy umiesz!

- Uzyskano 4 g wodoru z 15 dm³ tlenku węgla w warunkach normalnych i pod ciśnieniem 1013 hPa. Oblicz, ile tlenku węgla użyto.
- Oblicz, ile gazu otrzymamy, jeśli użyjemy 10 dm³ metanu i 20 dm³ tlenu.
- Oblicz, ile gazu otrzymamy, jeśli użyjemy 10 dm³ metanu i 20 dm³ tlenu.
- Oblicz, ile gazu otrzymamy, jeśli użyjemy 10 dm³ metanu i 20 dm³ tlenu.
- Oblicz, ile gazu otrzymamy, jeśli użyjemy 10 dm³ metanu i 20 dm³ tlenu.
- Oblicz, ile gazu otrzymamy, jeśli użyjemy 10 dm³ metanu i 20 dm³ tlenu.



„Świat składa się z atomów” – stwierdzenie to zostało uznane przez jednego z wybitnych XX-wiecznych fizyków Richarda Feynmana (czytaj: riczarda fajnmana) za najdonioślejsze osiągnięcie poznawcze ludzkości. Dziś wydaje się to oczywiste, choć jeszcze dwa wieki temu przekonanie o istnieniu atomów nie było wśród badaczy powszechne. Mimo wielkiej różnorodności otaczających nas substancji chemicznych materia tworząca Wszechświat jest zbudowana z nieco ponad stu rodzajów kulistych tworów zwanych atomami. Odkrycie atomu nie jest kresem podziału materii, nadal jednak atom pozostaje fundamentalnym pojęciem współczesnej chemii. Aby zrozumieć, na czym polegają obserwowane w życiu codziennym zjawiska chemiczne, należy zgłębić prawa ilościowe rządzące materią.

W pierwszym rozdziale podręcznika zajmiemy się stechiometrią chemiczną, czyli działem chemii badającym relacje między mikro- i makroskopowym opisem materii oraz zachodzące w niej przemiany.

I Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna

1. Masa atomowa

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest unit, atomowa jednostka masy oraz masa atomowa pierwiastka;
- nauczysz się obliczać bezwzględną masę atomu na podstawie jego masy wyrażonej w unitach;
- odkryjesz, w jaki sposób można wyrazić masę atomu w unitach, korzystając z jego masy wyrażonej w gramach.



Rys. 1.1. Jednostkę masy dostosowujemy do rozmiarów obiektu.

Gdy podajemy masę obiektu, musimy pamiętać o dostosowaniu jednostki do jego wielkości. Na przykład masę ciężarówki wyrażamy w tonach, masę ołówka – w gramach, a dla ziaren kurzu nawet miligram może się okazać zbyt dużą jednostką.

1.1. Masa atomowa pierwiastka chemicznego

Atomy i cząsteczki są tworami o niewyobrażalnie małych rozmiarach – od kilkudziesięciu do kilkuset pikometrów ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$). Przykładowo średnica atomu złota (jednego z największych) wynosi 288 pm, co oznacza, że na długości 1 mm można ułożyć ściśle obok siebie prawie 3,5 miliona takich atomów. Również ich masy wyrażają się liczbami niespotykanymi w życiu codziennym. Przykładowo: gdybyśmy

chcieli zapisać masę atomu węgla w gramach, musielibyśmy użyć co najmniej 24 cyfr: $m_{\text{C}} \approx 0,000000000000000000000002 \text{ g}$.

Posługiwanie się liczbami z mnóstwem zer po przecinku utrudnia zrozumienie i opis zjawisk zachodzących w świecie atomów i cząsteczek. Liczba wyrażająca masę atomu węgla wygląda bardziej przejrzysto w tzw. notacji wykładniczej: $m_{\text{C}} \approx 2 \cdot 10^{-23} \text{ g}$. Lepszym rozwiązaniem jest wyrażenie jej w odpowiednio dopasowanych jednostkach – są nimi **atomowe jednostki masy**, w skrócie **u** (ang. *unit*, czasami używany jest skrót a.m.u. – ang. *atomic mass unit*).

Atomowa jednostka masy (1 u) stanowi 1/12 masy izotopu atomu węgla ^{12}C .

$$1 \text{ u} = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Masą atomową nazywamy masę pojedynczego atomu danego pierwiastka wyrażoną w atomowych jednostkach masy.

atomowa
jednostka masy

Z atomową jednostką masy jest związane pojęcie masy atomowej, które oznacza masę atomu wyrażoną w unitach.

Informację o wartościach mas atomowych pierwiastków można znaleźć m.in. w układzie okresowym (rys. 1.2.).

Liczby wyrażające masy atomowe zawierają cyfry na kilku miejscach po przecinku. W typowych obliczeniach chemicznych, w których tak duża dokładność nie jest konieczna, wartości mas atomowych zaokrągla się do jednej bądź dwóch cyfr po przecinku.

Na podstawie znajomości masy atomowej można obliczyć bezwzględną masę atomu (wyrażoną w gramach):

$$\frac{\text{bezwzględna}}{\text{masa atomu}} = \frac{\text{masa atomowa}}{\text{wyrażona w unitach}} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g (masa 1 u)}$$

Masa atomowa jest niepowtarzalną cechą pierwiastka i nie ma dwóch różnych pierwiastków, które miałyby jednakową jej wartość. Z tego względu na podstawie masy atomowej można zidentyfikować pierwiastek.

Symbol pierwiastka	1,0	1
Liczba atomowa	3	Li
Masa atomowa	lit	6,941
		[He]2s ¹

Rys. 1.2. Masa atomowa pierwiastka w układzie okresowym (na przykładzie litu).

Przykład 1.

Odczytaj z układu okresowego masę atomową:

a) litu, b) ksenonu, c) arsenu.

Podaj wartości mas atomowych z dokładnością do 0,01.

Rozwiązanie:

a) $m_{\text{Li}} = 6,94 \text{ u}$, b) $m_{\text{Xe}} = 131,29 \text{ u}$, c) $m_{\text{As}} = 74,92 \text{ u}$

Przykład 2.

Oblicz w gramach masy pojedynczych atomów następujących izotopów:

a) ${}^7\text{Li}$, b) ${}^{132}\text{Xe}$, c) ${}^{75}\text{As}$.

Rozwiązanie:

a) $m({}^7\text{Li}) = 7 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,16 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

b) $m({}^{132}\text{Xe}) = 132 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 2,19 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

c) $m({}^{75}\text{As}) = 75 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,25 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

1,0	2,0	2,0
1	2 4 6 8	3 5
3	54	33
Li	Xe	As
lit	ksenon	arsen
6,941	131,293	74,92160
[He]2s ¹	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³

Przykład 3.

Zidentyfikuj pierwiastek, którego atom ma masę $5,32 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

Rozwiązanie:

Układamy proporcję, która pozwoli nam zamienić masę atomu wyrażoną w gramach na masę wyrażoną w unitach:

$$\frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = \frac{x \text{ u}}{5,32 \cdot 10^{-23} \text{ g}}$$

Odpowiednio przekształcamy proporcję:

$$x \text{ u} = \frac{1 \text{ u} \cdot 5,32 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 32,05 \text{ u}$$

2,5	2 4 6
16	S
siarka	
32,065	
[Ne]3s ² 3p ⁴	

Odpowiedź:

Po porównaniu otrzymanego wyniku z masami atomowymi pierwiastków podanymi w układzie okresowym i po uwzględnieniu różnicy wynikającej z przyjętych zaokrągleń możemy stwierdzić, że pierwiastkiem tym jest siarka.

Przykład 4.

Określ, jak się zmienia masa atomowa pierwiastków chemicznych wraz ze wzrostem ich liczby atomowej. Wskaż pierwiastki, które nie wykazują tej tendencji.

Rozwiązanie:

Wartości mas atomowych na ogół rosną wraz ze wzrostem liczby atomowej. W układzie okresowym jest jednak kilka par pierwiastków, wśród których pierwiastek o większej liczbie atomowej ma mniejszą masę atomową, np. Ar ($Z = 18$, $m = 39,95$ u) i K ($Z = 19$, $m = 39,10$ u), Co ($Z = 27$, $m = 58,93$ u) i Ni ($Z = 28$, $m = 58,69$ u), Te ($Z = 52$, $m = 127,60$ u) i I ($Z = 53$, $m = 126,90$ u). Wynika to z charakterystycznego dla danego pierwiastka składu izotopowego (patrz rozdział 2, str. 13).

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Przedstaw wartości mas atomowych następujących pierwiastków z dokładnością do 0,1:
 - a) rutenu,
 - b) pierwiastka o liczbie atomowej 80,
 - c) pierwiastka położonego w grupie 5, okresie 4.
2. Atom tego pierwiastka ma masę $2,656 \cdot 10^{-20}$ mg. Podaj nazwę i symbol pierwiastka, do którego należy.
3. Masa dwóch atomów tego pierwiastka wyrażona w unitach jest równa masie atomowej pierwiastka o liczbie $Z = 35$. Zidentyfikuj pierwiastek oraz podaj jego liczbę atomową.
4. Masa cząsteczki jest równa sumie mas atomów, które ją tworzą. Na podstawie tej informacji oblicz masy cząsteczek następujących substancji wyrażone w unitach:
 - a) amoniaku,
 - b) kwasu mrówkowego (kwasu metanowego).Wynik podaj z dokładnością do 0,1.
5. Wskaż cechy atomów pierwiastków drugiej grupy układu okresowego, które nie zmieniają się wraz z ich masą atomową: liczba elektronów, ładunek jądra, ładunek tworzonych jonów, liczba powłok elektronowych w atomie, liczba protonów w jądrze, liczba elektronów walencyjnych, liczba masowa, liczba atomowa.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Masa atomowa jest masą pojedynczego atomu wyrażoną w umownych atomowych jednostkach masy (unitach), zapisywanych w skrócie u. ▶ s. 9
- Aby przeliczać masy atomowe na gramy, stosujemy zależność: ▶ s. 9

$$\frac{\text{bezwzględna}}{\text{masa atomu}} = \frac{\text{masa atomowa}}{\text{wyrażona w unitach}} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g (masa 1 u)}$$

2. Izotopy pierwiastków. Średnia masa atomowa

NA TEJ LEKCJI:

- nauczysz się opisywać atomy za pomocą liczb: masowej i atomowej;
- poznasz definicję nuklidu i izotopu;
- będziesz obliczać średnią masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego i mas atomowych izotopów;
- dowiesz się, jak ustalić skład izotopowy pierwiastka składającego się z dwóch izotopów na podstawie jego średniej masy atomowej.

Które elementy budowy atomu decydują o jego przynależności do pierwiastka? Elektrony? Nie, bo np. cząstki takie jak: Na^+ , Mg^{2+} czy atomy Ar i aniony Cl^- mają jednakową liczbę elektronów i nie można o nich powiedzieć, że tworzą ten sam pierwiastek. Protony? Tak, naturalnie. Wszystkie atomy o tej samej liczbie protonów w jądrze, a także pochodzące od nich aniony i kationy nadal należą do tego samego pierwiastka. A co z neutronami?

2.1. Jak opisujemy atomy?

Podstawowym elementem materii jest atom. W centrum każdego atomu znajduje się jądro atomowe, wokół którego krążą elektrony. Jądro atomowe składa się z nukleonów, którymi są: protony (cząstki o ładunku dodatnim) i neutrony (cząstki niemające ładunku elektrycznego). W elektrycznie obojętnym atomie liczba elektronów i protonów jest jednakowa. Cząstki wchodzące w skład atomu przedstawione są w tabeli 2.1.

Tab. 2.1. Charakterystyka cząstek subatomowych

nazwa	miejsce w atomie	symbole	ładunek*	masa [u]	przybliżona masa [u]
elektron	obszar poza jądrem	$e, e^-, {}_{-1}^0e$	-1	$5,485799\ 09070(16) \cdot 10^{-4}$	$\frac{1}{1837}$
proton	jądro	$p, p^+, {}_1^1p$	+1	1,00727646688	1
neutron	jądro	$n, n^0, {}_0^1n$	0	1,008 66491578	1

* Ujemny ładunek elektronu i dodatni ładunek protonu mają taką samą wartość bezwzględną, a różnią się znakami. Są to tzw. ładunki elementarne, a ich wartość przyjęto się podawać jako -1 i +1, choć ich rzeczywiste wartości wynoszą odpowiednio: dla elektronu $-1,602\ 176\ 6208(98) \cdot 10^{-19}$ C, a dla protonu $+1,602\ 176\ 6208(98) \cdot 10^{-19}$ C.

Skład atomu opisuje się za pomocą liczby masowej (A) i liczby atomowej (Z):

$${}_Z^A E$$

A – liczba masowa = liczba nukleonów = liczba protonów + liczba neutronów

Z – liczba atomowa = liczba protonów w jądrze atomu = liczba elektronów poruszających się w przestrzeni wokół jądra w obojętnym atomie

E – symbol pierwiastka, którego atom jest opisywany

nuklid ▶ **Nuklid** – rodzaj atomu z jądrem o określonej liczbie protonów i neutronów.

Dzięki liczbom masowej i atomowej można scharakteryzować nuklidy poszczególnych pierwiastków (tab. 2.2.).

Tab. 2.2. Opis i skład przykładowych nuklidów

Nazwa pierwiastka	Nuklid	Liczba masowa	Liczba atomowa	Liczba protonów w jądrze	Liczba neutronów w jądrze	Liczba elektronów w atomie
wodór	${}_1^1\text{H}$	1	1	1	0	1
glin	${}_{13}^{27}\text{Al}$	27	13	13	14	13
miedź	${}_{29}^{63}\text{Cu}$	63	29	29	34	29
miedź	${}_{29}^{65}\text{Cu}$	65	29	29	36	29

2.2. Co to są izotopy?

Atomy należące do tego samego **pierwiastka** mają identyczną liczbę protonów. Jednak w przypadku wielu pierwiastków mogą się one różnić masami. Przyczyną tego zjawiska jest występowanie w jądrach atomów tego samego pierwiastka różnej liczby neutronów. Te atomy, które mają więcej obojętnych cząstek, mają większą masę. O atomach pierwiastka zawierających jednakową liczbę proto-

izotopy ▶ nów, a różniących się liczbą neutronów w jądrze mówi się, że są **izotopami**.

Izotopy – atomy tego samego pierwiastka, które w jądrze mają różną liczbę neutronów (różnią się liczbą masową).

Niektóre pierwiastki składają się z jednego izotopu (np. sód, glin lub fosfor), jednak większość z nich ma dwa i więcej izotopów (np. cyna ma najwięcej, gdyż 10 trwałych izotopów). Skład procentowy izotopów w pierwiastku jest zawsze stały i niezależny od miejsca jego występowania (tab. 2.3.).

Tab. 2.3. Procentowy skład trwałych izotopów wybranych pierwiastków

Liczba atomowa (Z)	Nazwa pierwiastka	Izotopowy skład procentowy
1	wodór	^1H – 99,985%, ^2H – 0,0150%
8	tlen	^{16}O – 99,762%, ^{17}O – 0,0380%, ^{18}O – 0,2000%
16	siarka	^{32}S – 95,000%, ^{33}S – 0,7500%, ^{34}S – 4,2000%, ^{36}S – 0,0170%
22	tytan	^{46}Ti – 8,0000%, ^{47}Ti – 7,4000%, ^{48}Ti – 73,800%, ^{49}Ti – 5,5000%, ^{50}Ti – 5,3000%
50	cyna	^{112}Sn – 0,9700%, ^{114}Sn – 0,6500%, ^{115}Sn – 0,3400%, ^{116}Sn – 14,530%, ^{117}Sn – 7,6800%, ^{118}Sn – 24,230%, ^{119}Sn – 8,5900%, ^{120}Sn – 32,590%, ^{122}Sn – 4,6300%, ^{124}Sn – 5,7900%
53	jod	^{127}I – 100,00%

Niektóre izotopy pierwiastków są trwałe, a inne nie. Nietrwałe ulegają przemianom tzw. jądrowym, w których mogą powstać izotopy tego samego bądź innego pierwiastka. Omówienie tych przemian znajduje się w dalszej części podręcznika (str. 16–24).

2.3. Średnia masa atomowa pierwiastka

Masy atomowe zawarte w układzie okresowym są masami atomowymi uśrednionymi. Przy ich obliczaniu wzięto pod uwagę fakt, że pierwiastki składają się z izotopów i że każdy izotop ma swój udział w masie atomowej danego pierwiastka.

Do obliczania średnich mas atomowych pierwiastków służy następujący wzór:

$$\text{średnia masa atomowa pierwiastka} = \frac{\text{masa izotopu}_1 \cdot X_1\% + \text{masa izotopu}_2 \cdot X_2\% + \dots + \text{masa izotopu}_n \cdot X_n\%}{100\%}$$

gdzie: $X\%$ – procentowa zawartość izotopu

Okazuje się, że masa izotopu wyznaczona jako suma mas poszczególnych składników atomu nie jest identyczna z jego rzeczywistą masą. Badania eksperymentalne wykazały, że masa jądra atomu jest zawsze mniejsza niż suma mas jego składników (protonów i neutronów). Dzieje się tak dlatego, że w czasie tworzenia jądra z poszczególnych cząstek zostaje wydzielona energia, która zgodnie ze wzorem Einsteina jest równa: $E = mc^2$. Energia ta jest nazywana energią wiązania jądra.



Przykład 1.

Oblicz średnią masę atomową tlenu. Do obliczeń wykorzystaj dane zawarte w tabeli.

Izotop	Zawartość procentowa	Masa nuklidu [u]
^{16}O	99,762%	15,99491
^{17}O	0,0380%	16,99913
^{18}O	0,2000%	17,99916

Rozwiązanie:

Obliczamy średnią masę tlenu, korzystając ze wzoru:

$$\begin{aligned} \text{średnia masa atomowa O} &= \frac{15,99491 \cdot 99,762\% + 16,99913 \cdot 0,038\% + 17,99916 \cdot 0,2\%}{100\%} = \\ &= 15,9993 \text{ u} \end{aligned}$$

Odpowiedź:

Średnia masa atomowa tlenu wynosi 16,00 u (ponieważ zastosowano zaokrąglenia względem masy protonów i neutronów, otrzymany wynik nieco odbiega od prawidłowego: 15,9994 u).

Przykład 2.

Wanad występuje w przyrodzie w postaci dwóch izotopów: ^{50}V o masie 49,9471627 u i ^{51}V o masie 50,9439635 u. Średnia masa atomowa tego pierwiastka wynosi 50,9415 u. Oblicz skład izotopowy wanadu.

Rozwiązanie:

Korzystamy ze wzoru na średnią masę atomową, do którego wstawiamy dane:

$$50,9415 \text{ u} = \frac{49,9471627 \text{ u} \cdot X\% + 50,9439635 \text{ u} \cdot Y\%}{100\%}$$

Wiedząc, że $X\% + Y\% = 100\%$, wstawiamy odpowiednie wyrażenie ($X\% = 100\% - Y\%$) do równania:

$$\begin{aligned} 50,9415 \text{ u} &= \frac{49,9471627 \text{ u} \cdot X\% + 50,9439635 \text{ u} \cdot Y\%}{100\%} = \\ &= \frac{4994,71627 \text{ u} - 49,9471627 \cdot Y\% + 50,9439635 \text{ u} \cdot Y\%}{100\%} \end{aligned}$$

i dokonujemy matematycznych obliczeń:

$$\begin{aligned} 5094,15 &= 4994,71627 - 49,9471627 \cdot Y\% + 50,9439635 \cdot Y\% = \\ &= 4994,71627 + 0,9968008 \cdot Y\% \end{aligned}$$



W ten sposób otrzymujemy wyniki:

$$Y\% = 99,75\%$$

$$X\% = 100\% - 99,75\% = 0,25\%$$

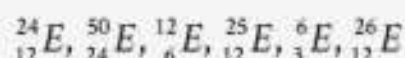
Odpowiedź:

Skład izotopowy wanadu jest następujący: $^{50}\text{V} - 0,25\%$, $^{51}\text{V} - 99,75\%$.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wybierz właściwe wyrazy, aby zdania były prawdziwe. Uzupełniony tekst zapisz w zeszycie.
Atomy należące do tego samego pierwiastka (mają jednakowy ładunek/nie mają jednakowego ładunku) jądra.
Liczba (protonów/neutronów) nie ma wpływu na przynależność atomu do danego pierwiastka.
Nuklidy o jednakowej liczbie (protonów/neutronów/elektronów), a różnej liczbie (protonów/neutronów/elektronów) to izotopy.
Izotopy mają taką samą liczbę (atomową/masową), a różną liczbę (atomową/masową).
Większość pierwiastków występujących w przyrodzie to mieszaniny izotopów o (stałym/zmiennym) składzie procentowym.

- Wśród podanych nuklidów wskaż te, które są izotopami.



- Wodór zawarty w wodzie ma charakterystyczny dla siebie skład izotopowy. Możliwe jest jednak otrzymanie wody składającej się z tlenu i tylko jednego izotopu wodoru – deuteru. Taką wodę nazywa się wodą ciężką. Różni się ona pod względem właściwości fizycznych od wody spotykanej w przyrodzie. Ma większą gęstość oraz wyższą temperaturę wrzenia i topnienia.
Wyjaśnij, dlaczego woda ciężka ma większą gęstość, wiedząc, że jednakowa ilość cząsteczek „zwykłej” wody i ciężkiej wody zajmuje tę samą objętość. Skorzystaj z informacji zawartych w tabeli 2.3.

- Oblicz średnią masę atomową lantanu, którego skład izotopowy jest następujący:

$$^{138}\text{La} - 0,090\% \text{ (masa: } 137,907108 \text{ u)}$$

$$^{139}\text{La} - 99,91\% \text{ (masa: } 138,906349 \text{ u)}$$

- Jaki jest skład izotopowy Europu, jeśli tworzą go dwa trwale izotopy ^{151}Eu o masie 150,919846 i ^{153}Eu o masie 152,921227?

PODSUMOWANIE LEKCJI



ATOM
elektrycznie
obojętna
drobina

nuklid – rodzaj atomu z jądrem o określonej liczbie protonów i neutronów

liczba masowa = liczba nukleonów =
= liczba protonów + liczba neutronów



liczba atomowa = liczba protonów w jądrze atomu =
= liczba elektronów poruszających się w przestrzeni wokół jądra w obojętnym atomie

izotopy – atomy tego samego pierwiastka, które w jądrze mają różną liczbę neutronów (różnią się liczbą masową)

$$\text{średnia masa atomowa pierwiastka} = \frac{\text{masa izotopu}_1 \cdot X_1\% + \text{masa izotopu}_2 \cdot X_2\% + \dots + \text{masa izotopu}_n \cdot X_n\%}{100\%}$$

gdzie: $X\%$ – procentowa zawartość izotopu

3. Reakcje jądrowe

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest pierwiastek promieniotwórczy;
- odkryjesz, co to są cząstki α i na czym polega rozpad α ;
- poznasz rozpad β^- ;
- nauczysz się pisać równania przemian promieniotwórczych α i β^- oraz sztucznych reakcji jądrowych.

Jądro atomowe w reakcjach chemicznych jest zazwyczaj biernym ich uczestnikiem. Są jednak sytuacje, kiedy staje się pierwszoplanowym bohaterem – to reakcje jądrowe, które odpowiednio kontrolowane mogą przynosić ludzkości wiele korzyści.

3.1. Pierwiastki promieniotwórcze

Znaczna część pierwiastków występujących w przyrodzie stanowi mieszaninę trwałych izotopów. Istnieją jednak pierwiastki, które nie mają ani jednego trwałego izotopu, a wszystkie ich izotopy samorzutnie się rozpadają i przeobrażają w różnym czasie w izotopy innych pierwiastków. Przemianie tej towarzyszy zawsze promieniowanie nazywane promieniowaniem jądrowym. Omawiane izotopy oraz tworzone przez nie pierwiastki określa się jako **promieniotwórcze**. Należą do nich pierwiastki o liczbie atomowej większej niż 83 oraz technet ($Z = 43$) i promet ($Z = 61$).

izotopy
promieniotwórcze

Pierwiastek promieniotwórczy – pierwiastek składający się wyłącznie z izotopów promieniotwórczych.

Izotopy promieniotwórcze (radioizotopy) – izotopy, których jądra samorzutnie zmieniają swoją strukturę, emitując przy tym promieniowanie jądrowe.

Dlaczego niektóre jądra atomów ulegają samorzutnemu rozpadowi, a inne nie? Analiza trwałych jąder wykazała, że jądra o parzystej liczbie neutronów i parzystej liczbie protonów są najbardziej trwałe. I przeciwnie – jądra o nieparzystej liczbie obu tych cząstek są najmniej trwałe. Co więcej, okazało się, że jądra są zazwyczaj trwalsze, gdy liczby tworzących je nukleonów to: 2, 8, 20, 50, 82 i 126 (fizycy nazwali te liczby liczbami magicznymi). W przypadku izotopów o liczbach atomowych do $Z = 20$ trwałe są jądra zawierające prawie równe liczby neutronów i protonów (dla których $A \approx 2Z$).

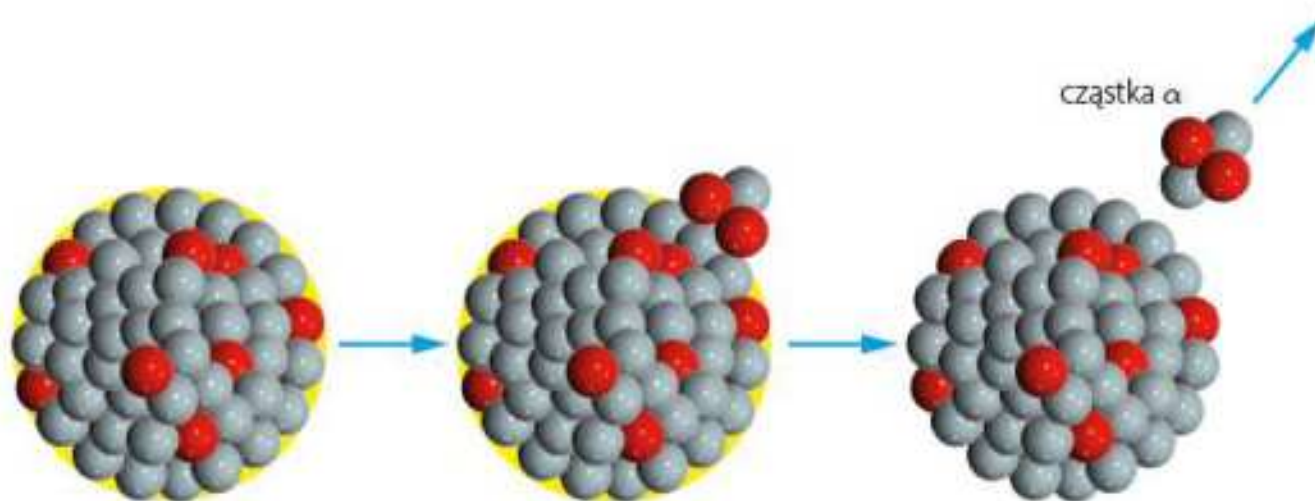
3.2. Naturalne przemiany jądrowe

Niestabilne jądra atomowe mogą ulegać jednej bądź wielu następującym po sobie przemianom prowadzącym do otrzymania trwałych jąder. Ulegają głównie rozpadowi α oraz rozpadowi β^- . Oba te procesy prowadzą do zmniejszenia liczby protonów w jądrze.

Rozpad α

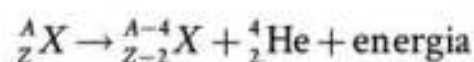
Polega na odszczepieniu od jądra cząstki α , któremu towarzyszy emisja energii (rys. 3.1.). **Cząstkami α** są jądra helu o liczbie masowej $Z = 4$ opisywane wzorem: ${}^4_2\text{He}$ (jądra helu nie mają elektronów, dlatego powinno się je opisywać ${}^4_2\text{He}^{2+}$, jednak powszechnie stosuje się zapis uproszczony).

cząstka α

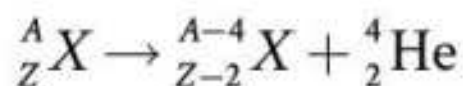


Rys. 3.1. Rozpad α – emisja cząstki α (${}^4_2\text{He}$) przez niestabilne jądro.

Przebieg tej przemiany można opisać równaniem z użyciem wzorów ogólnych:

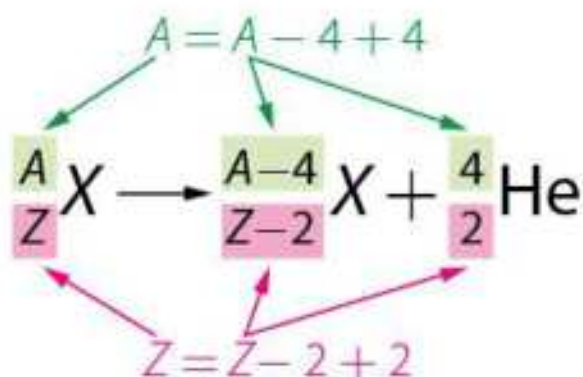


Często w zapisie jest pomijana wydzielająca się energia, wtedy równanie przyjmuje postać:

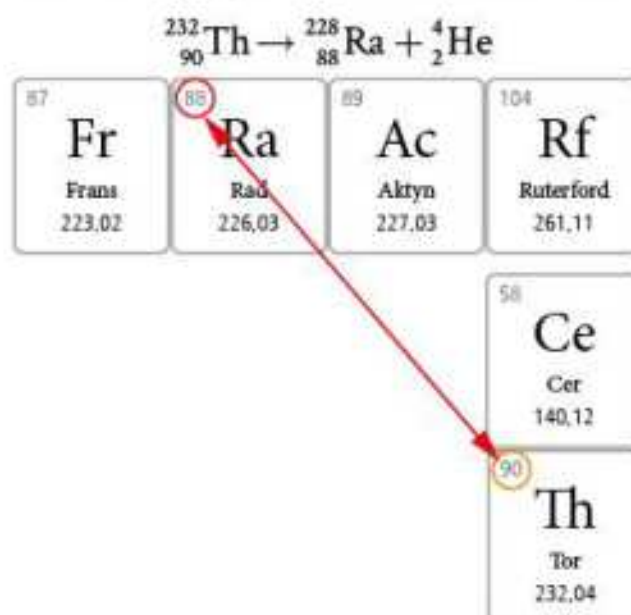


rozpad α
– zapis ogólny

W wyniku tej przemiany powstaje jądro nowego atomu, w którym liczba atomowa (liczba protonów) zostaje zmniejszona o 2, a liczba masowa (liczba nukleonów) o 4. Liczba nukleonów w izotopie ulegającym rozpadowi α oraz łączna liczba tych cząstek w powstających drobinach (produktach) są sobie równe:



Przykładem rozpadu α może być przemiana toru-232 w rad-228:

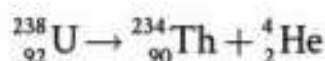


Przykład 1.

Przedstaw równanie rozpadu α uranu-238.

Rozwiązanie:

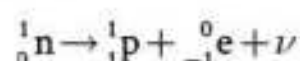
Odczytujemy z układu okresowego liczbę atomową uranu, uzupełniamy wzór nuklidu i zapisujemy równanie przemiany:



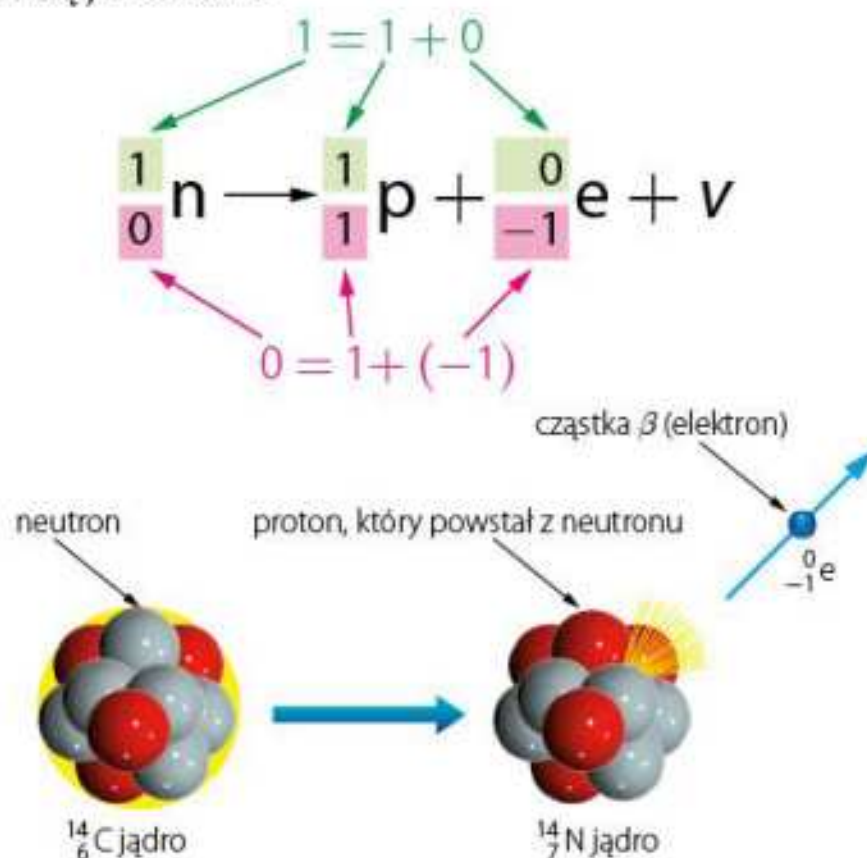
90	91	92
Th	Pa	U
Tor	Protaktyn	Uran
232,04	231,04	238,03

Rozpad β^- (β minus)

Gdy niestabilne jądro atomu zawiera za dużo neutronów, zachodzi przemiana polegająca na przekształceniu neutronu w proton (rys. 3.2.). Powstaje przy tym elektron (nazywany też cząstką β^-) oraz antyneutrino:



Indeksy dolne przy symbolach cząstek odnoszą się do ładunków elementarnych, a górne – do liczb masowych. Po obu stronach równania liczba nukleonów oraz suma ładunków są jednakowe:

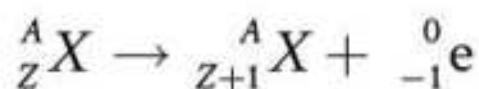


Rys. 3.2. Rozpad β^- – neutron emituje elektron i przekształca się w proton.

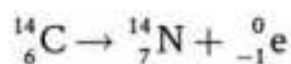
Cząstka ν – antyneutrino ma znikomą masę spoczynkową i nie ma ładunku. W dalszych zapisach przemiany β^- będzie ona pomijana (${}_0^1\text{n} \rightarrow {}_1^1\text{p} + {}_{-1}^0\text{e}$).

rozpad β^-
– zapis ogólny

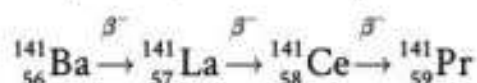
Przebieg rozpadu β^- w nuklidzie można przedstawić na wzorach ogólnych (pominięto powstanie ν):



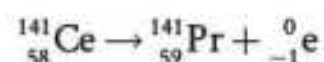
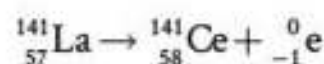
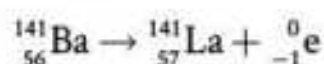
W wyniku przemiany β^- powstaje nuklid o liczbie atomowej większej o 1 i identycznej liczbie masowej, np.:



Izotopy mogą ulegać serii rozpadów, aż utworzą stosunkowo trwale nuklidy, np.:



Poszczególne przemiany β^- przedstawione na powyższym schemacie zostały opisane następującymi równaniami:



Przykład 2.

W wyniku szeregu przemian (α i β^-) nuklidu neptunu powstał trwały izotop bizmutu. Określ liczbę poszczególnych rozpadów α i β^- .

Rozwiązanie:

Zbierzmy informacje na temat poszczególnych rozpadów:

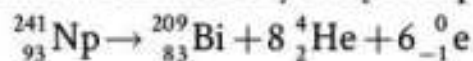
rodzaj rozpadu	liczba masowa	liczba atomowa
α	-4	-2
β^-	bez zmian	+1

Zauważmy, że liczba nukleonów (liczba masowa) zmienia się tylko podczas rozpadu α . W wyniku przemian nastąpiło zmniejszenie tej liczby o $241 - 209 = 32$, czyli musiało zajść: 8 rozpadów α .

Podczas tych ośmiu rozpadów α liczba atomowa uległa zmniejszeniu o $8 \cdot 2 = 16$ jednostek i powinna mieć wartość: $93 - 16 = 77$. Aby osiągnąć wartość 83, powinno odbyć się $83 - 77 = 6$ rozpadów β^- .

Odpowiedź:

Podczas przemiany neptunu w bizmut odbyło się 8 rozpadów α i 6 rozpadów β^- :

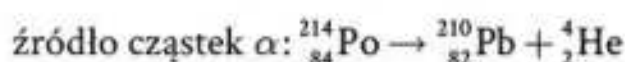
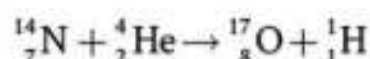


3.3. Sztuczne przemiany jądrowe

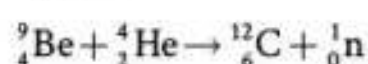
Reakcje jądrowe można wywołać sztucznie poprzez bombardowanie jąder różnymi cząstkami, np. neutronami, protonami, jądrami helu (cząstkami α) lub jądrami innych atomów. W zależności od warunków procesu bombardująca cząstka może zostać wchłonięta przez jądro lub doprowadzić do jego rozszczepienia.

Synteza nowych pierwiastków

W wyniku działania różnych cząstek na jądra powstają jądra nowych pierwiastków. Pierwsza sztuczna przemiana jądrowa polegała na poddaniu azotu działaniu cząstek α (jąder helu). Ich źródłem był promieniotwórczy polon ($^{214}_{84}\text{Po}$). W wyniku zderzenia powstał trwały izotop tlenu oraz proton:



W podobny sposób zachodzi wiele prostych reakcji jądrowych, które polegają na bombardowaniu jąder atomów pierwiastków cząstkami α emitowanymi przez naturalne pierwiastki promieniotwórcze. Innym przykładem takiej reakcji jest przekształcenie się berylu w węgiel:

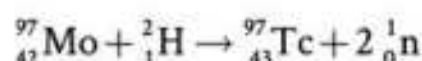
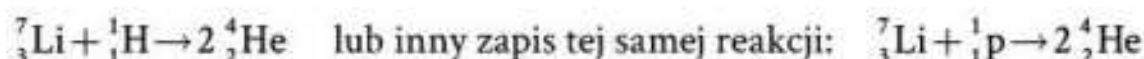


W miarę wzrastania ładunku jądra rosną siły odpychania cząstek α przez dodatnio naładowane jądra, energia cząstek α emitowanych przez naturalne izotopy promieniotwórcze staje się niewystarczająca do zajścia reakcji jądrowych. Dlatego cząstki α (i inne także) są sztucznie wytwarzane i przyspieszane do bardzo dużych prędkości. Rozpędzonym cząstkom znacznie łatwiej niż naturalnym zderzyć się z jądrami o dużym ładunku ($Z > 19$). Nadawanie odpowiedniej prędkości cząstkom odbywa się w tzw. akceleratorach (rys. 3.3.).

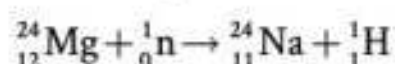


Rys. 3.3. Największy na świecie akcelerator cząstek znajduje się w ogromnym tunelu położonym 100 m pod powierzchnią ziemi na granicy szwajcarsko-francuskiej.

Bombardującymi cząstkami mogą być także jądra pochodzące od izotopów wodoru, np.:



Najłatwiej docierają do jądra obojętne neutrony. Przykładem reakcji zachodzącej pod ich wpływem jest przemiana magnezu w sód:



Zapis sztucznych reakcji jądrowych

Zamiast równań reakcji sztuczne przemiany jądrowe opisuje się za pomocą skróconych zapisów: na pierwszym miejscu umieszcza się symbol bombardowanego nuklidu, następnie w nawiasie wpisuje się symbol bombardujących je cząstek, a po przecinku symbole powstających przy tym lekkich cząstek, następnie po nawiasie zapisuje się wzór powstającego jądra. W tabeli 3.1. przedstawiono pełne równania i skrócone zapisy przykładowych przemian.

Tab. 3.1. Równania reakcji i ich skrócone zapisy

Równanie reakcji	Skrócony zapis
${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$	${}^{14}_7\text{N}(\alpha, p){}^{17}_8\text{O}$
${}^9_4\text{Be} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^1_0\text{n}$	${}^9_4\text{Be}(\alpha, n){}^{12}_6\text{C}$
${}^7_3\text{Li} + {}^1_1\text{H} \rightarrow 2{}^4_2\text{He}$	${}^7_3\text{Li}(p, 2\alpha)$
${}^{24}_{12}\text{Mg} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{24}_{11}\text{Na} + {}^1_1\text{H}$	${}^{24}_{12}\text{Mg}(n, p){}^{24}_{11}\text{Na}$

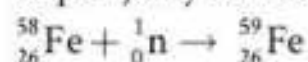
Przykład 3.

Promieniotwórczy kobalt-60 stosowany w terapii raka jest otrzymywany z izotopu żelaza-58 w trzech etapach. W pierwszym etapie bombarduje się izotopy żelaza-58 neutronami. Powstały w ten sposób izotop żelaza-59 w drugim etapie ulega rozpadowi β^- . Na końcu produkt drugiego etapu absorbuje neutrony i powstaje pożądaný produkt. Przedstaw równania przemian jądrowych każdego z etapów.

Rozwiązanie:

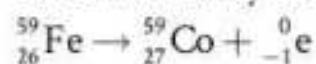
Etap 1.

Zapisujemy równanie reakcji powstawania żelaza-59:



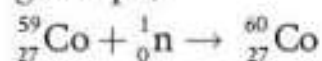
Etap 2.

Przedstawiamy równanie rozpadu β^- żelaza-59:



Etap 3.

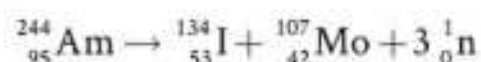
Tworzymy równanie absorpcji neutronów przez kobalt-59 (produkt drugiego etapu):



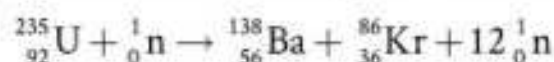
3.4. Rozszczepienie jąder

Niestabilne, duże jądra mogą ulegać rozszczepieniu (rozpadowi) na dwa lub więcej jąder o podobnych masach. Proces ten może być wymuszony. Podczas rozpadu jąder jest wydzielana bardzo duża ilość energii, którą m.in. wykorzystuje się do produkcji energii elektrycznej w elektrowniach jądrowych.

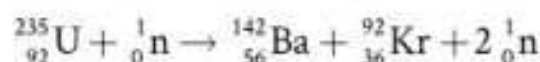
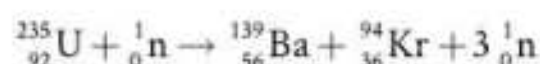
Samorzutne rozszczepienie jądra przedstawiono w poniższym równaniu:



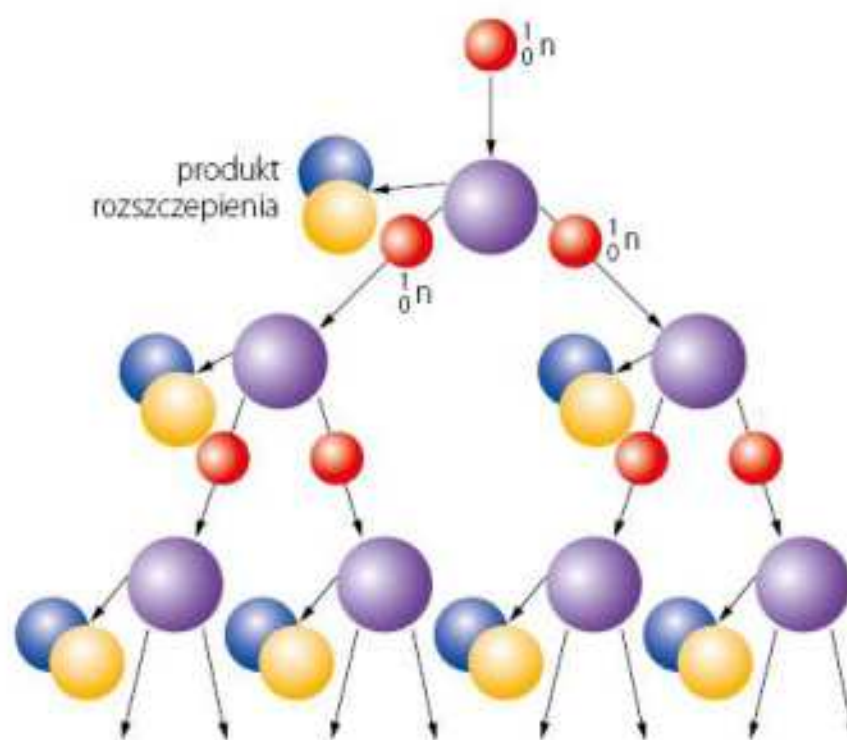
Rozpad można wymusić poprzez bombardowanie ciężkiego jądra neutronami. W ten sposób przebiega jedna z wielu reakcji w bombie atomowej:



Jeszcze inne reakcje to:



W tym przypadku wymuszone rozszczepienie kolejnych jąder uranu może trwać nadal bez dostarczania neutronów z zewnątrz, gdyż w wyniku rozpadu powstają neutrony, które podtrzymują dalszy proces rozpadu. Gdy po zainicjowaniu reakcja przebiega swobodnie, kaskada uwolnionych neutronów wywołuje kolejne rozszczepienia i w krótkim czasie (ułamku sekundy) dochodzi do przemiany całego dostępnego uranu (rys. 3.4.). Dochodzi do eksplozji jądrowej, a ilość energii w niej uwalnianej jest miliony razy większa niż ma to miejsce podczas eksplozji zwykłych materiałów wybuchowych.



Rys. 3.4. Raz zainicjowana reakcja rozszczepienia jąder zachodzi samorzutnie w wyniku uwalniania się neutronów.

W elektrowniach jądrowych, w których zachodzą w podobny sposób reakcje rozpadu jąder (${}_{92}^{235}\text{U}$, ${}_{92}^{233}\text{U}$ czy ${}_{94}^{239}\text{Pu}$), tworzy się odpowiednie zabezpieczenia, aby zapobiec niekontrolowanym reakcjom. Mianowicie stosuje się małe stężenia promieniotwórczych pierwiastków w paliwie jądrowym, a pręty z paliwem umieszcza się w materiale spowalniającym neutrony, które w razie potrzeby łatwo mogą zostać wychwycone przez jądra innych pierwiastków (np. boru, kadmu) tworzących tzw. pręty kontrolne wprowadzane w razie konieczności do reaktora.



Rys. 3.5. W elektrowniach jądrowych uzyskaną energię powstającą w wyniku kontrolowanego rozszczepienia jąder zużywa się do napędzania turbin parowych uruchamiających generatory prądu elektrycznego.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

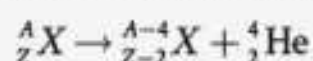
- Wybierz właściwe wyrazy, aby zdania były prawdziwe. Uzupełniony tekst zapisz w zeszycie. Zmiany, którym ulegają jądra atomowe, noszą nazwę reakcji (atomowych/chemicznych/jądrowych). W wyniku rozpadu jąder izotopów promieniotwórczych powstają zawsze atomy (tego samego/innego) pierwiastka. W wyniku rozpadu α powstaje jądro atomu o (większej/mniejszej) liczbie nukleonów. W wyniku rozpadu β^- powstaje jądro atomu o (większej/mniejszej) liczbie protonów.
- Zapisz w zeszycie równanie rozpadu α polonu-211.
- Zapisz w zeszycie równanie rozpadu β^- sodu-24.
- Ułóż w zeszycie równanie reakcji jądrowej opisanej skróconym zapisem ${}^{14}_7\text{N}(n, p){}^{14}_6\text{C}$.
- Uzupełnij równanie reakcji jądrowej: ${}^{240}_{94}\text{Pu} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{243}_{96}\text{X} + Y$

PODSUMOWANIE LEKCJI

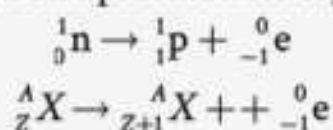
s. 17 ▶

Pierwiastki w przyrodzie			
trwale $Z \leq 83$ (oprócz technetu i prometu)		promieniotwórcze $Z > 83$ oraz technet ($Z = 43$) i promet ($Z = 61$)	
zawierają jeden trwały izotop, np. Al, Co	występują w postaci więcej niż jednego trwałego izotopu	składają się z nietrwałych (niestabilnych) izotopów	w różnym czasie ulegają rozpadowi na izotopy innych pierwiastków

s. 18 ▶ • Rozpad α – emisja cząstki α (${}^4_2\text{He}$) przez niestabilne jądro:



s. 20 ▶ • Rozpad β^- – neutron emituje elektron i przekształca się w proton:



4. Okres półtrwania

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz definicję okresu półtrwania (czasu połowicznego rozpadu);
- nauczysz się obliczać zmianę masy promieniotwórczego nuklidu w określonym czasie, znając jego okres półtrwania;
- dowiesz się, co to jest datowanie radiowęglowe.

W 1986 r. miał miejsce wybuch w elektrowni jądrowej w Czarnobylu na Ukrainie. Doszło wówczas do emisji znacznych ilości substancji promieniotwórczych i skażenia okolicznych terenów. Niektóre promieniotwórcze izotopy, takie jak jod-131, po kilku miesiącach od katastrofy znikły prawie zupełnie, ale inne, jak cez-137 czy stront-90, nadal stwarzają zagrożenie. Od czego to zależy?

Rys. 4.1. W Czarnobylu w wyniku błędu człowieka doszło do największej katastrofy w dziejach energetyki jądrowej.



4.1. Co to jest czas połowicznego rozpadu?

Izotopy promieniotwórcze rozpadają się z różną szybkością. Proces ten może trwać ułamki sekund, ale zdarza się, że nie zakończy się przed upływem miliarda lat. Wielkością, która charakteryzuje szybkość rozpadu, jest **czas połowicznego rozpadu** – czyli czas, w którym następuje rozpad połowy ilości danego izotopu.

◀ czas połowicznego rozpadu

Czas połowicznego rozpadu (inaczej: okres półtrwania, okres połowicznego zaniku) – czas, w którym połowa początkowej liczby jąder atomowych pierwiastka promieniotwórczego się rozpada. Oznaczany jest jako $T_{1/2}$.

Okresy półtrwania obejmują szeroki przedział czasu (tab. 4.1.).

Tab. 4.1. Okresy połowicznego zaniku wybranych pierwiastków promieniotwórczych

Izotop	$T_{1/2}$
aktyn-223	2 minuty
cez-137	30,17 lat
ferm-244	3,3 ms
jod-131	8,05 dnia
kobalt-60	5,26 lat
potas-40	$1,26 \cdot 10^9$ lat
rad-226	$1,6 \cdot 10^3$ lat

Izotop	$T_{1/2}$
radon-222	3,8 dnia
stront-90	28,1 lat
tryt (wodór-3)	12,3 lat
uran-235	$7,1 \cdot 10^8$ lat
uran-238	$4,5 \cdot 10^9$ lat
węgiel-14	$5,73 \cdot 10^3$ lat
węgiel-15	2,4 s



Przykład 1.

Jod-131 jest stosowany w medycynie w leczeniu nadczynności tarczycy. Jego czas połowicznego rozpadu wynosi 8 dób. W ampulce znajduje się 10 g tego izotopu. Oszacuj, ile jodu-131 pozostanie w próbce po 44 dniach.

Rozwiązanie:

Szacujemy liczbę 8-dniowych cykli mieszczących się w 44 dniach:

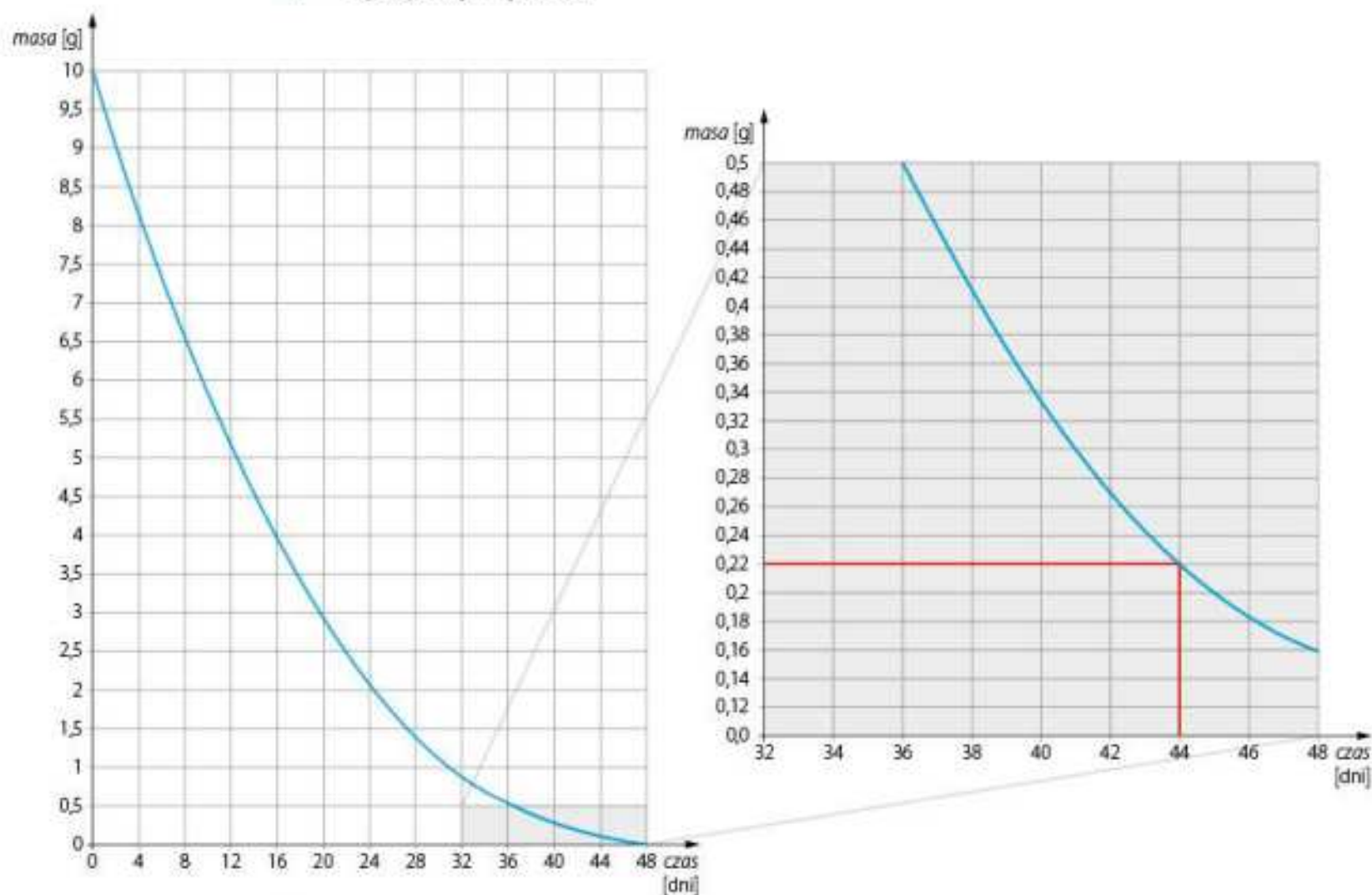
$$\frac{44}{8} = 5 \text{ cykli i 4 dni.}$$

$$10 \text{ g} \xrightarrow[1]{8 \text{ dni}} 5 \text{ g} \xrightarrow[2]{8 \text{ dni}} 2,5 \text{ g} \xrightarrow[3]{8 \text{ dni}} 1,25 \text{ g} \xrightarrow[4]{8 \text{ dni}} 0,625 \text{ g} \xrightarrow[5]{8 \text{ dni}} 0,3125 \text{ g} \xrightarrow[6]{8 \text{ dni}} 0,15625 \text{ g}$$

Sporządzamy tabelę z wyznaczonymi wartościami:

Czas [dni]	8	16	24	32	40	48
Masa próbki [g]	5	2,5	1,25	0,625	0,3125	0,15625

Rysujemy wykres:



Rozpatrujemy jego odpowiedni fragment i odczytujemy przedział wartości masy próbki.

Odpowiedź:

Po 44 dniach masa jodu-131 będzie mieścić się w przedziale 0,22–0,23 g.

4.2. Wykorzystanie okresu półtrwania w datowaniu materiałów pochodzenia organicznego

Przykładem wykorzystania wiedzy na temat czasu połowicznego rozpadu promieniotwórczych izotopów w wyznaczaniu wieku obiektów jest datowanie radiowęglowe (rys. 4.2.). Polega ono na pomiarze proporcji między nietrwałym izotopem promieniotwórczym węgla ^{14}C a trwałymi izotopami ^{12}C i ^{13}C w materiale organicznym (np. w wyrobach z drewna, szczątkach ludzkich lub zwierzęcych). W atmosferze ziemskiej obok trwałych izotopów węgla występuje także nietrwały izotop, który ulega powolnemu rozpadowi ($T_{1/2} = 5,73 \cdot 10^3$ lat). Wraz z trwałymi izotopami jest on asymilowany przez rośliny i zwierzęta. Procesy oddychania i odżywiania sprawiają, że skład izotopowy węgla w organizmach żywych jest stały. W przypadku obumarcia organizmu stężenie ^{14}C maleje proporcjonalnie do upływu lat. Na przestrzeni wieków skład izotopowy węgla w przyrodzie ożywionej nie ulegał większym zmianom, dlatego określenie w badanym materiale stosunku węgla-14 do pozostałych trwałych izotopów pozwala oszacować czas, jaki upłynął od momentu śmierci organizmu.

Radiowęglowa metoda datowania służy do szacowania czasu istnienia próbek o wieku do około 50 tysięcy lat. Po tym czasie zawartość węgla-14 jest już tak niska (ok. 0,24%), że nie pozwala na wykonanie właściwych pomiarów.

Rys. 4.2. Oznaczanie zawartości ^{14}C wymaga skomplikowanej aparatury pomiarowej. Spektrometr „Compact Carbon AMS” służący do pomiarów naturalnych stężeń ^{14}C , zainstalowany w Centrum Uniwersyteckim „Laboratorium ^{14}C AMS” na Uniwersytecie im. Adama Mickiewicza w Poznaniu.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij, dlaczego po ponad 40 latach od katastrofy w Czarnobylu nadal występuje skażenie promieniotwórczymi izotopami w pobliżu reaktora, w którym nastąpił wybuch.
2. Okres półtrwania promieniotwórczego nuklidu ^{90}Sr wynosi 28 lat. Określ, po ilu latach z próbki o masie 1 g pozostanie mniej niż 1 mg.
3. Oblicz, ile mg fermu-244 pozostanie w próbce o masie 100 g po czasie 0,5 minuty, jeśli okres półtrwania tego izotopu wynosi 3,3 s.
4. Oceń, w którym preparacie pozostanie po 100 dniach więcej promieniotwórczego nuklidu: w 1 g ^{210}Bi ($T_{1/2} = 5$ dni) czy w 0,5 g ^{234}Th ($T_{1/2} = 24$ dni).
5. Oszacuj, ile co najmniej czasu upłynęło od momentu włożenia 1 g izotopu ^{60}Co do ampulki, skoro obecnie w naczyniu pozostało 6,25% początkowej masy. Czas połowicznego zaniku kobaltu-60 wynosi 5,26 lat.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 25 ▶ • $T_{1/2}$, czas połowicznego rozpadu (okres półtrwania, okres połowicznego zaniku, czas połowicznego zaniku) to czas, w którym połowa początkowej liczby jąder atomowych pierwiastka promieniotwórczego się rozpada.
- s. 25 ▶ • Czas połowicznego rozpadu jest cechą charakterystyczną danego izotopu promieniotwórczego i nie zależy od czynników zewnętrznych (np. temperatury, ciśnienia). Izotop, niezależnie od tego, czy znajduje się w stanie czystym, czy związanym w związku chemicznym, ma jeden czas połowicznego zaniku.
- s. 25 ▶ • Na podstawie znajomości okresu półtrwania można oszacować, ile izotopu pozostanie (lub ubędzie) w próbce po określonym czasie:

$$\text{masa próbki} \xrightarrow{T_{1/2}} \frac{1}{2} \text{masy próbki} \xrightarrow{T_{1/2}} \frac{1}{4} \text{masy próbki} \xrightarrow{T_{1/2}} \frac{1}{8} \text{masy próbki} \xrightarrow{T_{1/2}} \frac{1}{16} \text{masy próbki}$$

5. Mol i masa molowa

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz definicje pojęć: *mol* i *masa molowa*;
- nauczysz się obliczać masę molową związków chemicznych o podanych wzorach lub nazwach na podstawie mas atomowych pierwiastków je tworzących;
- będziesz wyznaczać liczbę atomów lub cząsteczek w podanej masie pierwiastka lub związku chemicznego;
- dowiesz się, w jaki sposób ustalić liczbę moli znajdującą się w określonej masie substancji.

Jubilerzy do określania masy kamieni szlachetnych używają pojęcia karatu, którego wielkość wynosi 0,2 g. Producenci papieru sprzedają jego arkusze w ryzach, czyli paczkach po 500 sztuk. Do opisu jednostek pamięci komputera informatycy używają słowa „bajt” oznaczającego jednostkę składającą się z 8 bitów. Wymienione tu miary są wykorzystywane tylko w określonych dziedzinach życia, nikt nie przedstawia swojej wagi w karatach, nie liczy ludzi w ryzach, nie mówi, że poznał 3 bajty ciekawostek. Także chemia ma właściwą tylko dla niej jednostkę, która dotyczy liczby sztuk atomów, cząsteczek, jonów itp.



karat = 0,2 g



ryza = 500 sztuk



1 bajt = 8 bitów

Rys. 5.1. W różnych dziedzinach życia są stosowane odpowiednie do danej sytuacji jednostki miary.

5.1. Pojęcie mola

Do liczenia atomów, cząsteczek i innych obiektów o porównywalnych rozmiarach używamy specjalnej jednostki zwanej **molem**. 1 mol zawiera liczbę indywidualów chemicznych, np. atomów, cząsteczek, jonów, równą liczbie atomów węgla C-12* znajdujących się w 12 g tego pierwiastka. Liczba ta została wyznaczona doświadczalnie i jest nazywana **liczbą Avogadra** (stałą Avogadra), a oznacza się ją jako N_A . Ma ona wartość w przybliżeniu równą $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, co oznacza liczbę ok. sześciuset dwóch tryliardów dwustu bilionów drobin chemicznych. Jest stałą fizyczną wyrażoną w jednostce mol^{-1} , gdyż określa liczbę sztuk znajdujących się w jednym molu.

◀ liczba Avogadra

* C-12 lub ^{12}C – zapisy oznaczają atom węgla, który w jądrze zawiera 12 nukleonów (6 protonów i 6 neutronów).

Mol – międzynarodowa jednostka liczności materii wykorzystywana w obliczeniach chemicznych. To taka liczba drobin materii, np. atomów, cząsteczek, jonów, jaka jest zawarta w 12 g izotopu węgla ^{12}C – $6,022 \cdot 10^{23}$ sztuk.

◀ mol



Odległość do najbliższej nam gwiazdy jest równa ok. 15 bilionów centymetrów ($1 \text{ bilion} = 10^{12}$).

Liczbę włosów na głowie przeciętnego człowieka szacuje się na kilkaset tysięcy (10^5), czyli $1,66 \cdot 10^{-18}$ mola.

Liczba atomów siarki to ok. $6,02 \cdot 10^{23}$, czyli 1 mol siarki.

Rys. 5.2. Liczba atomów w 1 molu substancji jest nieporównywalnie większa od liczby włosów na głowie przeciętnego człowieka i liczby centymetrów, która dzieli Ziemię od najbliższej nam gwiazdy.

Wartość stałej Avogadra można wyznaczyć doświadczalnie. Liczba ta ma 24 cyfry, ale dokładnie określono jedynie kilka początkowych (tu podano 4). Jak duża jest to liczba (rys. 5.2.)? Jeśli przyjmiemy podobną gęstość zaludnienia, jak na naszej planecie, to ułożenie 1 mola ludzi wymagałoby zasiedlenia ponad 150 bilionów podobnych planet!

Liczba moli cząstek (n) jest związana z liczbą cząstek (N) poprzez stałą Avogadra

w następujący sposób: $n = \frac{N}{N_A}$.



Przykład 1.

Oblicz, ile moli stanowi $1,807 \cdot 10^{24}$ cząsteczek wody.

Rozwiązanie:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{N_{\text{H}_2\text{O}}}{N_A} = \frac{1,807 \cdot 10^{24}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} \approx 3 \text{ mol}$$

Odpowiedź:

Podana liczba cząsteczek wody stanowi ok. 3 mole.

Uwaga: Chemicy często używają sformułowań typu: mol żelaza, mol amoniaku. Są one nieprecyzyjne, ale utrwały się w literaturze chemicznej. Poprawnie należałoby powiedzieć: mol atomów żelaza, mol cząsteczek amoniaku.

Przykład 2.

Oblicz, ile cząsteczek glukozy znajduje się w próbce stanowiącej 0,5 mola glukozy $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Rozwiązanie:

$$N_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \approx 0,5 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \approx 3,01 \cdot 10^{23}$$

Odpowiedź:

W 0,5 mola glukozy znajduje się $3,01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek.

5.2. Masa molowa

Masę 1 mola atomów lub cząsteczek dowolnej substancji nazywa się **masą molową** tej substancji. Oznaczamy ją wielką literą M i wyrażamy w $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Masy molowe pierwiastków można znaleźć w układzie okresowym, np. masa molowa sodu

masa molowa
pierwiastka

► (masa 1 mola jego atomów) wynosi: $M_{\text{Na}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. **Masa molowa pierwiastka** jest równa liczbowo masie atomowej tego pierwiastka, a obie te wielkości różnią się tylko jednostką:

6,94
11 Na Sód 23,00
19 K

Liczba 23 może jednocześnie oznaczać:

- masę 1 atomu sodu = 23 u
- masę 1 mola (czyli $6,022 \cdot 10^{23}$) atomów sodu = $23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Masa molowa (M) – masa jednego mola drobin substancji chemicznej wyrażona w gramach. Z definicji mola i atomowej jednostki masy wynika, że wartości masy molowej i masy atomowej pierwiastka są równe. Jednostką masy molowej jest:

$$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Masa mola drobin to iloczyn liczby drobin i masy jednej drobin.

$$\begin{aligned} \text{masa mola} &= \frac{\text{liczba drobin}}{\text{drobin}} \cdot \frac{\text{masa jednej}}{\text{drobin}} \\ \text{czyli:} \quad M &= N_A \cdot m_X \end{aligned}$$

Przykład 3.

Wykaż, że masa 1 mola atomów argonu jest równa liczbowo jego masie atomowej. Do rozwiązywania zadania posłuż się danymi zawartymi w układzie okresowym.

Rozwiązanie:

Aby rozwiązać to zadanie, należy obliczyć średnią masę pojedynczego atomu wyrażoną w gramach, a następnie pomnożyć przez liczbę atomów zawartą w 1 molu (liczbę Avogadra).

Etap 1.

Zapisujemy wartość masy atomowej atomu argonu (z układu okresowego):

$$m_{\text{Ar}} = 39,95 \text{ u.}$$

Etap 2.

Wiedząc, że $1 \text{ u} = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ g}$, obliczamy średnią masę pojedynczego atomu argonu:

$$39,95 \text{ u} \cdot 1,66057 \cdot 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{u}} = 6,63397715 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Etap 3.

Mnożymy masę pojedynczego atomu przez liczbę Avogadra:

$$6,63397715 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 39,95 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Odpowiedź:

Masa 1 mola atomów argonu wynosi 39,95 g ($M_{\text{Ar}} = 39,95 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$).

Masę molową dowolnego związku chemicznego obliczamy na podstawie jego wzoru: dodajemy masy molowe pierwiastków, których symbole występują we wzorze związku, mnożąc je przez liczby odpowiadające indeksom stechiometrycznym, np. masa molowa węglanu amonu wynosi:

$$\begin{aligned} M_{(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3} &= 2 \cdot M_{\text{N}} + 8 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{C}} + 3 \cdot M_{\text{O}} = \\ &= 2 \cdot 14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 8 \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 96,11 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$



Przykład 4.

Oblicz masę molową następujących związków chemicznych (z dokładnością do 0,01 g):

- a) NO, b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3$,
 d) siarczanu(VI) potasu, e) dichlorometanu.

Rozwiązanie:

$$\text{a) } M_{\text{NO}} = M_{\text{N}} + M_{\text{O}} = 14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 30,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} &= 3 \cdot M_{\text{Ca}} + 2 \cdot M_{\text{P}} + 8 \cdot M_{\text{O}} = \\ &= 3 \cdot 40,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 30,97 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 8 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 310,18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{c) } M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3} &= M_{\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2} = 4 \cdot M_{\text{C}} + 8 \cdot M_{\text{H}} + 2 \cdot M_{\text{O}} = \\ &= 4 \cdot 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 8 \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 88,12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{d) } M_{\text{K}_2\text{SO}_4} &= 2 \cdot M_{\text{K}} + M_{\text{S}} + 4 \cdot M_{\text{O}} = \\ &= 2 \cdot 39,10 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 32,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 174,27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{e) } M_{\text{CH}_2\text{Cl}_2} &= M_{\text{C}} + 2 \cdot M_{\text{H}} + 2 \cdot M_{\text{Cl}} = \\ &= 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 35,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 84,93 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

Masa próbki (m) substancji chemicznej jest związana z liczbą moli następującą zależnością:

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

Przykład 5.

Oblicz, ile atomów siarki znajduje się w próbce o masie 160,4 g.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli atomów siarki w próbce:

$$n_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{160,4 \text{ g}}{32,07 \text{ g/mol}} \approx 5 \text{ mol}$$

Etap 2.

Wykonujemy obliczenia:

$$N_{\text{S}} = n_{\text{S}} \cdot N_{\text{A}} \approx 5 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \approx 3,01 \cdot 10^{24}$$

Odpowiedź:

Liczba atomów siarki w próbce wynosi ok. $3,01 \cdot 10^{24}$.

Przykład 6.

Wyznacz liczbę:

- a) moli atomów tlenu,
 b) moli wszystkich atomów zawartych w 17,1 g sacharozy ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).



Rozwiązanie:

Obliczamy masę molową sacharozy, a następnie liczbę moli:

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 \cdot 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 22 \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 11 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 342,34 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{17,1 \text{ g}}{342,34 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol}$$

- a) W 1 molu cząsteczek sacharozy jest 11 moli atomów tlenu, więc w 0,05 mola sacharozy znajduje się $11 \cdot 0,05 = 0,55$ mola atomów tlenu.
- b) W 1 molu cząsteczek sacharozy jest sumarycznie $12 + 22 + 11 = 45$ moli atomów C, H i O, zatem 0,05 mola sacharozy zawiera $45 \cdot 0,05 = 2,25$ mola wszystkich atomów.

Przykład 7.

W ilu gramach azotu (N_2) jest tyle samo atomów, co w 37,6 g tlenku potasu (K_2O)?

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli atomów znajdujących się w próbce 37,6 g tlenku potasu:

$$M_{K_2O} = 2 \cdot 39,10 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 94,20 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{K_2O} = \frac{37,6 \text{ g}}{94,20 \text{ g/mol}} = 0,40 \text{ mol}$$

W 1 molu K_2O znajdują się sumarycznie 3 mole atomów K i O, więc 0,40 mola K_2O zawiera 1,20 mola wszystkich atomów:

$$n_K + n_O = 3 \cdot 0,40 \text{ mol} = 1,20 \text{ mol}$$

Etap 2.

Z warunków zadania:

$$n_N = n_K + n_O = 1,20 \text{ mol}$$

Ponieważ azot występuje w formie cząsteczek dwuatomowych, przeliczamy liczbę moli azotu:

$$n_{N_2} = \frac{1}{2} n_N = 0,60 \text{ mol}$$

Etap 3.

Obliczamy masę tej ilości azotu:

$$M_{N_2} = 2 \cdot 14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 28,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_{N_2} = 0,60 \text{ mol} \cdot 28,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 16,81 \text{ g}$$

Odpowiedź:

W 16,81 gramach azotu jest tyle samo atomów, co w 37,6 g tlenku potasu.



Przykład 8.

Określ procentowy skład masowy związku o wzorze sumarycznym CH_5N .

Rozwiązanie:

Wyznaczamy masę molową tego związku:

$$M_{\text{CH}_5\text{N}} = 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 5 \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 14,01 = 31,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

1 mol CH_5N zawiera 1 mol atomów węgla (12,01 g), 5 moli atomów wodoru (5,05 g) i 1 mol atomów azotu (14,01 g). Skład pierwiastkowy możemy obliczyć za pomocą proporcji:

$31,07 \text{ g CH}_5\text{N} - 100\%$	$31,07 \text{ g CH}_5\text{N} - 100\%$	$31,07 \text{ g CH}_5\text{N} - 100\%$
$12,01 \text{ g C} - x\%$	$5,05 \text{ g H} - y\%$	$14,01 \text{ g N} - z\%$
$x\% = 38,7\%$	$y\% = 16,2\%$	$z\% = 45,1\%$

Odpowiedź:

Związek o podanym wzorze sumarycznym składa się więc z 38,7% masowych węgla, 16,2% masowych wodoru i 45,1% masowych azotu.

Przykład 9.

Ustal nazwę trójwartościowego pierwiastka, jeśli wiadomo, że masa molowa jego tlenku jest równa $101,96 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Rozwiązanie:

Oznaczmy symbol szukanego pierwiastka przez X. Wówczas tlenek, o którym mowa, ma wzór sumaryczny X_2O_3 . Rozwiązujemy równanie z niewiadomą masą molową pierwiastka:

$$2 \cdot M_X + 3 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 101,96 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \text{ stąd } M_X = 26,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \text{ czyli } X = \text{Al}$$

Odpowiedź:

Pierwiastkiem tym jest glin.

Masy molowe jonów obliczamy w ten sam sposób, co masy molowe atomów pierwiastków i związków chemicznych. Ładunek jonów wynika bowiem z nadmiaru lub niedomiaru elektronów, których masa jest pomijalnie mała w porównaniu z masami atomów i cząsteczek.

Przykład 10.

Dopuszczalne stężenie anionów siarczanowych(VI) SO_4^{2-} w wodzie pitnej wynosi 200 mg w 1 dm^3 . Oblicz, ile anionów siarczanowych(VI) może się znaleźć w 1 dm^3 wody pitnej.

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli jonów SO_4^{2-} .

Wyrażamy w gramach masę anionów siarczanowych(VI):

$$m_{\text{SO}_4^{2-}} = 200 \text{ mg} = 0,2 \text{ g}$$

Obliczamy masę molową jonów SO_4^{2-} :

$$M_{\text{SO}_4^{2-}} = 32,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 96,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Stąd:

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = \frac{m_{\text{SO}_4^{2-}}}{M_{\text{SO}_4^{2-}}} = \frac{0,2 \text{ g}}{96,07 \text{ g/mol}^{-1}} = 2,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Etap 2.

Liczba anionów SO_4^{2-} w 1 dm^3 wody pitnej:

$$N_{\text{SO}_4^{2-}} = n_{\text{SO}_4^{2-}} \cdot N_A = 2,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,25 \cdot 10^{21}$$

Odpowiedź:

W 1 dm^3 wody pitnej znajduje się ok. $1,25 \cdot 10^{21}$ anionów siarczanowych(VI).

Przykład 11.

Oblicz masę 2 milimoli tlenku wapnia.

Rozwiązanie:

$$n_{\text{CaO}} = 2 \text{ mmol} = 0,002 \text{ mol}$$

$$M_{\text{CaO}} = 40,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 56,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_{\text{CaO}} = n_{\text{CaO}} \cdot M_{\text{CaO}} = 0,002 \text{ mol} \cdot 56,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 0,11 \text{ g}$$

Odpowiedź:

Masa 2 milimoli tlenku wapnia jest w przybliżeniu równa 0,11 g.

Przykład 12.

Która próbka zawiera więcej atomów: 1 g tlenu cząsteczkowego czy 1 g ozonu?

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę atomów tlenu w tlenie cząsteczkowym:

$$M_{\text{tlenu}} = 2 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{tlenu}} = \frac{1 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$N_{\text{tlenu}} = 2 \text{ atomy} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 3,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 3,76 \cdot 10^{22} \text{ atomy}$$

Etap 2.

Wyznaczamy liczbę atomów tlenu w ozonie:

$$M_{\text{ozonu}} = 3 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 48 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{ozonu}} = \frac{1 \text{ g}}{48 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,08 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$N_{\text{ozonu}} = 3 \text{ atomy} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 2,08 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 3,76 \cdot 10^{22} \text{ atomy}$$

Odpowiedź:

Obie próbki zawierają taką samą liczbę atomów.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Podaj wartość:

- | | |
|---------------------------------------|-------------------------------------|
| a) masy atomowej azotu, | b) masy molowej atomów azotu, |
| c) masy molowej azotu cząsteczkowego, | d) masy cząsteczki azotu w gramach. |

2. Oblicz masy molowe poniższych substancji (wynik podaj z dokładnością do 0,1 g).

- | | | | |
|---------|----------------------|--------------------|--|
| a) woda | b) kwas siarkowy(VI) | c) CuSO_4 | d) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ |
|---------|----------------------|--------------------|--|

3. Oblicz, ile moli zawiera się w 150 g sacharozy $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

4. Wyznacz masę 2 kilomoli ozonu O_3 .

5. Oblicz, ile milimoli stanowią 4 g paracetamolu o wzorze sumarycznym $\text{C}_8\text{H}_9\text{NO}_2$.

6. Spośród podanych próbek: 12 g chloru, 9 g tlenku azotu(III), 8 g tlenku węgla(IV) wskaż tę, która zawiera:

- | | |
|--------------------------|----------------------|
| a) najwięcej cząsteczek, | b) najwięcej atomów. |
|--------------------------|----------------------|

7. Muskaryna ($\text{C}_9\text{H}_{20}\text{NO}_2$) jest silnie trującym alkaloidem występującym m.in. w muchomorze czerwonym. Już 35 mg tego związku może doprowadzić do śmierci dorosłego człowieka. Oblicz, ile cząsteczek muskaryny znajduje się w tej dawce.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 29 ▶ • Mol to zbiór N_A cząstek materii (drobin), gdzie $N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ oznacza liczbę Avogadra.
- s. 31 ▶ • Masę molową nazywamy wyrażoną w gramach masę jednego mola cząstek materii. Jednostką masy molowej jest g/mol.

6. Objętość molowa gazów. Prawo Avogadra

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest liczba Avogadra;
- poznasz treść prawa Avogadra;
- nauczysz się obliczać, jaką objętość zajmuje 1 mol dowolnego gazu w warunkach normalnych;
- obliczysz liczbę moli gazu w określonej jego objętości w warunkach normalnych;
- wyznacysz objętość dowolnej masy gazu w warunkach normalnych;
- dowiesz się, jak ustalić gęstość gazu w warunkach normalnych.

Czy ta sama ilość różnych substancji bądź tych samych substancji w różnych stanach zajmuje tę samą objętość? Intuicja podpowiada nam, że nie.

Taki wniosek wypływa także z codziennych obserwacji. Zamarzająca woda rozsada rury, gdyż podczas krzepnięcia zwiększa swoją objętość. Z kolei wydobywająca się z czajnika para wodna rozprzestrzenia się po całej kuchni. Woda – zależnie od stanu skupienia – różni się stopniem upakowania cząsteczek. W parze wodnej cząsteczki znajdują się daleko od siebie i słabo ze sobą oddziałują, dlatego mogą się przemieszczać na duże odległości. W ciekłej wodzie między cząsteczkami pojawiają się słabe oddziaływania elektrostatyczne, które powodują, że cząsteczki zbliżają się do siebie. W strukturze lodu występują układy cząsteczek utrzymywane za pomocą wiązań wodorowych, dlatego objętość lodu różni się od objętości zajmowanej przez ciekłą wodę. Aby odpowiedzieć na postawione we wstępie pytanie, wykonajcie doświadczenie.

Doświadczenie 1.

Opis:

Korzystając z układu okresowego, oblicz masę molową następujących substancji: wody H_2O , propanolu C_3H_7OH , siarki S , tlenku magnezu MgO , manganianu(VII) potasu $KMnO_4$. Następnie odważ próbki zawierające po 1 molu każdej z tych substancji. Porównaj objętości próbek.



woda propanol



siarka



tlenek magnezu



manganian(VII) potasu

Próbki zawierające po jednym molu wody, propanolu, siarki, tlenku magnezu, manganianu(VII) potasu w warunkach standardowych ($25^{\circ}C$, 100 kPa).

Obserwacje:

Objętość zajmowana przez 1 mol różnych substancji stałych i ciekłych w tych samych warunkach otoczenia jest różna.

Wnioski:

Objętość molowa drobin zależy od substancji i jej struktury wewnętrznej, czyli od rodzaju budujących substancję atomów, jonów lub cząsteczek oraz ich sposobu upakowania w przestrzeni.

Czy ten wniosek jest słuszny także dla substancji gazowych, które nie mają uporządkowanej struktury wewnętrznej? Aby odpowiedzieć na to pytanie, wprowadzimy pojęcie objętości molowej. Dla cieczy i ciał stałych stosujemy jako jednostkę objętości centymetr sześcienny (cm^3), inaczej mililitr (ml), a dla gazów – decymetr sześcienny (dm^3), inaczej litr (l). Jednostką objętości molowej jest

więc, analogicznie jak masy molowej, cm^3/mol lub dm^3/mol . Objętość molową można obliczyć, korzystając z zależności:

$$V_m = \frac{M}{d},$$

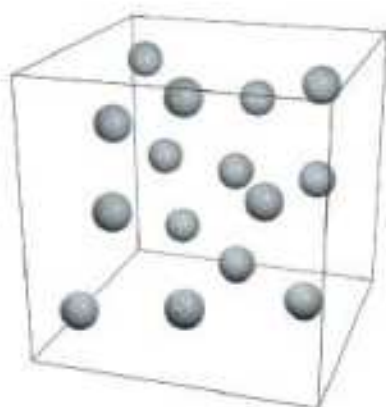
gdzie: M – masa molowa, d – gęstość substancji.

objętość molowa ▶ **Objętość molowa** (V_m) – objętość, jaką zajmuje 1 mol drobin substancji w określonych warunkach ciśnienia i temperatury.

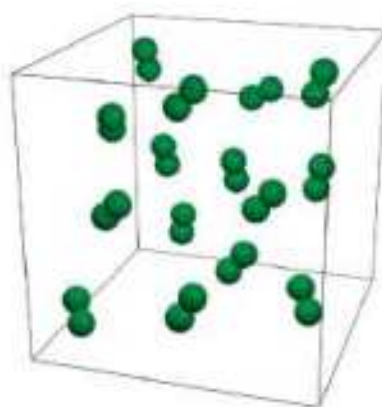
Tab. 6.1. Obliczanie objętości molowej wybranych substancji gazowych w warunkach normalnych

Gaz	Masa molowa M [g/mol]	Gęstość d [g · dm ⁻³]	Objętość molowa V_m [dm ³ · mol ⁻¹]
wodór H ₂	2,02	0,090	22,4
metan CH ₄	16,05	0,717	22,4
tlen O ₂	32,00	1,429	22,4
chlorowodór HCl	36,55	1,639	22,4
jodowodór HI	127,9	5,789	22,4
ksenon Xe	131,3	5,851	22,4

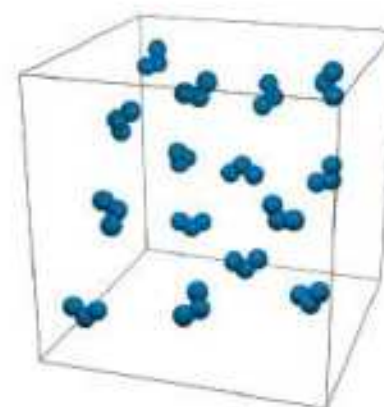
warunki normalne ▶ W tabeli przedstawiono dane pozwalające obliczyć objętości molowe wybranych pierwiastków gazowych i związków chemicznych w **warunkach normalnych** (temperatura $T = 273,15 \text{ K}$, $p = 101,325 \text{ kPa} = 1013,25 \text{ hPa}$). Do obliczeń wykorzystujemy wartość ich gęstości oraz masy molowej. Z tabeli 6.1. wynika, że objętości molowe różnych gazów w warunkach normalnych są do siebie zbliżone i wynoszą około $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$. Objętość gazu (V) jest więc związana z liczbą moli (n) i objętością molową (V_m) następującą zależnością: $n = \frac{V}{V_m}$. Relację pomiędzy jednakową liczbą moli (n) i objętością opisał po raz pierwszy Amadeo Avogadro w sformułowaniu nazwanym **prawem Avogadra**.



1 mol atomów argonu
 $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów =
 $= 22,4 \text{ dm}^3 = 39,95 \text{ g}$



1 mol atomów chloru
 $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek =
 $= 22,4 \text{ dm}^3 = 70,90 \text{ g}$



1 mol atomów ozonu
 $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek =
 $= 22,4 \text{ dm}^3 = 48,00 \text{ g}$

Rys. 6.1. Ilustracja prawa Avogadra: w tej samej objętości (np. $22,4 \text{ dm}^3$) różnych gazów (np. argonu, chloru i ozonu) znajduje się jednakowa liczba cząstek (np. 1 mol).

Warto pamiętać, że objętość molowa gazów zmienia się znacząco wraz z temperaturą (rośnie wraz z nią).

Prawo Avogadra – równe objętości różnych gazów w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury zawierają jednakową liczbę cząsteczek (lub atomów) ◀ prawo Avogadra

Przykład 1.

Oblicz, ile moli siarkowodoru znajduje się w $5,6 \text{ dm}^3$ tego gazu w warunkach normalnych.

Rozwiązanie:

Objętość molowa gazu w warunkach normalnych $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$. Mamy więc:

$$n = \frac{5,6 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

Odpowiedź:

W $5,6 \text{ dm}^3$ siarkowodoru jest 0,25 mola gazu.

Przykład 2.

Oblicz objętość, jaką zajmuje 10 g wodoru w warunkach normalnych.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli wodoru. Masa molowa wodoru cząsteczkowego:

$$M_{\text{H}_2} = 2,02 \text{ g/mol. } 10 \text{ g wodoru stanowi } n_{\text{H}_2} = \frac{10 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol}$$

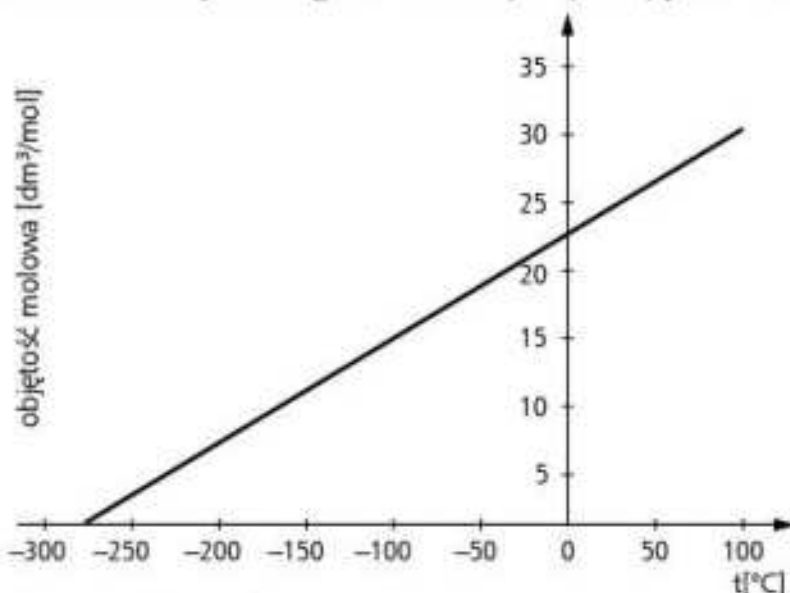
Etap 2.

Obliczamy objętość:

$$V_{\text{H}_2} = 5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol} = 112 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź:

W warunkach normalnych 10 g wodoru zajmuje objętość równą 112 dm^3 .



Rys. 6.2. Zależność objętości molowej gazów od temperatury.



Przykład 3.

Oblicz gęstość powietrza w warunkach normalnych.

Rozwiązanie:

W zadaniu nie podano informacji o ilości powietrza (nie jest ona potrzebna), więc dla uproszczenia obliczeń możemy przyjąć, że $V = 1 \text{ dm}^3$. Wówczas z warunków zadania wynika, że: $V_{\text{N}_2} \approx 0,8 \text{ dm}^3$ i $V_{\text{O}_2} \approx 0,2 \text{ dm}^3$.

Etap 1.

Wyznaczamy kolejno liczby moli azotu i tlenu:

$$n_{\text{N}_2} = \frac{0,8 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 0,0357 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{0,2 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 0,0089 \text{ mol}$$

Etap 2.

Obliczamy masy obu gazów oraz łączną objętość mieszaniny. Masy molowe (odpowiednio: azotu i tlenu) wynoszą: $M_{\text{N}_2} = 28,02 \text{ g/mol}$, $M_{\text{O}_2} = 32,00 \text{ g/mol}$. Stąd:

$$m_{\text{N}_2} = 0,0357 \text{ mol} \cdot 28,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 1,00 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}_2} = 0,0089 \text{ mol} \cdot 32,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 0,28 \text{ g}$$

$$m = 1,00 \text{ g} + 0,28 \text{ g} = 1,28 \text{ g}$$

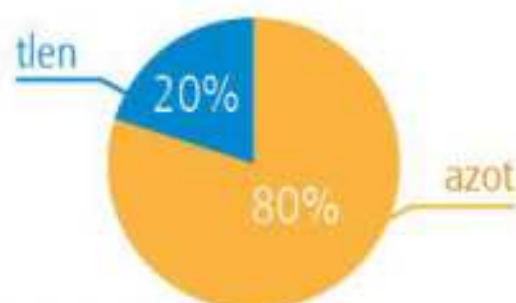
Etap 3.

Gęstość powietrza obliczymy ze znanej z lekcji fizyki zależności:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{1,28 \text{ g}}{1 \text{ dm}^3} = 1,28 \text{ g/dm}^3$$

Odpowiedź:

Gęstość powietrza w warunkach normalnych wynosi ok. $1,28 \text{ g/dm}^3$.



Rys. 6.3. Skład procentowy powietrza (w uproszczeniu).

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Oblicz objętość, jaką zajmuje $3,011 \cdot 10^{24}$ cząsteczek tlenu w warunkach normalnych.
- Oblicz objętości próbek:
 - 1 mola atomów miedzi o gęstości $8,96 \text{ g/cm}^3$,
 - 1 mola atomów siarki o gęstości $2,07 \text{ g/cm}^3$,
 - 1 mola atomów węgla o gęstości $2,27 \text{ g/cm}^3$.Uszereguj substancje pod względem malejącej objętości molowej.

3. Oblicz objętości próbek gazowych (w warunkach normalnych):
 - a) 3,11 kilomola amoniaku,
 - b) 0,14 milimola dwutlenku węgla,
 - c) $4,15 \cdot 10^{22}$ atomów argonu.
4. Gęstość pewnej substancji gazowej wynosi $1,52 \text{ g/cm}^3$ w warunkach normalnych. Ustal masę molową tej substancji. Czy może ona należeć do rodziny gazów szlachetnych?
5. Oblicz, jaką objętość zajmie w warunkach normalnych 14 g dwutlenku węgla.
6. Określ, ile razy gęstość sześćfluorku wolframu WF_6 , będącego najcięższym gazem w warunkach normalnych, jest większa od gęstości wodoru – najlżejszego gazu w tych warunkach.
7. Podaj nazwę gazu, który w warunkach normalnych występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych, a jego gęstość wynosi $3,17 \text{ g/dm}^3$.

PODSUMOWANIE LEKCJI

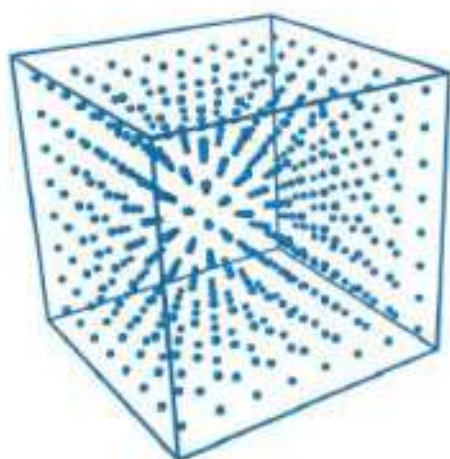
- Ciała stałe i ciecze różnią się objętością molową, która zależy od wewnętrznej struktury ▶ s. 38 substancji.
- Objętość molowa gazu zależy tylko od warunków ciśnienia i temperatury. Nie ma na nią ▶ s. 38 wpływu rodzaj gazu.
- Według prawa Avogadra gazy charakteryzują się zbliżonymi wartościami objętości molo- ▶ s. 39 wej. W warunkach normalnych wynosi ona ok. $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

7. Równanie Clapeyrona

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz definicję gazu doskonałego;
- dowiesz się, jakie są zależności pomiędzy różnymi parametrami gazu: ciśnieniem, temperaturą, liczbą moli, objętością (równanie Clapeyrona);
- nauczysz się wykorzystać równanie Clapeyrona do obliczeń jednego z parametrów gazu na podstawie trzech pozostałych.

Prawo Avogadra dotyczy gazów pozostających w określonych warunkach ciśnienia i temperatury. Bardzo często mamy jednak do czynienia z gazami w temperaturze pokojowej i pod ciśnieniem różniącym się od 1013 hPa. W jaki sposób można obliczyć objętość molową gazu w dowolnych warunkach? Aby odpowiedzieć na to pytanie, wprowadzimy model gazu doskonałego.



Rys. 7.1. Gaz doskonały jest zbiorem cząstek punktowych wypełniających zbiornik o danej objętości.

Gaz doskonały – zbiór identycznych, fikcyjnych cząstek punktowych (niemających objętości) o niezerowej masie. Zakłada się, że w zbiorniku o danej objętości mogą się one poruszać swobodnie, nie oddziałując ze sobą (rys. 7.1.).

Cząstki gazu zderzają się nieustannie ze sobą i ze ściankami naczynia, wymieniając pęd. Zderzenia cząstek fikcyjnego gazu są doskonale sprężyste, tzn. energia cząstek podczas zderzenia jest zachowana. Cząstki gazu doskonałego nie oddziałują ze sobą na odległość, czyli poza momentami zderzeń z innymi cząstkami.

Trzeba podkreślić, że taki gaz nie istnieje w rzeczywistości. Jednak zachowanie większości gazów, które znamy z laboratorium, nie odbiega znacząco od modelu gazu doskonałego, co stanowi uzasadnienie dla jego stosowania.

parametry
opisujące stan
gazowy

Na podstawie prowadzonych w XIX w. badań nad zachowaniem gazów stwierdzono, że stan dowolnego gazu opisują trzy parametry: ciśnienie (p), objętość (V) oraz temperatura (T). Objętość gazu jest odwrotnie proporcjonalna do ciśnienia gazu w stałej temperaturze i wprost proporcjonalna do temperatury bezwzględnej gazu. To oznacza, że gdy zmniejszymy objętość dowolnej porcji gazu, to ciśnienie wywierane na ścianki zbiornika zwiększy się proporcjonalnie do tej zmiany. Gdy natomiast podwyższymy temperaturę gazu o określonej objętości, to proporcjonalnie zwiększy się ciśnienie w układzie.

Clapeyron zauważył, że dla dowolnej ilości gazu istnieje zależność pomiędzy trzema wspomnianymi parametrami stanu gazu:

$$\frac{pV}{T} = \text{const.}$$

Wartość ta jest proporcjonalna do ilości gazu wyrażonej na przykład w postaci liczby moli (n):

$$\frac{pV}{T} \sim n$$

Gdy do powyższej zależności wprowadzimy współczynnik proporcjonalności zwany stałą gazową (R), otrzymamy zależność:

$$\frac{pV}{T} = nR$$

Po obustronnym przemnożeniu tego równania przez temperaturę (T), uzyskamy równanie stanu gazu doskonałego, zwane też równaniem Clapeyrona:

$$pV = nRT$$

równanie stanu
gazu doskonałego

Zależność tę idealnie spełnia gaz doskonały, a w przybliżeniu dotyczy ona wszystkich gazów rzeczywistych. W równaniu tym n jest liczbą moli gazu

w zbiorniku, $R = 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ to stała gazowa, ciśnienie wyrażamy w paskalach

(Pa), temperaturę w kelwinach (K), a objętość – w metrach sześciennych (m^3).

Przykład 1.

Stosując równanie Clapeyrona, oblicz objętość molową gazu doskonałego:

a) w warunkach normalnych, b) w warunkach standardowych.

Warunki normalne: $t = 0^\circ\text{C}$ ($T = 273,15 \text{ K}$), $p = 101\,325 \text{ Pa}$ (101,325 kPa)

◀ warunki normalne

Warunki standardowe: $t = 25^\circ\text{C}$ ($T = 298,15 \text{ K}$) $p = 100\,000 \text{ Pa}$ (100,00 kPa)

◀ warunki standardowe

Rozwiązanie:

Etap 1.

Przekształcamy równanie Clapeyrona ze względu na szukaną wielkość – objętość (V):

$$V = \frac{nRT}{p}$$

Etap 2.

Wypisujemy znane wielkości i uzgadniamy ich wymiar:

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$R = 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$T = 273,16 \text{ K}$$

$$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$\text{a) } V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,0224 \text{ m}^3 = 22,4 \text{ dm}^3,$$

$$\text{stąd } V_m = 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

$$\text{b) } T = 25^\circ\text{C} = (25 + 273,15) = 298,15 \text{ K}$$

$$V = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273,5 \text{ K}}{100000 \text{ Pa}} = 0,0248 \text{ m}^3,$$

$$\text{stąd } V_m = 24,8 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

Odpowiedź:

Objętość molowa gazu doskonałego w warunkach normalnych wynosi

$$22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}, \text{ a w warunkach standardowych } - 24,8 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}.$$



Przykład 2.

W zbiorniku o objętości 100 dm^3 ogrzano $2,5$ mola tlenu do temperatury 120°C . Oblicz ciśnienie, jakie się ustaliło w tym gazie.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Przeliczamy odpowiednio jednostki:

$$V = 100 \text{ l} = 100 \text{ dm}^3 = 0,1 \text{ m}^3$$

$$n = 2,5 \text{ mola}$$

$$T = 120^\circ\text{C} = (120 + 273,15) \text{ K} = 393,15 \text{ K}$$

Etap 2.

Traktujemy tlen jako gaz doskonały i z równania Clapeyrona obliczamy ciśnienie:

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{2,5 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 393,15 \text{ K}}{0,1 \text{ m}^3} =$$

$$= 8,172 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 817,2 \text{ hPa}$$

Odpowiedź:

Ciśnienie tlenu w zbiorniku wynosi $817,2 \text{ hPa}$.

Przykład 3.

Oblicz masę molową gazu, jeżeli jego gęstość w temperaturze $439,5 \text{ K}$ pod ciśnieniem 2000 hPa wynosi $1,53 \text{ g/dm}^3$.

Rozwiązanie:

$$T = 439,5 \text{ K}, p = 2\,000 \text{ hPa} = 200\,000 \text{ Pa}, d = 1,53 \text{ g/dm}^3 = 1530 \text{ g/dm}^3$$

Ze znanej zależności $d = \frac{M}{V_m}$ otrzymujemy:

$$M = d \cdot V_m = \frac{dRT}{p} = \frac{1530 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 439,5 \text{ K}}{200\,000 \text{ Pa}} = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Odpowiedź:

Masa molowa tego gazu wynosi 28 g/mol .

Przykład 4.

Oblicz objętość, jaką zajmie 150 kg amoniaku pod ciśnieniem 200 kPa w temperaturze 38 K .

$$1 \text{ hPa} = 0,1 \text{ kPa} = 100 \text{ Pa}$$

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli amoniaku:

$$m_{\text{NH}_3} = 150 \text{ kg} = 1,5 \cdot 10^5 \text{ g}$$

$$M_{\text{NH}_3} = 14,01 \text{ g/mol} + 3 \cdot 1,01 \text{ g/mol} = 17,04 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{1,5 \cdot 10^5 \text{ g}}{17,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8803 \text{ mol} \approx 8,8 \text{ kmol}$$

Etap 2.

Z równania Clapeyrona obliczamy objętość, jaką zajmuje ta ilość amoniaku w podanych warunkach:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{8803 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 38 \text{ K}}{200000 \text{ Pa}} \approx 13,9 \text{ m}^3$$

Odpowiedź:

Amoniak w tych warunkach zajmie $13,9 \text{ m}^3$.

Przykład 5.

Ustal, czy 1 mol amoniaku pod ciśnieniem 870 hPa w temperaturze 298 K zmieści się w zbiorniku o pojemności $22,4 \text{ dm}^3$.

Rozwiązanie:

Obliczamy objętość amoniaku w podanych warunkach ciśnienia i temperatury:

$$V_{\text{NH}_3} = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{87000 \text{ Pa}} \approx 0,0285 \text{ m}^3 =$$

$$= 28,5 \text{ dm}^3$$

Objętość amoniaku jest większa niż pojemność zbiornika.

Odpowiedź:

W temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 870 hPa 1 mol amoniaku nie zmieści się w zbiorniku o pojemności $22,4 \text{ dm}^3$.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wymień dwie różnice, z powodu których gazy rzeczywiste odbiegają od założeń modelu gazu doskonałego.
2. Oblicz, ile cząsteczek znajduje się w 120 m^3 pary wodnej w temperaturze wrzenia wody pod ciśnieniem normalnym.
3. Oblicz gęstość tlenku węgla(IV) w temperaturze 300 K pod ciśnieniem 2000 hPa.
4. Wyznacz masę amoniaku, która zajmuje objętość 200 cm^3 w temperaturze 100°C pod ciśnieniem atmosferycznym (1013,25 hPa).
5. Ustal, jak zmieni się temperatura gazu, jeżeli:
 - a) dwukrotnie zmniejszymy jego objętość przy stałym ciśnieniu,
 - b) trzykrotnie zwiększymy ciśnienie przy stałej objętości.
6. Podaj przykład warunków ciśnienia i temperatury różnych od warunków normalnych, dla których objętość molowa gazu jest równa $22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 42 ▶ • Równanie Clapeyrona wyraża zależność pomiędzy parametrami gazu doskonałego: temperaturą bezwzględną (T), ciśnieniem (p) i objętością (V). Równanie to jest wynikiem rozważań nad teoretycznym modelem gazu doskonałego złożonego z nieoddziałujących ze sobą cząstek punktowych.

$$pV = nRT$$
$$R = 8,314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

- s. 42 ▶ • Za pomocą równania stanu gazu doskonałego możemy obliczyć jeden z czterech parametrów (p , V , T lub n) na podstawie znajomości wartości trzech pozostałych.

8. Ustalanie wzoru związku chemicznego

NA TEJ LEKCJI:

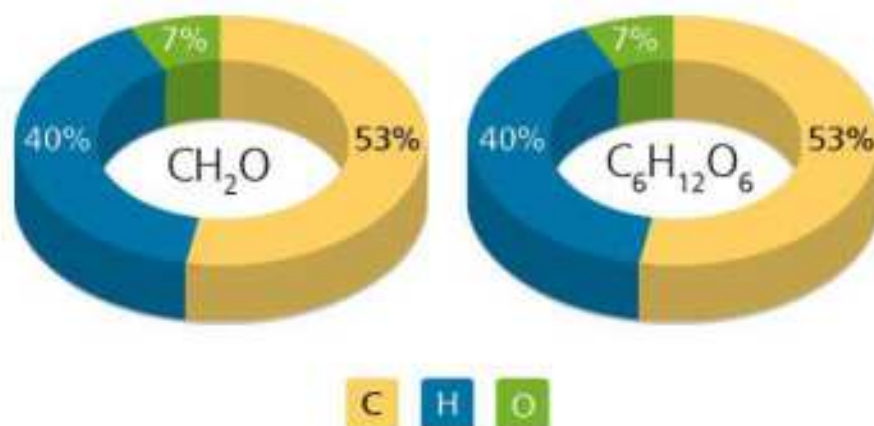
- dowiesz się, co to jest wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego;
- nauczysz się obliczać skład procentowy związku chemicznego;
- wyznaczysz wzór empiryczny związku na podstawie jego składu procentowego lub stosunku masowego pierwiastków go tworzących;
- odkryjesz, w jaki sposób ustalić wzór rzeczywisty związku chemicznego na podstawie składu procentowego lub stosunku masowego pierwiastków oraz masy molowej lub (w przypadku gazów) objętości molowej.

Czy prawa stechiometrii, które omawialiśmy w poprzednich rozdziałach, mają zastosowanie do obliczeń związanych ze składem związku chemicznego? Czy możliwe jest ustalenie wzoru sumarycznego związku?

8.1. Pojęcie wzoru empirycznego i rzeczywistego

Istnieją w chemii techniki analityczne, dzięki którym chemicy mogą określić rodzaj pierwiastków tworzących dany związek chemiczny oraz ich stosunki ilościowe (procent masowy każdego z pierwiastków w związku chemicznym). Na podstawie tych informacji ustala się wzór związku, który jest nazywany wzorem empirycznym. Przedstawia on stosunek atomów danego rodzaju w związku wyrażony najmniejszymi liczbami całkowitymi. Nie zawsze wzór ten odzwier-

ciędlu rzeczywisty skład cząsteczki związku. Przykład metanolu i glukozy dobrze obrazuje to zjawisko. Skład procentowy obu tych związków jest identyczny (rys. 8.1.). Wzór empiryczny obu substancji ustalony na podstawie składu masowego jest jednakowy: CH_2O . Jednak tylko w przypadku metanolu wzór ten odpowiada rzeczywistemu składowi cząsteczki związku. Natomiast cząsteczkę glukozy, która składa się z 6 atomów węgla, 12 atomów wodoru i 6 atomów tlenu, opisuje inny wzór: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, który nosi miano wzoru rzeczywistego.



Rys. 8.1. Procentowy skład masowy metanolu (CH_2O) i glukozy ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) jest jednakowy.

W tabeli 8.1. przedstawiono wzory empiryczne i rzeczywiste przykładowych substancji kowalencyjnych i jonowych.

Tab. 8.1. Wzory empiryczne i rzeczywiste przykładowych substancji

Rodzaj substancji	Nazwa	Wzór empiryczny	Wzór rzeczywisty
substancje kowalencyjne	eten	CH_2	C_2H_4
	propen	CH_2	C_3H_6
	woda	H_2O	H_2O
	nadtlenek wodoru	HO	H_2O_2
	tlenek azotu(V)	N_2O_5	N_2O_5
	tlenek fosforu(V)	P_2O_5	P_4O_{10}
substancje jonowe	jodek sodu	NaI	NaI
	siarczek magnezu	MgS	MgS
	bromek żelaza(III)	FeBr_3	FeBr_3
	chlorek baru	BaCl_2	BaCl_2
	tlenek wapnia	CaO	CaO

W przypadku związków o strukturze jonowej oba wzory są jednakowe, gdyż wzór rzeczywisty przedstawia stosunek liczby kationów do anionów.

Wzór rzeczywisty – wzór sumaryczny, który odzwierciedla faktyczne liczby atomów w cząsteczce związku chemicznego lub podaje stosunek liczby kationów do liczby anionów. ◀ wzór rzeczywisty

Wzór empiryczny – wzór sumaryczny, w którym proporcje ilościowe pomiędzy poszczególnymi pierwiastkami są wyrażone za pomocą najmniejszych liczb całkowitych. ◀ wzór empiryczny

8.2. Wyznaczanie wzoru empirycznego związku

Na podstawie składu procentowego związku chemicznego możemy wyznaczyć jego wzór empiryczny.

Przykład 1.

Po spaleniu próbki 12 g związku organicznego złożonego jedynie z węgla, wodoru i tlenu otrzymano 17,6 g dwutlenku węgla i 7,2 g wody. Ustal skład procentowy i wzór empiryczny tego związku.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Obliczamy ilość węgla i wodoru:

$$m_C = \frac{12 \text{ g/mol} \cdot 17,6 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 4,8 \text{ g}, \quad m_H = \frac{2,02 \text{ g/mol} \cdot 7,2 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}}$$

Etap 2.

Masę tlenu otrzymamy po odjęciu masy węgla i wodoru od masy próbki:

$$m_O = 12 \text{ g} - 4,8 \text{ g} - 0,8 \text{ g} = 6,4 \text{ g}$$

Etap 3.

Obliczamy skład procentowy związku:

$$\%(\text{C}) = \frac{4,8 \text{ g} \cdot 100\%}{12 \text{ g}} = 40\%, \quad \%(\text{H}) = \frac{0,8 \text{ g} \cdot 100\%}{12 \text{ g}} = 6,7\%,$$

$$\%(\text{O}) = 100\% - 40\% - 6,7\% = 53,3\%$$

Etap 4.

Wzór empiryczny ustalimy na podstawie liczby moli węgla, wodoru i tlenu:

$$n_C = \frac{4,8 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 0,4 \text{ mol}, \quad n_H = \frac{0,8 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 0,8 \text{ mol},$$

$$n_O = \frac{6,4 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 0,4 \text{ mol}$$

$$\text{Mamy więc: } n_C : n_H : n_O = 0,4 : 0,8 : 0,4 = 1 : 2 : 1.$$

Odpowiedź:

Wzór empiryczny tego związku ma postać CH_2O .

Przykład 2.

Znajdź wzór empiryczny tlenku azotu, który zawiera 30,4% azotu.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczby moli azotu i tlenu, np. w 100 g tlenku. W tej próbce znajduje się 30,4 g azotu i 69,6 g tlenu. Stąd:

$$n_N = \frac{30,4 \text{ g}}{14,01 \text{ g/mol}} = 2,17 \text{ mol}, \quad n_O = \frac{69,6 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 4,35 \text{ mol}$$

Etap 2.

Sprowadzamy liczby moli azotu i tlenu do najprostszych liczb całkowitych:

$$n_N : n_O = 2,17 : 4,35 \approx 1 : 2$$

Odpowiedź:

Wzór empiryczny tego tlenku ma postać NO_2 .

8.3. Wyznaczanie wzoru rzeczywistego związku

Aby znaleźć wzór rzeczywisty związku, potrzebna jest znajomość jego masy molowej.

Przykład 3.

Znajdź wzór rzeczywisty tlenku azotu opisanego w poprzednim przykładzie, wiedząc, że jego masa molowa wynosi 92,02 g/mol.

Rozwiązanie:

Wzór rzeczywisty tego tlenku ma postać N_nO_{2n} , gdzie n jest liczbą naturalną.

Wyrażamy masę molową jako funkcję n :

$$M_{\text{N}_n\text{O}_{2n}} = 14,01n + 2 \cdot 16,00n = 46,01n.$$

Możemy teraz obliczyć n z równania: $n = 2$.

Odpowiedź:

Wzór rzeczywisty tego tlenku ma postać N_2O_4 .

Przykład 4.

Wyznacz wzór rzeczywisty gazu utworzonego przez węgiel, wodór i siarkę. W jego cząsteczkach stosunek masowy jest następujący: $\text{C} : \text{H} : \text{S} = 3 : 1 : 8$, a 1 cm^3 tego gazu w warunkach normalnych ma masę 2,1428 mg.

Rozwiązanie:

W pierwszej kolejności obliczamy masę $22,4 \text{ dm}^3$ tego gazu, która będzie odpowiadać jego masie molowej. Następnie na podstawie stosunków masowych ustalimy liczbę gramów poszczególnych pierwiastków tworzących 1 mol związku i ich liczbę moli.

Etap 1.

Wyznaczamy masę $22,4 \text{ dm}^3$ gazu, wiedząc, że:

$$22,4 \text{ dm}^3 = 22,4 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$$

$$2,1428 \text{ mg} = 2,1428 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$\text{masa molowa gazu} = 22,4 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 \cdot 2,1428 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 47,998 \text{ g} \approx 48 \text{ g}$$

Etap 2.

Obliczamy masę C, H i S wynikającą z ich stosunków wagowych:

$$\text{masa C, H i S} = 3 \text{ g} + 1 \text{ g} + 8 \text{ g} = 12 \text{ g}$$

Etap 3.

Liczba 48 jest czterokrotnie większa od 12. Dlatego mnożymy stosunek masowy przez 4 i uzyskujemy masy poszczególnych pierwiastków tworzących 1 mol gazu:

$$\frac{48}{12} = 4$$

$$C : H : S = 3 \text{ g} : 1 \text{ g} : 8 \text{ g} = 12 \text{ g} : 4 \text{ g} : 32 \text{ g}$$

Etap 4.

Wyznaczamy liczbę moli poszczególnych pierwiastków:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{12 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

$$n_H = \frac{m_H}{M_H} = \frac{4 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol}$$

$$n_S = \frac{m_S}{M_S} = \frac{32 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

Odpowiedź: Rzeczywisty wzór gazu to CH_4S .

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wybierz trzy dowolne łańcuchowe alkeny i określ ich wzór empiryczny.
- Wyjaśnij, dlaczego w przypadku związków jonowych wzór empiryczny i rzeczywisty są zawsze identyczne.
- Oblicz masowy skład procentowy azotanu(V) amonu o wzorze NH_4NO_3 .
- Ustal wzór empiryczny związku siarki z żelazem, jeśli wiadomo, że z 16,8 g żelaza otrzymano 26,4 g tego związku.
- Po spaleniu 7 g pewnego związku o masie cząsteczkowej $28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ zawierającego węgiel i wodór uzyskano 11,2 dm³ dwutlenku węgla (w warunkach normalnych). Ustal wzór rzeczywisty tego związku.
- W wyniku spalania w tlenie 7,5 g związku węgla, wodoru i tlenu o masie cząsteczkowej $60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ otrzymano 16,5 g dwutlenku węgla i 9 g wody. Ustal wzór rzeczywisty tego związku.
- Tlenek azotu(IV) jest gazem o czerwono-brunatnej barwie. W temperaturze poniżej 147 °C ulega dimeryzacji i staje się bezbarwnym gazem. Ilość produktu dimeryzacji stopniowo wzrasta wraz z obniżaniem się temperatury. Zapisz wzory rzeczywiste i empiryczne obu postaci tego tlenku.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 47 ▶ • Wzór rzeczywisty związku chemicznego odzwierciedla rzeczywiste liczby atomów poszczególnych typów w danej cząsteczce.
- s. 47 ▶ • Wzór empiryczny określa liczby atomów w cząsteczce za pomocą stosunku najmniejszych możliwych liczb całkowitych.

9. Stechiometryczny stosunek reagentów

NA TEJ LEKCJI:

- nauczysz się wyznaczać molowy, masowy i objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów w reakcji chemicznej;
- dowiesz się, jak dokonywać interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów);
- będziesz obliczać na podstawie równań reakcji liczby moli, masy substratów i produktów, objętości gazów w warunkach normalnych, po zmieszaniu substratów w stosunku stechiometrycznym.

Często interesuje nas, zwłaszcza podczas planowania procesów technologicznych, jak dużo produktu powstanie w reakcji chemicznej z określonej ilości substratów. Równie istotne jest pytanie o ilość substratów, których musimy użyć, aby otrzymać żadaną ilość produktu. Obliczenia, jakich dokonujemy, aby znaleźć odpowiedzi na te pytania, noszą nazwę stechiometrycznych (od greckich słów: *stoicheion* – składnik i *metro* – mierzę).

Doświadczenie (pokaz) 1.

Opis:

Do parownicy nasyp ok. 0,5 g chlorku amonu o wzorze sumarycznym NH_4Cl i ogrzewaj przez mniej więcej 5 minut w płomieniu palnika.

Obserwacje:

Ilość stałego chlorku amonu w parownicy zmniejsza się podczas ogrzewania. Nad parownicą pojawiają się smugi białego dymu.

Wnioski:

Chlorek amonu jest nietrwały w podwyższonej temperaturze oraz rozkłada się z wydzielaniem amoniaku i chlorowodoru. Nad parownicą, gdzie jest niższa temperatura, powstałe gazy z powrotem ze sobą reagują. Unoszą się kłęby chlorku amonu, który w powietrzu tworzy układ dyspersyjny zwany dymem.

Z prawa zachowania masy możemy wywnioskować, że w reakcji powstało 0,5 g mieszaniny amoniaku i chlorowodoru.

W tym rozdziale przedstawimy metody, które potrzebne m.in. do obliczenia ilości każdego z gazów wydzielonych w trakcie doświadczenia. Wprowadzimy trzy ważne pojęcia dotyczące



Rys. 9.1. Prawo zachowania masy nie pozwala na obliczenie mas poszczególnych produktów, a jedynie ich sumy.

ilości reagentów biorących udział w reakcji: **molowy, masowy i objętościowy stosunek stechiometryczny**. Pozwalają one na obliczanie ilości substratów oraz proporcji, w jakich należy je zmieszać, aby otrzymać oczekiwaną ilość produktu. Obliczenia stechiometryczne umożliwiają także wyznaczenie spodziewanej ilości produktu na podstawie ilości użytych substratów.

9.1. Molowy stosunek reagentów w reakcji chemicznej

Podczas wcześniejszej nauki chemii spotkaliście się zapewne z molekularną (mikroskopową) interpretacją reakcji chemicznych. Przykładowo z zapisem: „Jedna cząsteczka tlenu reaguje z dwiema cząsteczkami wodoru i powstają dwie cząsteczki wody”.

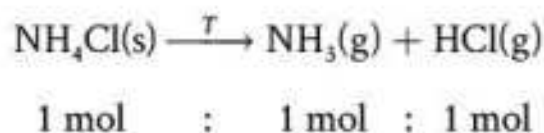
Zapis taki nie oddaje rzeczywistości, gdy mamy do czynienia ze związkami chemicznymi o budowie jonowej.

Dlatego znacznie lepiej jest posługiwać się interpretacją makroskopową wynikającą z molowej stechiometrii równań chemicznych. Na przykład w wypadku reakcji rozkładu termicznego chlorku amonu, zapiszemy: **„Jeden mol chlorku amonu rozkłada się i powstaje jeden mol cząsteczek amoniaku i jeden mol cząsteczek chlorowodoru”**.

stosunek molowy reagentów

Można zatem powiedzieć, że rozkładający się chlorek amonu, powstający amoniak i chlorowódor pozostają względem siebie w **stosunku molowym 1 : 1 : 1**.

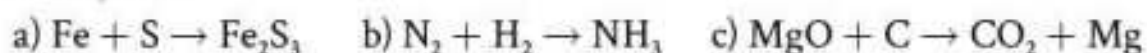
Stosunek ten wynika ze współczynników stechiometrycznych w równaniu reakcji:



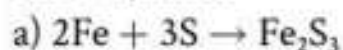
Stosunek molowy reagentów (w skrócie: **stos. mol.**) – w reakcji chemicznej to iloraz ilości tych reagentów wyrażony przez proporcję liczby moli.

Przykład 1.

Dobierz współczynniki w poniższych równaniach reakcji i odczytaj je zgodnie z interpretacją makroskopową. Ustal stosunek molowy reagentów w tych reakcjach.



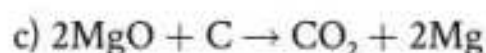
Rozwiązanie:



2 mole atomów żelaza reagują z 3 molami atomów siarki i powstaje 1 mol siarczku żelaza(III). Stosunek molowy 2 : 3 : 1.



1 mol cząsteczek azotu reaguje z 3 molami cząsteczek wodoru i powstają 2 mole cząsteczek amoniaku. Stosunek molowy 1 : 3 : 2.



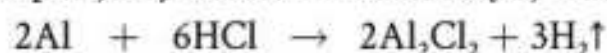
2 mole tlenku magnezu reagują z 1 molem atomów węgla i powstaje 1 mol cząsteczek tlenku węgla(IV) i 2 mole atomów magnezu. Stosunek molowy 2 : 1 : 1 : 2.

Przykład 2.

Oblicz, ile moli glinu należy użyć do reakcji z kwasem solnym, aby otrzymać 7,5 mola wodoru.

Rozwiązanie:

Zapisujemy równanie zachodzącej reakcji:



2 mole : 6 moli stos. mol.

x moli : 7,5 mola z zadania

Po uwzględnieniu stosunku molowego pomiędzy glinem a wodorem (2 : 3)

otrzymujemy proporcję: $\frac{2 \text{ mole}}{x} = \frac{3}{7,5}$

Stąd:

$$n_{\text{Al}} = \frac{2 \cdot 7,5}{3} \text{ mol} = 5 \text{ moli}$$

Odpowiedź:

Do reakcji należy użyć 5 moli glinu.

Przykład 3.

Oblicz, ile gramów magnezu należy użyć do reakcji z siarką, aby otrzymać 0,4 mola siarczku magnezu.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Zapisujemy równanie reakcji siarki z magnezem i wyznaczamy liczbę moli magnezu:



1 mol : 1 mol stos. mol.

x moli : 0,4 mola z zadania

Stąd $x = 0,4$ mola

Etap 2.

Obliczamy masę magnezu:

$$M_{\text{Mg}} = 24,31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, m_{\text{Mg}} = 0,4 \text{ mol} \cdot 24,31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,72 \text{ g}$$

Odpowiedź:

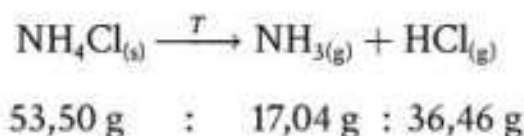
Aby otrzymać 0,4 mola siarczku magnezu, należy użyć do reakcji 9,72 g magnezu.

9.2. Masowy stosunek stechiometryczny reagentów

Omówmy przykład równania reakcji obrazującego powyższe doświadczenie.

masowy stosunek
stechiometryczny

- Posługując się masami molowymi reagentów, możemy to równanie zinterpretować w ten sposób, że chlorek amonu, amoniak i chlorowódor pozostają w stosunku masowym 53,50 : 17,04 : 36,46. W tym przypadku jest to stosunek kolejnych mas molowych, ponieważ: $m = nM$.

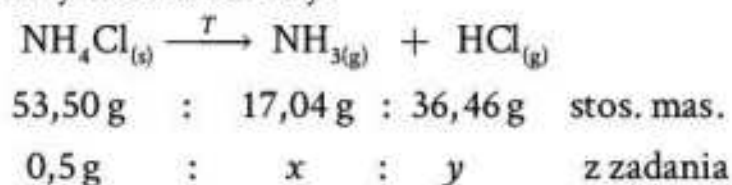


Przykład 4.

Oblicz masy obu gazów powstałych w powyższym doświadczeniu.

Rozwiązanie:

Posługując się masami molowymi reagentów, układamy dwie proporcje, z których obliczamy nieznane masy:



$$\frac{53,50 \text{ g}}{0,5 \text{ g}} = \frac{17,04 \text{ g}}{x}$$

↓

$$x = m_{\text{NH}_3} = \frac{0,5 \text{ g} \cdot 17,04 \text{ g}}{53,50 \text{ g}} = 0,16 \text{ g}$$

$$\frac{53,50 \text{ g}}{0,5 \text{ g}} = \frac{36,46 \text{ g}}{y}$$

↓

$$y = m_{\text{HCl}} = \frac{0,5 \text{ g} \cdot 36,46 \text{ g}}{53,50 \text{ g}} = 0,34 \text{ g}$$

Odpowiedź:

W wyniku rozkładu 0,5 g chlorku amonu powstało 0,16 g amoniaku i 0,34 g chlorowodoru.

proporcje mieszane

- Obliczenia stechiometryczne możemy prowadzić, układając tzw. proporcje mieszane. Aby prawidłowo skonstruować taką proporcję, musicie pamiętać, że:
- w jednej kolumnie mogą się znaleźć wyłącznie wielkości tego samego typu, tzn. objętość pod objętością,
 - masa pod masą,
 - wielkości tego samego typu występujące w jednej kolumnie muszą mieć jednakość jednostki.

Przykład 5.

Oblicz, ile gramów siarki należy spalić w tlenie, aby otrzymać 4,48 dm³ tlenku siarki(IV) odmierzonych w warunkach normalnych.

Rozwiązanie:

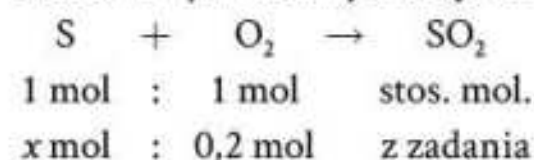
Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli tlenku siarki(IV):

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{4,48 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,2 \text{ mola}$$

Etap 2.

Zapisujemy równanie reakcji i ze stosunku molowego pomiędzy siarką i tlenem wyznaczamy liczbę moli użytej siarki:



Stąd $x = 0,2$ mola

Etap 3.

Obliczamy masę użytej siarki:

$$M_s = 32,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, m_s = 0,2 \text{ mol} \cdot 32,07 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 6,41 \text{ g}$$

Odpowiedź: Aby otrzymać 4,48 dm³ tlenku siarki(IV), należy spalić 6,41 g siarki.



Rys. 9.2. Siarka spala się w tlenie charakterystycznym niebieskim płomieniem.

9.3. Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów gazowych

W dalszej części rozdziału zajmiemy się interpretacją reakcji chemicznych, w których biorą udział reagenty gazowe.

Zgodnie z prawem Avogadra równe liczby cząstek różnych gazów zajmują jednakową objętość w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Jeśli więc reagujące ze sobą gazy odmierzymy w tych samych warunkach, ich stosunek molarowy będzie równy stosunkowi ich objętości.

◀ stosunek objętościowy

Stosunek objętościowy (w skrócie: stos. obj.) reagentów w reakcji chemicznej – iloraz objętości dwóch lub więcej reagentów gazowych odmierzonych w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury.

Przykład 6.

Oblicz objętość tlenu, jakiej trzeba użyć do reakcji z amoniakiem, żeby otrzymać 330 cm³ tlenku azotu(II).

Rozwiązanie:

Zapisujemy równanie reakcji i znajdujemy stosunek stechiometryczny między tlenem i tlenkiem azotu(II):



5 : 4 stos. obj.

x : 330 cm³ z zadania

Z proporcji obliczamy szukaną objętość tlenu:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{5 \cdot 330 \text{ cm}^3}{4} = 412,5 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź:

Do reakcji z amoniakiem trzeba użyć 412,5 cm³ tlenu.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Oblicz, ile moli miedzi potrzeba do otrzymania 0,5 mola tlenku miedzi(I).
2. Oblicz, ile gramów siarki można utlenić do tlenku siarki(IV), jeśli mamy do dyspozycji 0,2 mola tlenu.
3. Oblicz, ile gramów cynku dodano do nadmiaru kwasu solnego, jeśli powstało 439 cm³ wodoru w temperaturze 10°C i pod ciśnieniem atmosferycznym 1013,25 hPa.
4. Sporządź w zeszycie wykres zależności objętości wydzielonego tlenku węgla(IV) od masy węglanu wapnia, który rozpuszczono w nadmiarze mocnego kwasu.
5. Ustal, czy 50 g żelaza wystarczy, aby otrzymać 100 g siarczku żelaza(III) w wyniku bezpośredniej syntezy z pierwiastków.
6. Karbid (węglík wapnia, CaC₂) reaguje z wodą. Produktami tej reakcji są acetylen (etyń, C₂H₂) i wodorotlenek wapnia. Oblicz, ile cząsteczek acetylenu powstało, jeśli do wody dodano 10 g karbidu.
7. Oblicz, ile metrów sześciennych powietrza (w przeliczeniu na warunki normalne), które zawiera 20% objętości tlenu, potrzeba do spalania 3400 m³ propanu o wzorze sumarycznym C₃H₈ do tlenku węgla(IV) i wody.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Reakcjami chemicznymi rządzą prawa, które wynikają z interpretacji mikro- i makroskopowej równań reakcji:

- s. 52 ▶ – Stosunek molowy reagentów jest równy stosunkowi współczynników, które są umieszczone przy wzorach substancji w równaniu reakcji.
- s. 54 ▶ – Stosunek masowy reagentów uwzględnia współczynniki umieszczone przy wzorach substancji w zapisie reakcji chemicznej oraz ich masy molowe.
- s. 55 ▶ – Stosunek objętościowy między reagującymi gazami jest równy stosunkowi molowemu, w jakim one pozostają.

10. Niestechiometryczny stosunek reagentów

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jak obliczać na podstawie równań reakcji liczby moli, masy substratów i produktów, objętości gazów w warunkach normalnych, po zmieszaniu substratów w stosunku niestechiometrycznym.

Po przeczytaniu poprzedniego rozdziału wiecie, że substraty i produkty w reakcji chemicznej pozostają względem siebie w ściśle określonych stosunkach wagowych. Zastanówmy się teraz, ile produktu powstanie, gdy substraty zmieszamy w innym niż stechiometryczny stosunku ilościowym. W tym celu przeprowadźmy doświadczenie.

Doświadczenie 1.

Opis:

Podzielcie się na sześć grup. Niech każda grupa przygotuje roztwór azotanu(V) srebra przez rozpuszczenie 15 g tej soli w 15 cm³ wody. Roztwór należy mieszać bagietką aż do całkowitego rozpuszczenia soli. Następnie przygotujcie w grupach roztwory chlorku potasu, rozpuszczając w podobnej ilości wody odpowiednio: 0,6 g, 0,7 g, 0,8 g, 0,9 g, 1,0 g, 1,1 g soli. Do każdego z powstałych roztworów chlorku potasu dodajcie po 2 cm³ przygotowanego wcześniej roztworu azotanu(V) srebra. Otrzymane osady odsączcie na sączku, przemyjcie destylowaną wodą, a następnie alkoholem, wysuszcie delikatnie suszarką i zważcie na wadze laboratoryjnej.



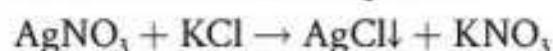
a) Rozpuszczanie azotanu(V) srebra w wodzie, b) sączenie osadu, c) prażenie osadu, d) ważenie osadu.

Obserwacje:

Otrzymano białe osady o różnych masach.

Wnioski:

W doświadczeniu przeprowadzamy reakcję roztworu azotanu(V) srebra z roztworem chlorku potasu:



W reakcji strąca się osad chlorku srebra będącego trudno rozpuszczalną solą.

Masa otrzymanego osadu zależy od ilości użytych substratów.

Tab. 10.1. Masa uzyskanego osadu chlorku srebra w zależności od masy użytego chlorku potasu

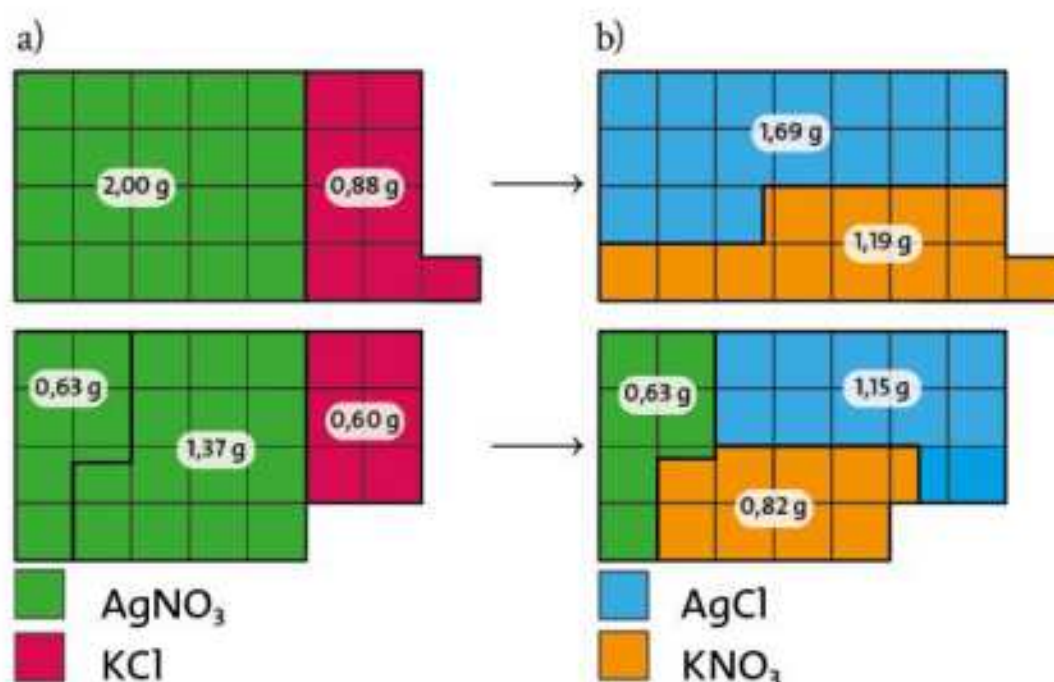
$m(\text{AgNO}_3)$ [g]	$m(\text{KCl})$ [g]	$m(\text{AgCl})$ [g]
2,00	0,60	1,15
2,00	0,70	1,35
2,00	0,80	1,54
2,00	0,90	1,69
2,00	1,00	1,69
2,00	1,10	1,69

Przeanalizujmy teraz dane zawarte w tabeli. Ilość użytego azotanu(V) srebra jest stała i wynosi 2 g. Masa uzyskanego osadu chlorku srebra zwiększa się, gdy dodajemy chlorku potasu, ale tylko do pewnego momentu. Dalsze dodawanie tej soli nie powoduje zwiększenia masy osadu. Nie może być ona większa niż 1,69 g. Na rysunku 10.1. przedstawiono ilości substratów i produktów reakcji po zmieszaniu substratów w stosunku **stechiometrycznym** i **niestechiometrycznym**.

niestechiometryczna ilość substratów

substrat wzięty w niedomiarze

substrat wzięty w nadmiarze



Rys. 10.1. a) Substraty zmieszane w stosunku stechiometrycznym. Oba substraty reagują w całości i powstaje stechiometryczna ilość produktów. b) Substraty zmieszane w stosunku niestechiometrycznym. Azotan(V) srebra jest reagentem nadmiarowym, chlorek potasu użyty w niedomiarze. Po reakcji pozostaje nadmiar azotanu(V) potasu.

Substrat wzięty w niedomiarze – ten z substratów, który reaguje w całości.

Substrat wzięty w nadmiarze – substrat, którego część pozostaje nieprzereagowana po zakończeniu reakcji.

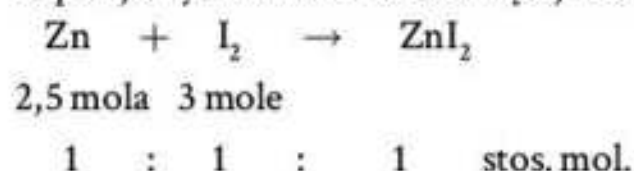


Przykład 1.

Zmieszano 2,5 mola jodu i 3 mole cynku i ogrzano w tyglu. Ustal, czy substraty zostały zmieszane w stosunku stechiometrycznym. Oblicz liczbę moli otrzymanego jodku cynku.

Rozwiązanie:

Zapisujemy równanie zachodzącej reakcji:



Z 2,5 mola jodu może przereagować tylko 2,5 mola cynku, więc cynk został użyty w nadmiarze. W wyniku reakcji powstało 2,5 mola jodku cynku.

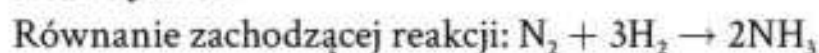
Odpowiedź:

Substraty nie zostały zmieszane w stosunku stechiometrycznym. Po reakcji powstało 2,5 mola jodku cynku.

Przykład 2.

Zmieszano jednakowe objętości azotu i wodoru do syntezy amoniaku. Ustal, czy gazy te zmieszano w stosunku stechiometrycznym.

Rozwiązanie:



Odpowiedź:

Gazy zmieszano w stosunku niestechiometrycznym. Gazy byłyby zmieszane w stosunku stechiometrycznym, gdyby liczba moli wodoru była trzykrotnie większa od liczby moli azotu.

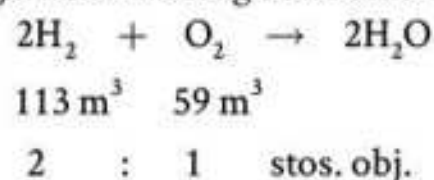
Przykład 3.

Oblicz masę wody, która powstała w wyniku zapalenia mieszaniny 113 m³ wodoru i 59 m³ tlenu w temperaturze 450°C i pod ciśnieniem 80 megapaskali.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Ustalamy, którego z substratów użyto w niedomiarze. W wyniku spalania wodoru w tlenie powstaje woda według równania reakcji:



Do spalania 59 m³ tlenu potrzeba $2 \cdot 59 \text{ m}^3 = 118 \text{ m}^3$ wodoru, więc wodór został użyty w niedomiarze.

Etap 2.

Wyznaczamy liczbę moli wodoru i ze stosunku molowego wodoru do wody obliczamy, ile powstało moli wody oraz jej masę:



$$n_{\text{H}_2} = \frac{pV}{RT} = \frac{8 \cdot 10^7 \text{ Pa} \cdot 113 \text{ m}^3}{8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 723,15 \text{ K}} = 1,504 \cdot 10^6 \text{ mol}$$



$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,504 \cdot 10^6 \cdot 2}{2} = 1,504 \cdot 10^6 \text{ mol}, M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,504 \cdot 10^6 \text{ mol} = 2,7 \cdot 10^7 \text{ g} = 27 \text{ t}$$

Odpowiedź:

W wyniku zapalenia mieszaniny tlenu i wodoru powstało 27 t wody.

Przykład 4.

Do roztworu zawierającego 12 g kwasu siarkowego(VI) dodano 3 g cynku. Oblicz objętość wydzielonego w tej reakcji wodoru (w warunkach normalnych).

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli cynku i kwasu siarkowego(VI) przed reakcją:

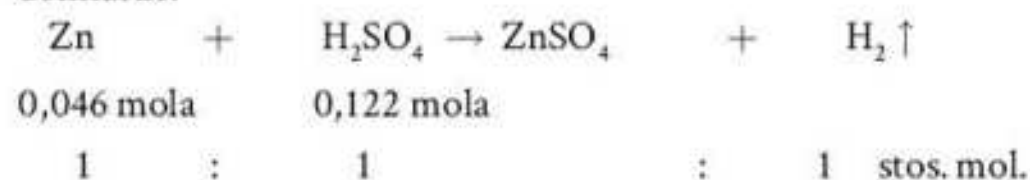
$$M_{\text{Zn}} = 65,39 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, n_{\text{Zn}} = \frac{3 \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} = 0,046 \text{ mola}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 32,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 98,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{12 \text{ g}}{98,9 \text{ g/mol}} = 0,122 \text{ mola}$$

Etap 2.

Na podstawie równania reakcji ustalamy, którego z substratów użyto w nie-
domiarze:



Z 0,046 mola cynku przereaguje tylko 0,046 mola kwasu siarkowego(VI),
więc cynk jest substratem użytym w nie-
domiarze.

Etap 3.

Obliczamy objętość wydzielonego wodoru. Z tej ilości cynku powstanie
0,046 mola cząsteczek wodoru.

Stąd:

$$V_{\text{H}_2} = 0,046 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 1,03 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź:

Wydzieliło się 1,03 dm³ wodoru.

Przykład 5.

Oblicz, ile gramów amoniaku powstanie w reakcji $3,01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek azotu i $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek wodoru.

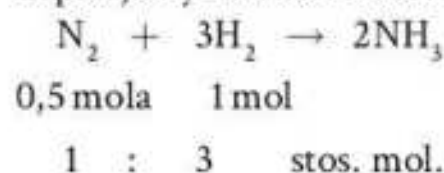
Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczby moli azotu i wodoru i ustalamy, który z substratów został użyty w niedomiarze:

$$n_{N_2} = \frac{3,01 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol}, \quad n_{H_2} = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1 \text{ mol}$$

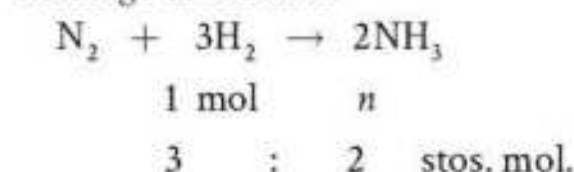
Zapisujemy równanie zachodzącej reakcji:



Z równania reakcji i stosunku molowego azotu do wodoru wynika, że w niedomiarze użyto wodoru ($0,5 : 1 = 1 : 2$).

Etap 2.

Ponownie ze stosunku molowego wyznaczamy liczbę moli oraz masę powstałego amoniaku:



$$n_{NH_3} = \frac{2 \cdot 1 \text{ mol}}{3} = 0,67 \text{ mol}$$

$$M_{NH_3} = 14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 17,04 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_{NH_3} = 17,04 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,67 \text{ mol} = 11,4 \text{ g}$$

Odpowiedź:

W wyniku reakcji powstało ok. 11,4 g amoniaku.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Oblicz objętość tlenku siarki(IV), jaką można otrzymać, dysponując 30 g siarki i 20 dm^3 tlenu (w warunkach normalnych).
2. Zmieszano równe liczby gramów siarki i magnezu. Określ, jakie substancje znajdują się w mieszaninie poreakcyjnej. Wyznacz procentowy skład masowy substancji występujących w tej mieszaninie.
3. Oblicz, ile moli cząsteczek wodoru (w warunkach normalnych) wydzieli się w reakcji $1,204 \cdot 10^{23}$ atomów cynku z roztworem zawierającym 12 g kwasu solnego.

4. Ustal, czy 5 dm³ tlenu wystarczy do całkowitego spalenia (do tlenku węgla(IV) i wody) 2 dm³ etanu o wzorze sumarycznym C₂H₆. Objętości obu gazów odmierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury.
5. Zapalono 100 cm³ mieszaniny zawierającej niestechiometryczne ilości wodoru i tlenu o łącznej masie 0,04 g. Oblicz, ile miligramów wody otrzymano po reakcji, jeżeli gazy odmierzono w temperaturze 350 K i pod ciśnieniem 880 hPa.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 58 ▶ • Substraty w reakcji chemicznej reagują ze sobą w ściśle określonym stechiometrycznym stosunku molowym i masowym (gazy także w określonym stosunku objętościowym).
- s. 58 ▶ • O ilości powstałego produktu decyduje substrat, który występuje w niedomiarze.
- s. 58 ▶ • Nadmiar drugiego substratu pozostaje po reakcji w układzie.

11. Wydajność reakcji chemicznych

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest wydajność reakcji;
- nauczysz się wyznaczać wydajność reakcji na podstawie różnych parametrów dotyczących użytych substratów i powstałych produktów (liczby moli, masy, objętości molowej w przypadku gazów);
- korzystając z równań reakcji i uwzględniając ich wydajności, będziesz wykonywać obliczenia dotyczące: liczby moli, mas substratów i produktów, objętości gazowych substratów i produktów w warunkach normalnych.

Czy w reakcji chemicznej można otrzymać tyle produktów, ile wynika z obliczeń stechiometrycznych? Pytanie to można sformułować inaczej: czy substraty reagują ze sobą całkowicie, czy też jakaś ich część pozostaje w układzie po reakcji?

Odpowiedź najlepiej znają technologowie zajmujący się reakcjami chemicznymi na dużą skalę. Przykładowo podczas syntezy amoniaku z wodorem i azotem otrzymuje się mieszaninę poreakcyjną zawierającą znaczne ilości wodoru i azotu, które nie przereagowały. Także w laboratorium chemicznym często przeprowadzane są reakcje, które nie przebiegają do końca. W chemii organicznej tego typu przemiany są szczególnie częste – przykładem może być znana już wam reakcja estryfikacji.

Przyczynami tego, że na ogół otrzymujemy mniej produktów, niż wynika to z zapisu równania reakcji, mogą być:

przyczyny
zmniejszonej ilości
produktu

- straty reagentów w czasie prowadzenia reakcji (np. związane z operacjami pomocniczymi: przemywaniem, sączeniem i innymi);
- równoczesny przebieg reakcji konkurencyjnych z udziałem tych samych reagentów;
- naturalne ustalanie się równowagi pomiędzy substratami i produktami.

Dla opisu teoretycznego wprowadźmy definicję wydajności reakcji chemicznej.

Wydajność reakcji chemicznej (W) – stosunek ilości produktu, jaką otrzymano w rzeczywistej reakcji, do ilości wynikającej ze stechiometrii tej reakcji. Wydajność wyrażamy w procentach.

wydajność reakcji
chemicznej

Wydajność reakcji przyjmuje wartości od 0% do 100%. W zależności od sposobu wyrażenia ilości substancji wydajność W można obliczyć z zależności:

$$W = 100\% \cdot \frac{n}{n_s} = 100\% \cdot \frac{m}{m_s} = 100\% \cdot \frac{V}{V_s}$$

gdzie n – liczba moli produktu, m – masa produktu, V – objętość produktu; indeks s oznacza ilość otrzymaną z równania reakcji.

Tab. 11.1. Przykładowa wydajność niektórych reakcji

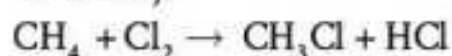
Reakcja chemiczna	Wydajność reakcji W [%]
synteza jodowodoru z pierwiastków	20–30
synteza amoniaku z pierwiastków	15–45
reakcja estryfikacji	50–80
spalanie siarkowodoru	60–80
reakcje z udziałem jonów	95–100

Przykład 1.

W reakcji 1,5 mola metanu (CH_4) z nadmiarem chloru powstało 1,3 mola chlorometanu. Oblicz wydajność tej reakcji.

Rozwiązanie:

W reakcji



1 : 1 stos. mol.

1,5 mola x

powinno teoretycznie powstać: $x = \frac{1,5 \text{ mola} \cdot 1}{1} = 1,5 \text{ mola}$



Zgodnie z definicją obliczamy wydajność:

$$W = 100\% \cdot \frac{n}{n_s} = 100\% \cdot \frac{1,3 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol}} = 86,7\%$$

Odpowiedź:

Wydajność tej reakcji wynosi 86,7%.

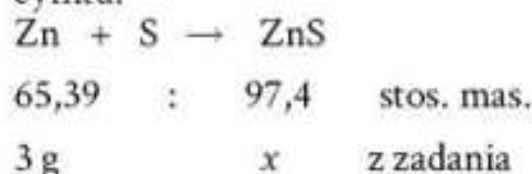
Przykład 2.

W reakcji 3 g cynku z siarką otrzymano 4 g siarczku cynku. Oblicz wydajność tej reakcji.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Obliczamy, ile gramów siarczku cynku można teoretycznie otrzymać z 3 g cynku:



Stąd:

$$x = \frac{3 \text{ g} \cdot 97,46}{65,39} = 4,47 \text{ g}$$

Etap 2.

Obliczamy wydajność:

$$W_{\text{ZnS}} = 100\% \cdot \frac{4 \text{ g}}{4,47 \text{ g}} = 89,5\%$$

Odpowiedź:

Wydajność tej reakcji wynosi 89,5%.

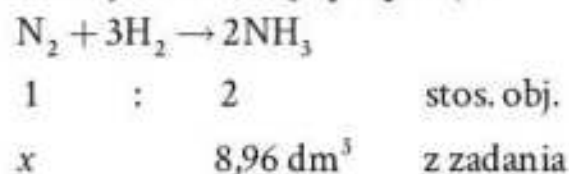
Przykład 3.

Oblicz, ile decymetrów sześciennych azotu użyto w reakcji z wodorem, jeżeli powstało 4,48 dm³ amoniaku (w warunkach normalnych), a wydajność wynosiła 50%.

Rozwiązanie:

Ponieważ wydajność reakcji wynosiła 50%, teoretyczna ilość amoniaku, jaką można otrzymać, to $2 \cdot 4,48 = 8,96 \text{ dm}^3$.

Z równania reakcji wynika, że azot i amoniak pozostają w stosunku objętościowym 1 : 2, stąd proporcja:



Stąd:

$$x = \frac{1 \cdot 8,96 \text{ dm}^3}{2} = 4,48 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź:

Użyto 4,48 dm³ azotu.

Przykład 4.

Zmieszano 13 g siarki i 0,75 mola magnezu. Oblicz, ile gramów siarczku magnezu powstało w tej reakcji, jeśli jej wydajność była równa 85%.

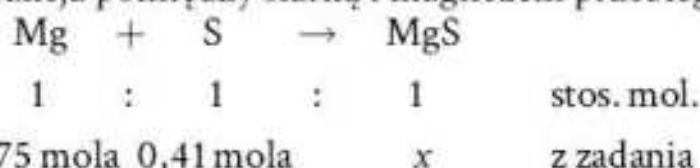
Rozwiązanie:

Etap 1.

Określamy, który z reagentów został użyty w niedomiarze. Wyznaczamy liczbę moli siarki:

$$n_s = \frac{13 \text{ g}}{32,07 \text{ g/mol}} = 0,41 \text{ mol}$$

Reakcja pomiędzy siarką i magnezem przebiega w następujący sposób:



Siarka jest w niedomiarze, więc obliczenie teoretycznie możliwej do otrzymania liczby moli siarczku magnezu prowadzimy w stosunku do siarki:

$$x = 0,41 \text{ mol.}$$

Etap 2.

Liczba moli rzeczywiście otrzymanej soli wynosi $85\% \cdot 0,41 \text{ mol} = 0,35 \text{ mol}$.

Ponieważ masa molowa siarczku magnezu:

$$M_{\text{MgS}} = 24,31 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 32,07 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 56,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}},$$

masa otrzymanej soli:

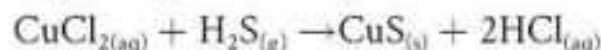
$$m_{\text{MgS}} = 56,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,35 \text{ mol} = 19,7 \text{ g}$$

Odpowiedź:

Masa otrzymanego siarczku magnezu wynosi ok. 19,7 g.

Przykład 5.

Na wykresie (rys. 11.1.) przedstawiono zależność masy siarczku miedzi(II) uzyskanego w reakcji:



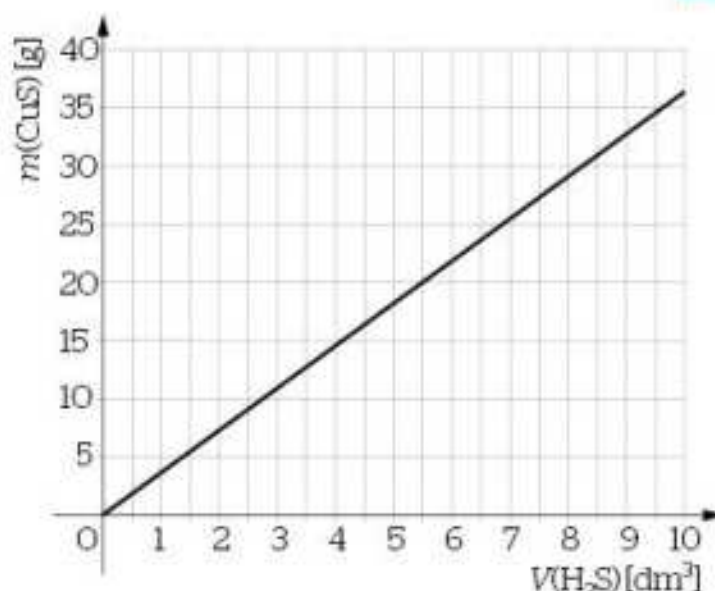
od objętości siarkowodoru, którym w warunkach normalnych nasycano roztwór chlorku miedzi(II).

Oblicz wydajność tej reakcji.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Na podstawie wykresu wyznaczamy liczbę moli siarkowodoru. Z wykresu można odczytać, że np. dla $V_{\text{H}_2\text{S}} = 5,5 \text{ dm}^3$ masa wydzielonego osadu $m_{\text{CuS}} = 20 \text{ g}$.



Rys. 11.1. Zależność masy wydzielonego osadu siarczku miedzi(II) od objętości siarkowodoru, którym nasycano roztwór chlorku miedzi(II).

Stąd:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{5,5 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ mol / dm}^3} = 0,246 \text{ mol}$$

Etap 2.

Obliczamy wydajność. Z tej ilości siarkowodoru zgodnie z równaniem reakcji powinno powstać 0,246 mola siarczku miedzi(II). Tymczasem patrząc na wykres i dokonując obliczeń, widzimy, że powstało:

$$n_{\text{CuS}} = \frac{20 \text{ g}}{95,62 \text{ g/mol}} = 0,209 \text{ mola siarczku.}$$

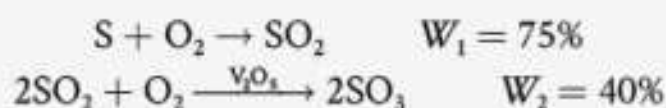
Zatem wydajność reakcji:

$$W = 100\% \cdot \frac{0,209 \text{ mola}}{0,246 \text{ mola}} = 85\%$$

Odpowiedź: Wydajność tej reakcji wynosi ok. 85%.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. W wyniku całkowitego spalania 300 g metanu otrzymano $7,88 \cdot 10^{24}$ cząsteczek tlenku węgla(IV). Oblicz wydajność tej reakcji, jeśli jej produktami były tylko tlenek węgla(IV) i woda.
2. Znajdź w dostępnych źródłach informacje na temat dowolnego procesu prowadzonego w skali technologicznej. Co możesz powiedzieć o jego wydajności? Wymień trzy główne czynniki, które na nią wpływają.
3. Pewien proces technologiczny składa się z dwóch etapów o wydajnościach W_1 i W_2 . Udowodnij, że wydajność całego procesu wynosi $W_1 W_2$ dla produktu, który powstaje wyłącznie jako produkt etapu końcowego.
4. Oblicz, ile ton siarki należy użyć, aby otrzymać 120 t tlenku siarki(VI), jeżeli otrzymujemy go w dwóch etapach:

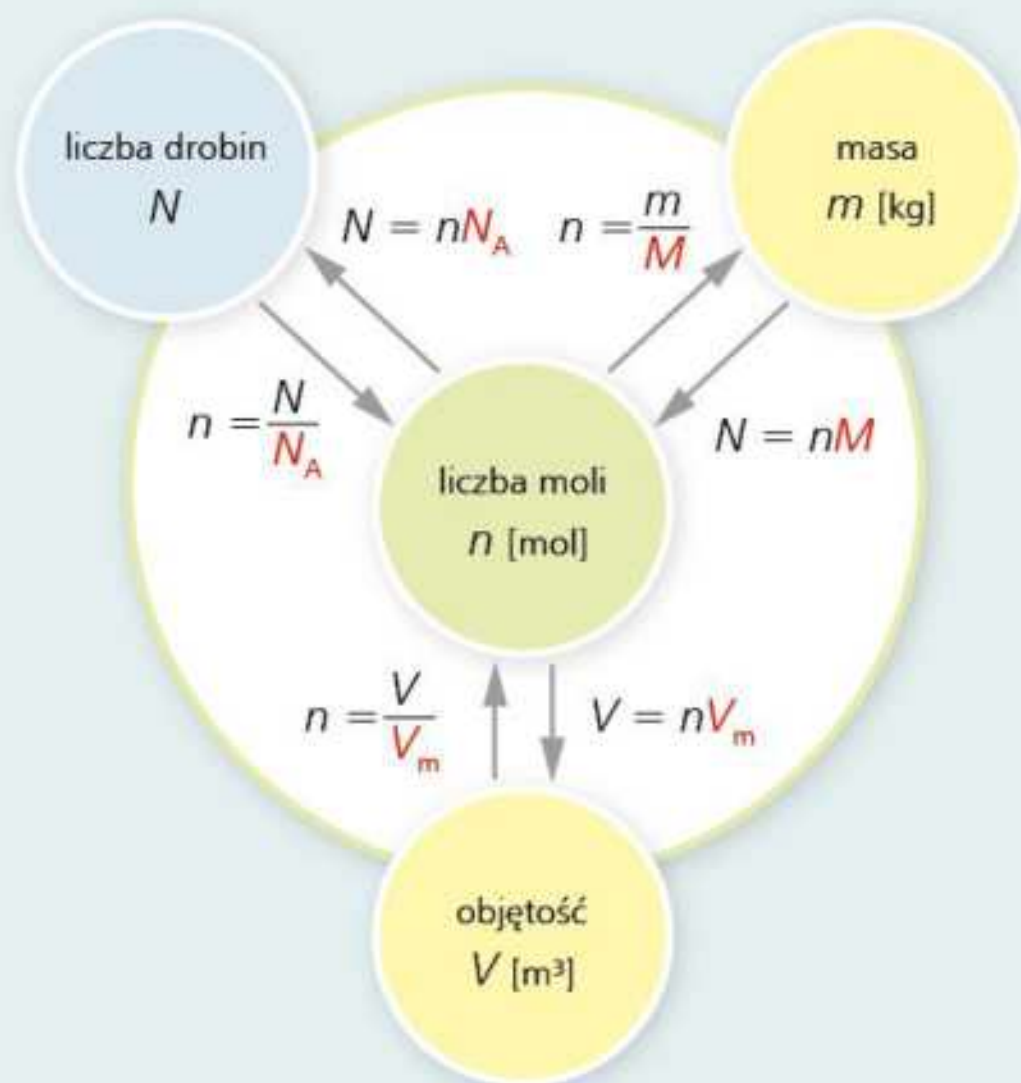


5. Zmieszano po x g siarki i magnezu, a następnie zainicjowano reakcję. Otrzymano w jej wyniku x g siarczku magnezu. Oblicz wydajność tej reakcji.
6. Wykorzystując dostępne źródła informacji, określ, jaką rolę odgrywa stechiometria w ekonomii produkcji.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 63 ▶ • Wydajność reakcji chemicznej jest stosunkiem liczby moli (lub masy, ewentualnie objętości) produktu, którą otrzymano, do liczby moli (masy, ewentualnie objętości) produktu, którą można teoretycznie otrzymać z danej ilości substratów.
- s. 63 ▶ • Wydajność może mieć wartość z zakresu od 0% do 100%. Wydajność 0% oznacza, że reakcja nie zachodzi, zaś wydajność 100% jest osiągnięta, gdy otrzymamy maksymalną możliwą ilość produktu z danej ilości substratów.

Podsumowanie przed sprawdzianem



- Pojęcie mol pełni funkcję pomostu między mikro- i makroskopowym opisem materii. Do opisu mikroskopowego należy liczba drobin substancji, a do makroskopowego – masa i objętość, czyli wielkości bezpośrednio mierzone w doświadczeniu. Analizowanie przemian chemicznych z uwzględnieniem obu opisów jest możliwe dzięki trzem kluczowym wielkościom: stałej Avogadra, masie molowej i objętości molowej. s. 29 s. 38

Pojęcie mol (kolor zielony) jako pomost między mikro- (kolor niebieski) i makroskopowym (kolor żółty) opisem materii. Trzy wielkości kluczowe są zaznaczone na czerwono: stała Avogadra (N_A), masa molowa (M) i objętość molowa (V_m).

Substancje reagują ze sobą w ściśle określonych stosunkach ilościowych zgodnie ze współczynnikami stechiometrycznymi znajdującymi się w równaniu reakcji.

• Opis atomu

s. 12

liczba masowa = liczba nukleonów =
= liczba protonów + liczba neutronów



liczba atomowa = liczba protonów w jądrze atomu =
= liczba elektronów poruszających się w przestrzeni wokół jądra w obojętnym atomie

• Średnia masa atomowa

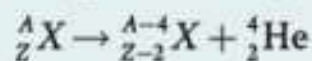
s. 13

$$\text{średnia masa atomowa pierwiastka} = \frac{\text{masa izotopu}_1 \cdot X_1\% + \text{masa izotopu}_2 \cdot X_2\% + \dots + \text{masa izotopu}_n \cdot X_n\%}{100\%}$$

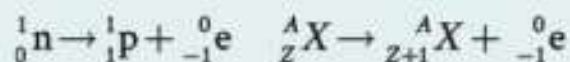
$X\%$ – procentowa zawartość izotopu

s. 18 • **Reakcje jądrowe**

Rozpad α – emisja cząstki α (${}^4_2\text{He}$) przez niestabilne jądro:



s. 20 • Rozpad β^- – neutron emituje elektron i przekształca się w proton:



s. 25 • $T_{1/2}$ – **czas połowicznego rozpadu** to czas, w którym połowa początkowej liczby jąder się rozpada.

Sprawdź, czy umiesz!

- Uporządkuj następujące substancje gazowe według wzrastającej gęstości: amoniak, chlor, argon, wodór, siarkowodór, dwutlenek węgla, tlenek azotu(II).
- Pewien niemetal reaguje z tlenem cząsteczkowym, dając tlenek o wzorze sumarycznym EO_2 . Stwierdzono, że 8 g tego niemetalu łączy się z 0,25 mola tlenu. Podaj nazwę pierwiastka użytego do reakcji.
- Zmieszano 4 g wodoru z 15 dm³ tlenu odmierzonego w warunkach normalnych i zainicjowano reakcję. Napisz jej równanie. Oblicz, ile moli cząsteczek produktu powstanie w tej reakcji przy założeniu wydajności równej 100%. Wskaż substrat, którego użyto w niedomiarze.
- Oblicz objętość amoniaku, jaka może przereagować z roztworem kwasu solnego zawierającym 2 mole HCl w temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1013 hPa.
- Oblicz masę 4 m³ wodoru w temperaturze 400 K i pod ciśnieniem 2000 hPa.
- W warunkach normalnych 0,2 g pewnego gazu zajmuje objętość 101 cm³. Oblicz masę molową tego gazu.
- Oblicz zawartość procentową potasu w węglanie potasu. Zawartość procentową wyraż jako procent masowy.
- Pewien nietrwały związek chemiczny pod wpływem ogrzewania rozpada się na dwa produkty. Wyznacz jego wzór sumaryczny (rzeczywisty), jeśli w wyniku rozkładu 2 moli tego związku powstało 68 g siarkowodoru i 44,8 dm³ tlenku siarki(VI).
- Reakcja spalania całkowitego metanu przebiega zgodnie z równaniem:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
 Oblicz, ile decymetrów sześciennych tlenu należy użyć do reakcji, aby otrzymać 6 moli pary wodnej. Objętości gazów zostały odmierzone w warunkach normalnych.
- Gorący kwas siarkowy(VI) reaguje z węglem zgodnie z równaniem:

$$2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
 Wydzielają się przy tym gazy: tlenek węgla(IV) i siarki(IV). Oblicz, ile węgla przereagowało z kwasem, jeśli objętość gazów po reakcji odmierzona w warunkach normalnych wyniosła 16,8 dm³.
- Radon-222 ulega rozpadowi α . Powstały produkt ulega tej samej przemianie. Z niego powstaje kolejny produkt, który ulega rozpadowi β^- . Przedstaw poszczególne równania reakcji jądrowych oraz określ, ile procent radonu-222 pozostanie po 38 dniach, jeśli jego okres półtrwania wynosi 3,8 dnia.

The background is a composite of abstract scientific imagery. On the left, there are glowing, concentric circular patterns in shades of orange and yellow, resembling atomic electron shells or a stylized representation of a particle detector. On the right, there are dark blue, semi-transparent molecular models showing spheres connected by lines, representing chemical structures. The overall color palette is dominated by deep blues and teals, with the glowing circles providing a warm contrast.

Konfiguracja elektronowa atomu, czyli rozmieszczenie elektronów wokół jądra atomowego, ma ścisły związek z położeniem danego pierwiastka w układzie okresowym oraz właściwościami fizycznymi i chemicznymi tego pierwiastka.

II Budowa atomu

1. Rozwój teorii budowy atomu

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jak odkryto, że cząstki subatomowe mogą zachowywać się jak fala elektromagnetyczna;
- poznasz różne poglądy uczonych na wewnętrzną budowę atomu;
- odkryjesz, w jaki sposób mechanika kwantowa opisuje strukturę atomu.

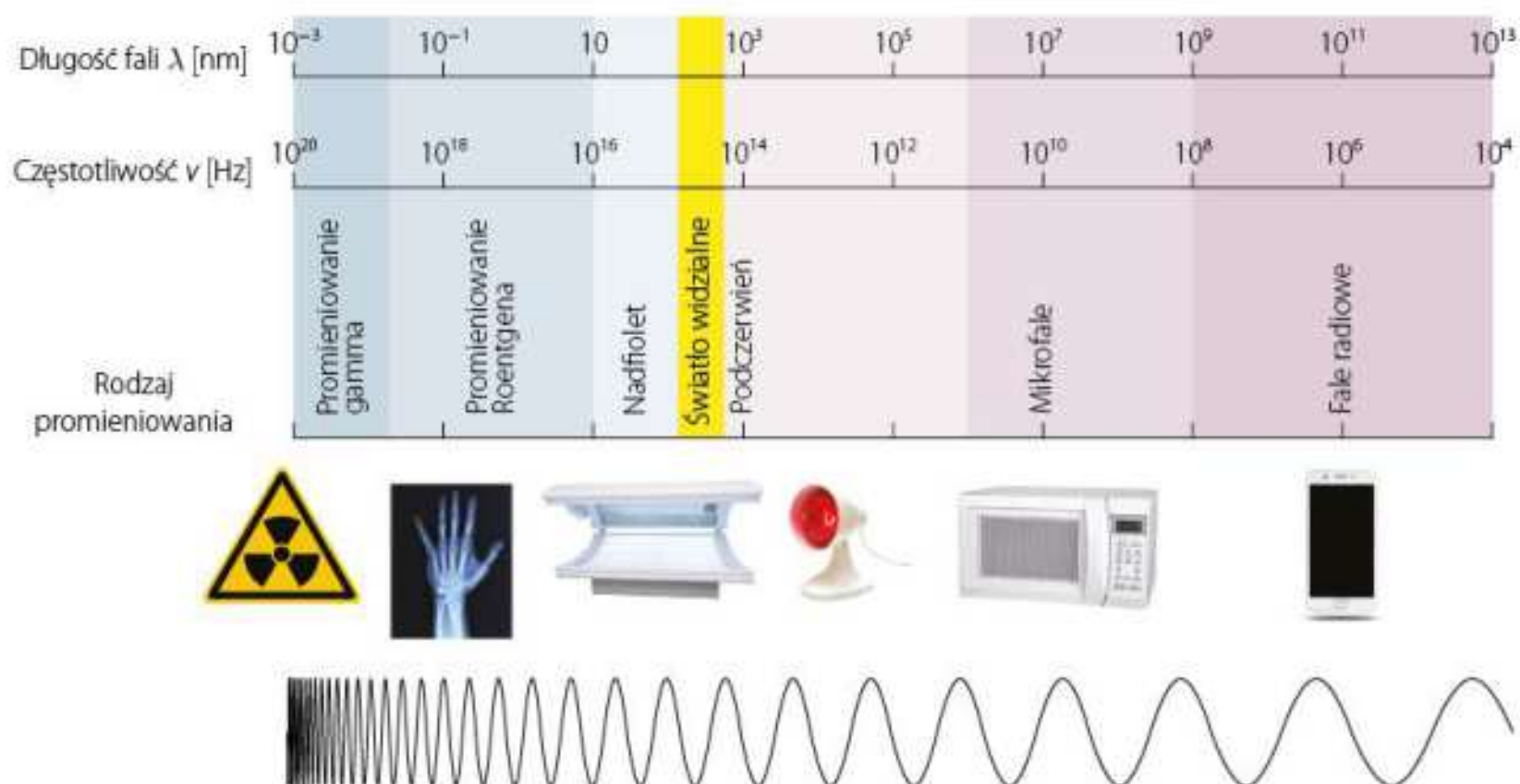
Kiedy na przełomie XIX i XX wieku odkryto elektron i proton, a nieco później neutron, fizycy uświadomili sobie, że teoria o niepodzielności atomu, ogłoszona przez Johna Daltona w 1808 r., jest błędna. Próbowali oni ustalić wewnętrzną strukturę atomu, proponując kolejne, coraz to bardziej zaawansowane modele. Ogromną rolę w ustaleniu współczesnego modelu atomu odegrały: odkrycie dualnego charakteru cząstek subatomowych, analiza widm emisyjnych pierwiastków oraz prace Louisa de Broglie (czytaj: luisa de broj), Wernera Heisenberga (czytaj: wenera hajsenberga) i Erwina Schrödingera (czytaj: erwina szrudingera).

1.1. Odkrycie dualnego charakteru cząstek subatomowych

Na początku XX w. młody niemiecki fizyk Max Planck (czytaj: maks plank) studiował zjawisko emisji promieniowania cieplnego przez gorące przedmioty. Panowało wówczas powszechne przekonanie, że energia jest emitowana w sposób ciągły, tzn. że może przyjmować dowolną wielkość w pewnym przedziale wartości. Planck twierdził, że jest inaczej. Udowodnił, że energia emitowana (bądź absorbowana) przez rozgrzane ciało stanowi wielokrotność pewnej skończonej, określonej porcji energii, którą nazwał **kwantem** (z łac. *quantum* – jak dużo). Planck powiązał wielkość kwantu energii promieniowania elektromagnetycznego E z częstotliwością fali tego promieniowania ν równaniem:

$$E = h\nu,$$

stała Plancka ▶ w którym h oznacza **stałą Plancka** o wartości $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$. Zatem zgodnie z odkryciem Plancka emitowana energia jest zawsze wielokrotnością $h\nu$ i jej wielkość może wynosić np. $h\nu$, $2 h\nu$, $3 h\nu$, ..., $1000 h\nu$... itd., ale nie może nigdy przyjąć wartości np. $1,5 h\nu$, $34,3 h\nu$ itp.

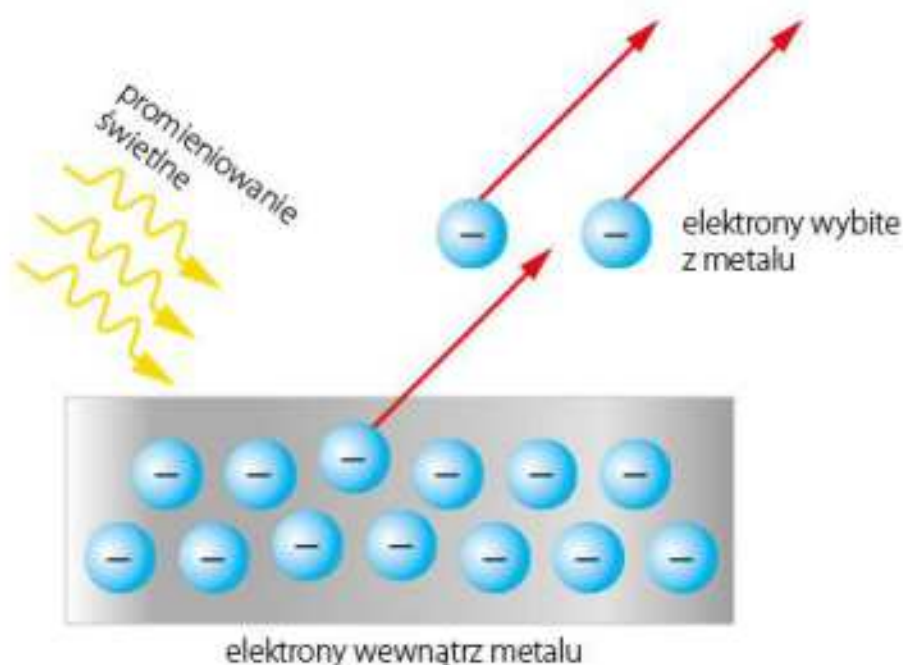


Rys. 1.1. Widmo promieniowania elektromagnetycznego.

W 1905 r. Albert Einstein wykorzystał wnioski Plancka do wyjaśnienia niezrozumiałego dotąd zjawiska zwanego **efektem fotoelektrycznym** (rys. 1.2.). Polegało ono na tym, że oświetlenie powierzchni niektórych metali światłem o częstotliwości fali wyższej niż pewna wartość progowa powodowało emisję elektronów, a liczba wyemitowanych elektronów była proporcjonalna do intensywności (jasności światła). Einstein uznał, że światło, znane dotąd wyłącznie jako fala elektromagnetyczna, zachowuje się również jak strumień cząstek, które uderzając w powierzchnię metalu, wybijają z niej elektrony. Nazwał te cząstki **fotonami** i doszedł do wniosku, że każdy foton niesie ze sobą energię określoną właśnie równaniem $E = h\nu$. W ten sposób odkryto **dualny charakter promieniowania** elektromagnetycznego, które można opisać i jako falę, i jako strumień cząstek – fotonów.

◀ efekt fotoelektryczny

◀ dualny charakter promieniowania



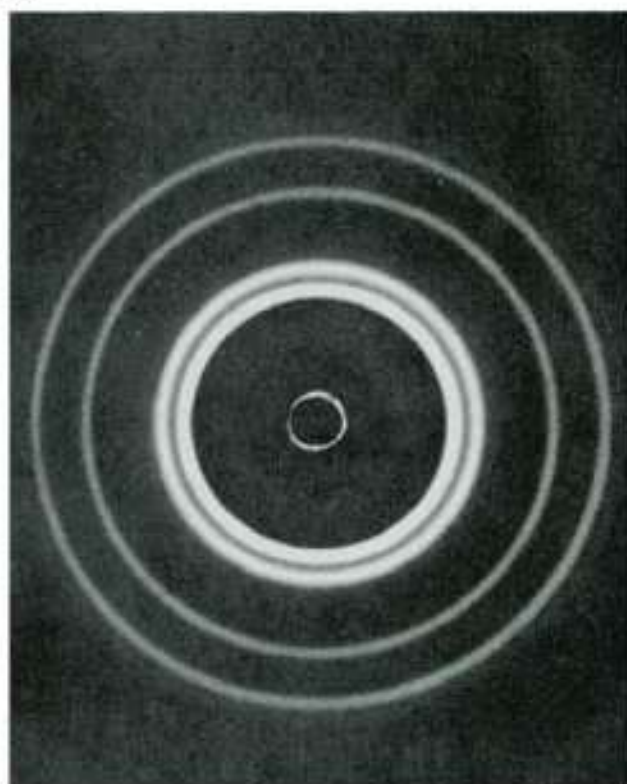
Rys. 1.2. Schematyczne przedstawienie efektu fotoelektrycznego. Promienie świetlne padające na powierzchnię metalu powodują выбijanie elektronów.

- Dwadzieścia lat później francuski fizyk Louis de Broglie stwierdził, że skoro fale promieniowania elektromagnetycznego mogą się zachowywać jako strumień fotonów, to również strumień innych cząstek, np. elektronów, może się zachować jak fala. Powiązał długość takiej fali λ z masą m i prędkością v cząstki równaniem:

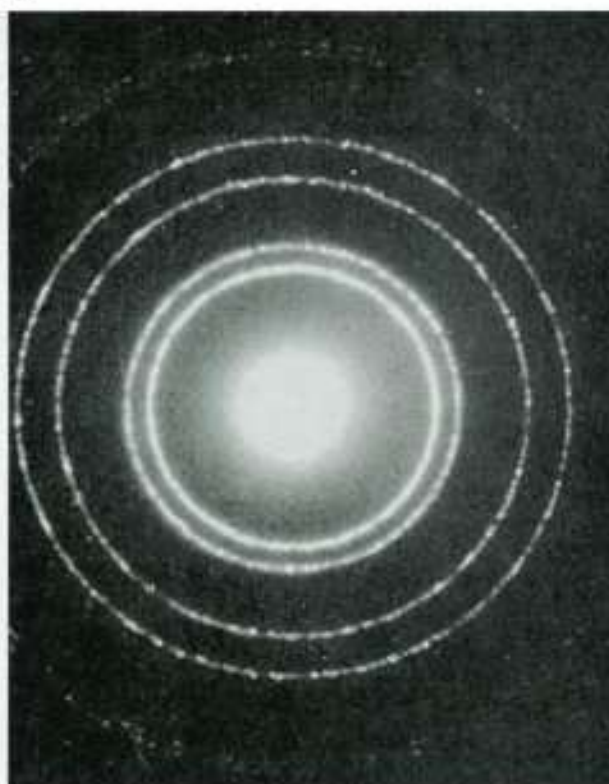
$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Wkrótce to przypuszczenie zostało potwierdzone eksperymentalnie poprzez obserwację dyfrakcji wiązki elektronów przy przejściu przez cienką folię metalową. Otrzymane wzory dyfrakcyjne były ludzko podobne do obrazów otrzymanych za pomocą promieniowania rentgenowskiego (fali elektromagnetycznej). W ten sposób udowodniono **dualny charakter elektronu**. Strumień tych cząstek może się zachowywać również jak fala (zwana falą de Broglie'a).

a)



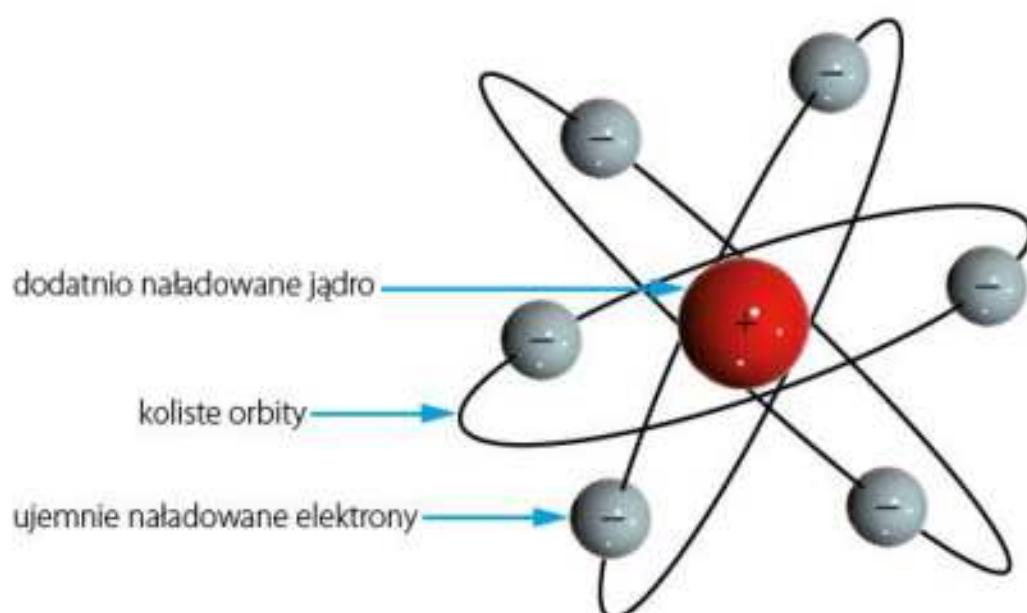
b)



Rys. 1.3. Obrazy dyfrakcyjne uzyskane w wyniku przepuszczania: a) promieni Roentgena przez cienką folię aluminiową, b) wiązki elektronów przez tę samą folię.

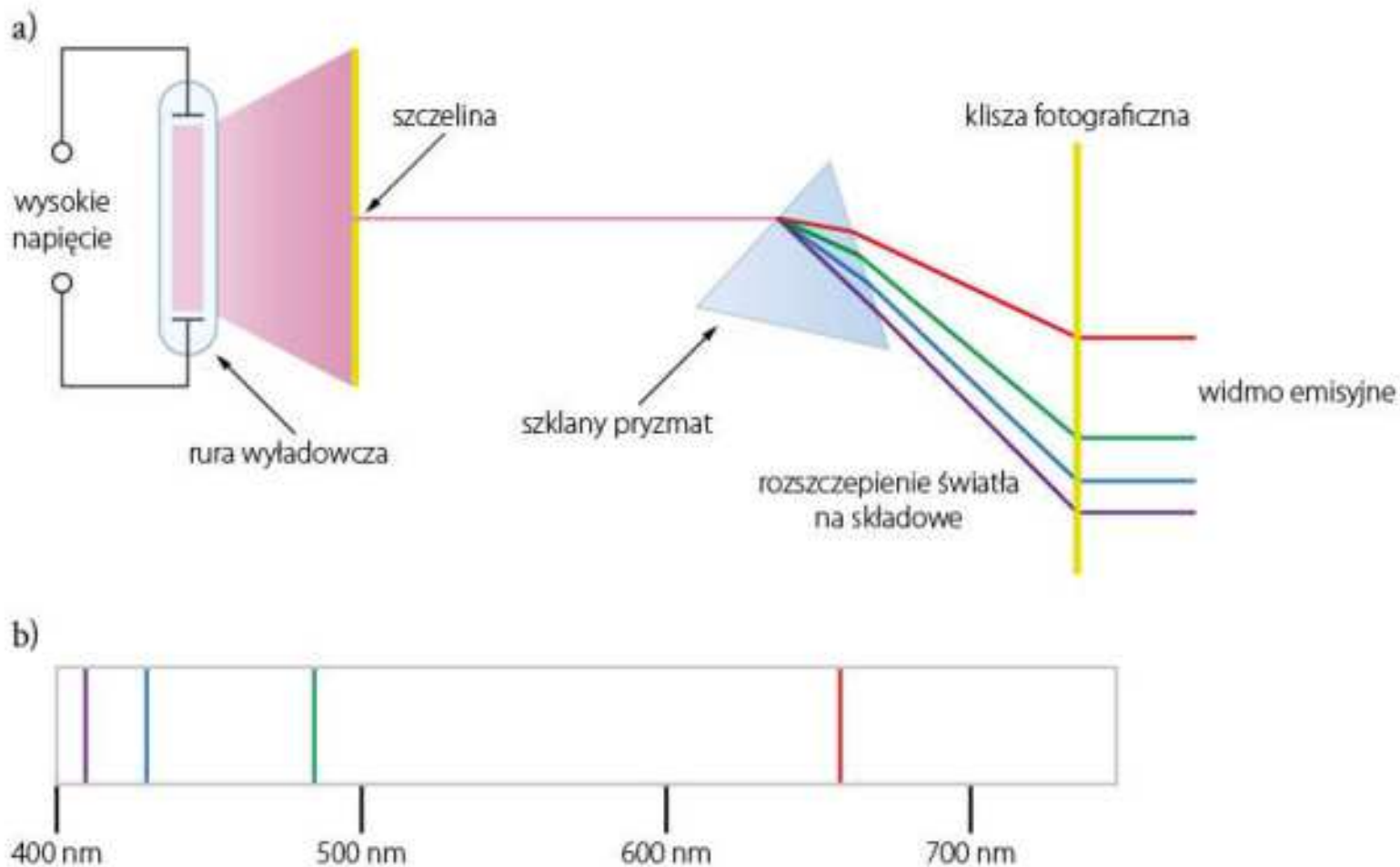
1.2. Droga do współczesnego modelu atomu

Wkrótce po odkryciu elektronu i protonu uczeni wyobrażali sobie atom jako twór, w którym elektrony z wielką prędkością krążyły po kolistych orbitach wokół centralnie położonego jądra zawierającego protony. Model ten przypominał miniaturowy układ planetarny (rys. 1.4.), w którym elektrostatyczne przyciąganie pomiędzy ujemnie naładowanymi elektronami a dodatnim jądrem było precyzyjnie równoważone przez siłę odśrodkową związaną z ruchem orbitujących elektronów.



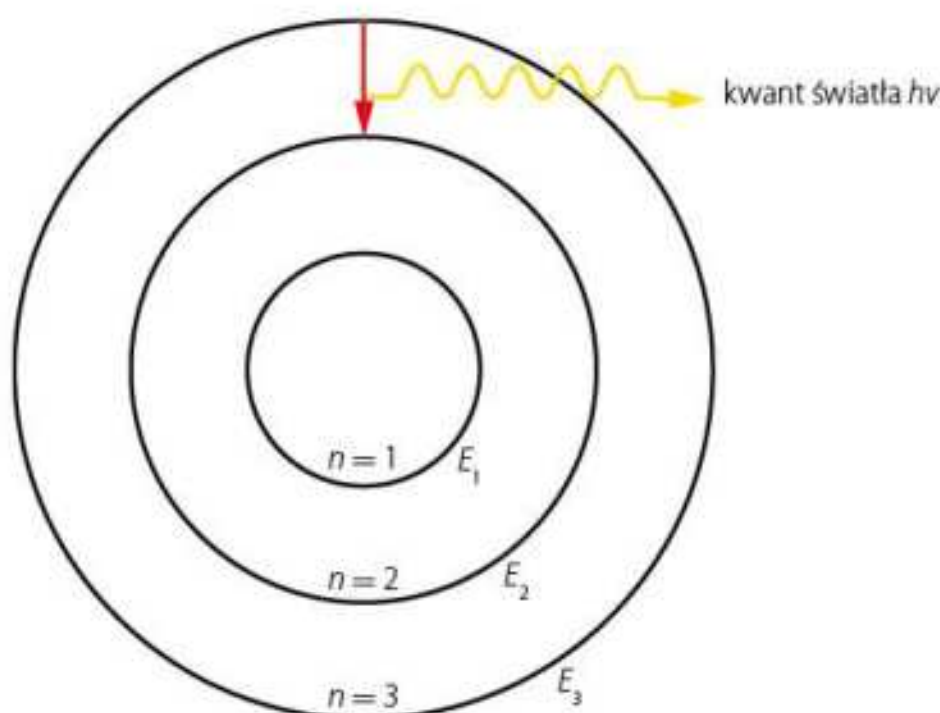
Rys. 1.4. „Planetarny” model atomu zaproponował Ernest Rutherford (czytaj: ernest raderford).

Model planetarny nie tłumaczył jednak, dlaczego pierwiastki ogrzane do wysokiej temperatury emitują światło o wybranych, ściśle określonych długościach fali, a innych nie. Przykładowo: wodór rozgrzany wyładowaniami elektrycznymi świeci różowym światłem. Jeżeli zostanie ono rozszczepione przez pryzmat, to okazuje się, że składa się z czterech wąskich prążków światła: fioletowego, niebieskiego, niebieskozielonego i czerwonego o długościach fali odpowiednio 410, 434, 486 i 656 nm (rys. 1.5.).



Rys. 1.5. Widmo emisyjne wodoru: a) układ eksperymentalny, b) widmo zawierające cztery linie emisyjne.

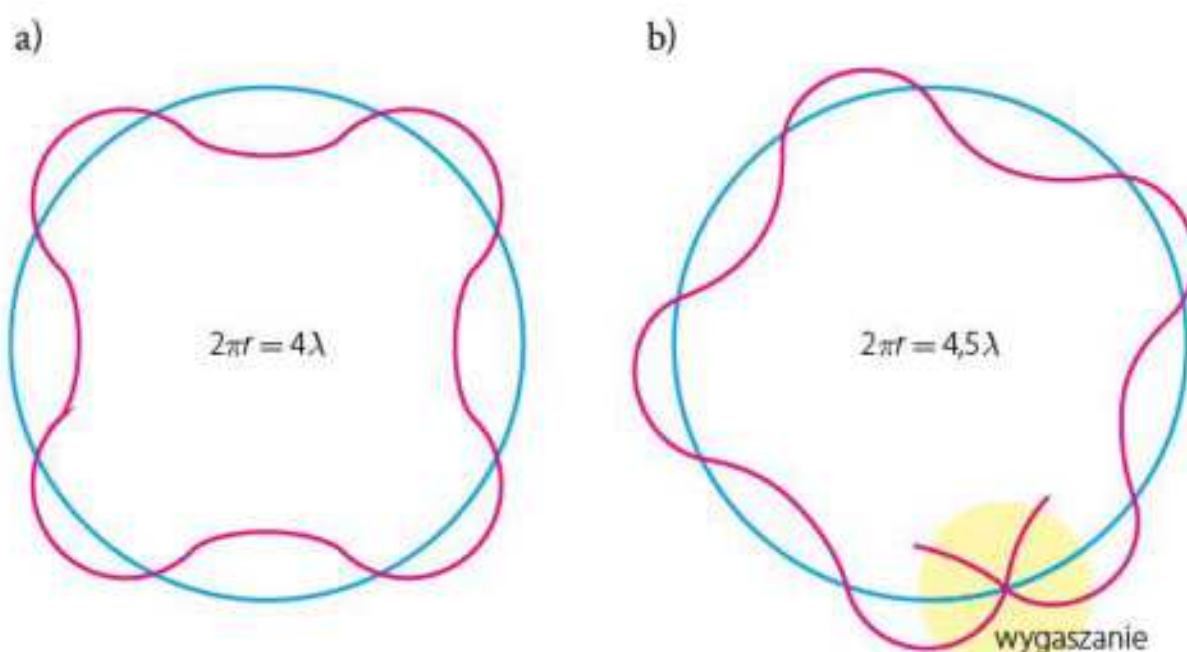
- W 1913 r. duński uczony Niels Bohr (czytaj: nils bor) zaproponował nowy model atomu wodoru wyjaśniający to zjawisko. Bohr oparł swój model na szeregu postulatów, z których najważniejszy zakładał, że krążące wokół jądra elektrony mogą przebywać jedynie na kolistych orbitach znajdujących się w ściśle określonych odległościach od jądra, a energia związana z ruchem tych elektronów jest skwantowana, tzn. może przyjmować tylko pewne określone wartości, a innych nie. Emisja światła zachodzi wtedy, gdy elektron znajdujący się na orbicie o wyższej energii przeskakuje na orbitę o energii niższej. Różnica energii zostaje wyemitowana w postaci fotonu, czyli kwantu światła. Częstotliwość fali ν emitowanego światła jest ściśle związana z różnicą energii między orbitami ΔE zgodnie z równaniem $\Delta E = h\nu$, gdzie h jest stałą Plancka (rys. 1.6.).



Rys. 1.6. Wyjaśnienie emisji światła przez atom wodoru za pomocą modelu Bohra. Przeskok elektronu z orbity o energii E_3 na orbitę o niższej energii E_2 powoduje emisję

kwantu światła o częstotliwości fali $\nu = \frac{h}{E_3 - E_2}$.

Model Bohra miał szereg ograniczeń. Można go było wykorzystać do wyjaśnienia emisji światła przez atomy zawierające jeden elektron, ale już do innych pierwiastków nie. Ponadto, Bohr nie potrafił wyjaśnić, dlaczego właściwie elektrony mogą się znajdować tylko w pewnych, ściśle określonych odległościach od jądra. Zrobił to dopiero de Broglie, zakładając dualny charakter elektronu. Argumentował, że elektron krążący po orbicie zachowuje się jak **fala stojąca**. Aby taka fala mogła powstać, długość orbity musi być dokładnie równa wielokrotności długości fali. Wtedy zawsze kolejne maksimum fali wypadnie w miejscu poprzedniego i fala ulegnie wzmocnieniu. W przeciwnym razie, interferencja nakładających się fal spowoduje wygaszenie fali. Jej intensywność spadnie do zera i fala, a co za tym idzie ruch elektronu, przestanie istnieć (rys. 1.7.).



Rys. 1.7. a) Obwód kołistej orbity $2\pi r$ jest dokładnie równy długości fali λ pomnożonej przez liczbę całkowitą (4). Kolejne maksima fali zawsze natrafiają na siebie, fala ulega wzmocnieniu i powstaje fala stojąca. Orbita jest dozwolona. b) Obwód kołistej orbity $2\pi r$ jest równy długości fali λ pomnożonej przez liczbę, która nie jest całkowita (4,5). Maksima fali natrafiają na minima, fala ulega wygaszeniu i zanika. Orbita jest niedozwolona (zabroniona).

Kolejnym ważnym krokiem w rozwoju teorii budowy atomu było sformułowanie tzw. **zasady nieoznaczoności Heisenberga**. Wywodzi się ona bezpośrednio z dualnego charakteru elektronu i innych cząstek subatomowych. Skoro poruszający się elektron ma charakter fali, to jak stwierdzić, gdzie się on znajduje? Przecież nie potrafimy określić dokładnie, w którym miejscu w przestrzeni znajduje się fala. Zasada Heisenberga mówi zatem, że nie możemy jednocześnie dokładnie określić prędkości (ściślej pędu, który jest iloczynem prędkości i masy cząstki) i położenia cząstki. Wyraża to równanie:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi},$$

gdzie Δx i Δp oznaczają odpowiednio niepewność pomiaru położenia i pędu. Jeżeli próbujemy dokładnie określić prędkość (pęd) cząstki i zmniejszamy wartość Δp , rośnie niepewność pomiaru położenia Δx i coraz trudniej ustalić, gdzie tak naprawdę ta cząstka się znajduje. Z tego względu nie możemy poznać dokładnego położenia elektronu w atomie, jeśli znamy dokładnie jego energię. Możemy jedynie mówić o **prawdopodobieństwie** znalezienia elektronu o danej energii w określonym miejscu w przestrzeni.

W 1926 r. austriacki fizyk Erwin Schrödinger sformułował równanie matematyczne, które pozwoliło opisać zachowanie się elektronu (i innych cząstek) w kategoriach tzw. **funkcji falowej psi ψ** . Funkcja ta zależy od położenia elektronu w przestrzeni (np. w atomie), a prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w danym obszarze atomu jest proporcjonalne do kwadratu funkcji falowej ψ^2 . Zatem rozwiązując równanie Schrödingera i wyznaczając funkcję falową ψ , możemy

zasada
nieoznaczoności
Heisenberga

równanie
Schrödingera

określić obszary w atomie, w którym prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe. Innymi słowy – możemy w sposób przybliżony opisać rozmieszczenie elektronów w atomie. Niestety, rozwiązanie równania Schrödingera jest niezwykle złożone i wymaga znajomości zaawansowanej matematyki. Dokładnie można je rozwiązać tylko dla atomu wodoru, a obliczenia dla atomów innych pierwiastków prowadzą do rozwiązań przybliżonych. Jednak dzięki temu podejściu obecnie znacznie lepiej rozumiemy, jak jest zbudowany atom.

mechanika
kwantowa

► Prace Schrödingera stanowiły podwaliny nowej gałęzi fizyki zwanej **mechaniką kwantową**, która opisuje zachowanie się najdrobniejszych części materii, takich jak atomy i cząstki subatomowe. Współczesny **kwantowo-mechaniczny model atomu** opisuje jego budowę w kategoriach energii elektronu oraz **gęstości elektronowej**, czyli prawdopodobieństwa jego znalezienia w określonym miejscu w przestrzeni. Model ten zostanie szczegółowo omówiony w następnych rozdziałach.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Gorący gaz emituje kwanty światła o energii $3 \cdot 10^{-19}$ J. Wykonaj odpowiednie obliczenia i odpowiedz na pytania:
 - a) Jaka jest częstotliwość ν emitowanej fali świetlnej wyrażona w Hz (uwaga: $1 \text{ Hz} = 1/\text{s} = \text{s}^{-1}$)?
 - b) Jaka jest długość tej fali λ w nanometrach, jeżeli λ i ν są związane poprzez równanie $\lambda \cdot \nu = c$, gdzie c oznacza prędkość światła w próżni 300 000 km/s?
 - c) Jakiego koloru jest emitowane światło? Wskazówka: wykorzystaj widmo emisyjne wodoru z rysunku 5.
2. Wyjaśnij, na czym polega dualny charakter fotonów i elektronów.
3. Podaj najważniejsze postulaty, na których opierał się model atomu Bohra.
4. Przedstaw, jak de Broglie wyjaśnił, dlaczego elektrony mogą przebywać na pewnych orbitach, a na innych nie.
5. Wyjaśnij, dlaczego we współczesnym modelu atomu nie określamy precyzyjnie położenia każdego z elektronów, a mówimy jedynie o prawdopodobieństwie znalezienia go w pewnym obszarze.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 71 ► • Prace Plancka i de Broglie'a doprowadziły do odkrycia dualnego charakteru fotonu i elektronu, które mogą się zachowywać jednocześnie jak cząstki materii i jak fale.
- s. 74 ► • Model atomu Bohra opisywał rozmieszczenie elektronów wokół jądra w atomie wodoru. Wyjaśniał, dlaczego widmo emisyjne pierwiastków ma postać wąskich prążków światła.
- s. 72 ► • Na podstawie dualnego charakteru elektronu de Broglie wyjaśnił, dlaczego elektrony mogą zajmować pewne orbity atomowe, a inne nie.

- Zgodnie z regułą nieoznaczoności Heisenberga nie można jednocześnie dokładnie określić energii (prędkości, pędu) elektronu oraz jego położenia w przestrzeni. ◀ s. 75
- Współczesny kwantowo-mechaniczny model atomu opisuje rozmieszczenie elektronów w atomie w kategoriach energii elektronu oraz prawdopodobieństwa znalezienia elektronu w danym obszarze przestrzeni. ◀ s. 76

2. Kwantowo-mechaniczny model atomu

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz definicję liczby kwantowej;
- dowiesz się, w jaki sposób za pomocą liczb kwantowych definiuje się powłoki elektronowe, podpowłoki elektronowe oraz orbitale;
- odkryjesz, jaka jest liczba i przestrzenny kształt orbitali s , p i d ;
- nauczysz się, czym jest spin elektronu i która liczba kwantowa go określa.

W atomie ruch elektronów wokół centralnego jądra nie jest przypadkowy. W chmurze nieustannie poruszających się elektronów wyodrębniamy mniejsze jednostki strukturalne: powłoki, podpowłoki oraz orbitale. Jednostkom tym przypisujemy określoną liczbę elektronów, uzyskując w ten sposób konfigurację elektronową atomu. Położenie każdego elektronu w atomie określają cztery liczby kwantowe: główna, poboczna, magnetyczna oraz magnetyczna spinowa.

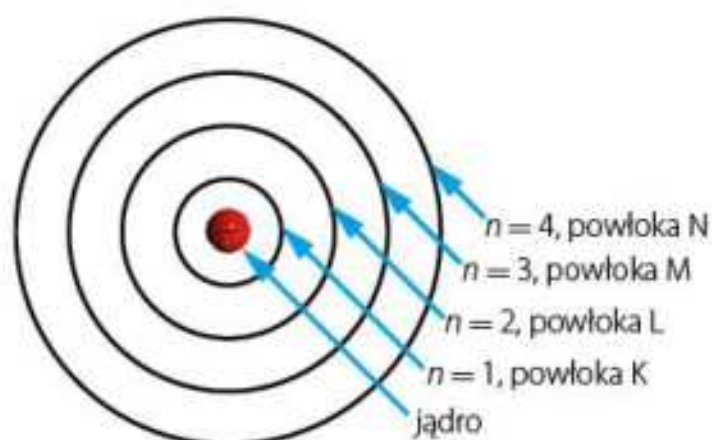
2.1. Powłoki i podpowłoki elektronowe

W wieloelektronowym atomie stan każdego elektronu jest opisany przez cztery **liczby kwantowe**. Trzy z nich: główna liczba kwantowa, poboczna liczba kwantowa oraz magnetyczna liczba kwantowa wynikają z rozwiązania równania Schrödingera dla atomu wodoru. Opisu dopełnia magnetyczna spinowa liczba kwantowa związana ze spinem, czyli ruchem obrotowym elektronu wokół własnej osi. **Główna liczba kwantowa**, oznaczona symbolem literowym n , określa ogólny stan energetyczny elektronu. Jest ona związana z jego średnią odległością od jądra – wyznacza **powłoki elektronowe**, które można sobie wyobrazić jako układ koncentrycznych powierzchni sferycznych otaczających jądro. Główna liczba kwantowa przyjmuje wartości kolejnych dodatnich liczb całkowitych: 1, 2, 3... oraz określa numer powłoki. Im większa wartość n , tym dalej od jądra znajduje się elektron i tym wyższa jest jego energia. Powłoki elektronowe oznacza się również literami K, L, M... itd. (rys. 2.1.).

◀ liczby kwantowe

◀ główna liczba kwantowa

◀ powłoki elektronowe



Rys. 2.1. Oznaczenie powłok elektronowych w atomie.

Tab. 2.1. Układ powłok i podpowłok elektronowych w atomie

$n = 1$, powłoka K
$l = 0$, podpowłoka $1s$
$n = 2$, powłoka L
$l = 0$, podpowłoka $2s$
$l = 1$, podpowłoka $2p$
$n = 3$, powłoka M
$l = 0$, podpowłoka $3s$
$l = 1$, podpowłoka $3p$
$l = 2$, podpowłoka $3d$
$n = 4$, powłoka N
$l = 0$, podpowłoka $4s$
$l = 1$, podpowłoka $4p$
$l = 2$, podpowłoka $4d$
$l = 3$, podpowłoka $4f$

Powłoki elektronowe dzielą się na **podpowłoki** różniące się energią. Oznacza to, że elektrony znajdujące się na tej samej powłoce elektronowej, ale na różnych podpowłokach, różnią się energią. Rodzaj podpowłoki jest definiowany przez **poboczną liczbę kwantową l** , która może przyjmować kolejne wartości dodatnich liczb całkowitych od 0 do $n - 1$, tzn. 0, 1, 2, ..., $n - 1$. Podpowłoki również mają oznaczenia literowe, kolejno $s, p, d, f...$

W tabeli 2.1. przedstawiono układ podpowłok na pierwszych czterech powłokach elektronowych otaczających jądro. Widzimy, że na powłoce K o głównej liczbie kwantowej $n = 1$ może się znajdować tylko jedna podpowłoka s o pobocznej liczbie kwantowej $l = 0$. Natomiast w powłoce $n = 2$ możemy wyodrębnić już dwie podpowłoki, znów s o $l = 0$ oraz p o $l = 1$. W ten sposób na każdej kolejnej powłoce liczba podpowłok rośnie o 1. Zwróćmy uwagę, że na każdej powłoce występuje podpowłoka typu s , na każdej począwszy od $n = 2$ występuje podpowłoka typu p itd. Aby uniknąć nieporozumień, podpowłoki oznacza się symbolicznie, podając najpierw numer powłoki n , a później symbol typu podpowłoki. Przykładowo: zapis $2s$ oznacza podpowłokę s na powłoce 2 (L), $3d$ – podpowłokę d na powłoce 3 (M) itd.

2.2. Orbitale

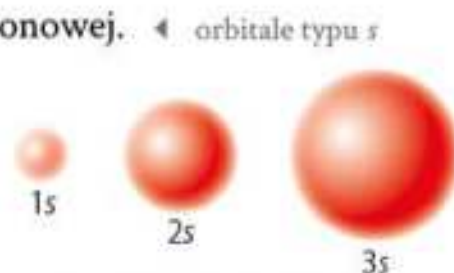
W obrębie poszczególnych podpowłok wyodrębniamy jeszcze mniejsze podjednostki, które nazywamy orbitalami atomowymi. Z punktu widzenia mechaniki kwantowej **orbital** stanowi funkcję falową ψ , która jest rozwiązaniem równania Schrödingera dla konkretnego elektronu. O rodzaju orbitalu decyduje **magnetyczna liczba kwantowa m_l** , która określa liczbę, kształt i orientację w przestrzeni poszczególnych orbitali. Liczba m_l przyjmuje wartości liczb całkowitych od $-l$ do $+l$, tzn. $-l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, \dots, l-1, l$. Wynika z tego, że na podpowłoce s może się znajdować tylko jeden orbital s , natomiast na podpowłoce p – trzy orbitale p itd. (tab. 2.2.).

Tab. 2.2. Liczba orbitali na poszczególnych podpowłokach

Podpowłoka	l	m_l	Liczba orbitali
s	0	0	1
p	1	$-1, 0, 1$	3
d	2	$-2, -1, 0, 1, 2$	5
...	...	...	...

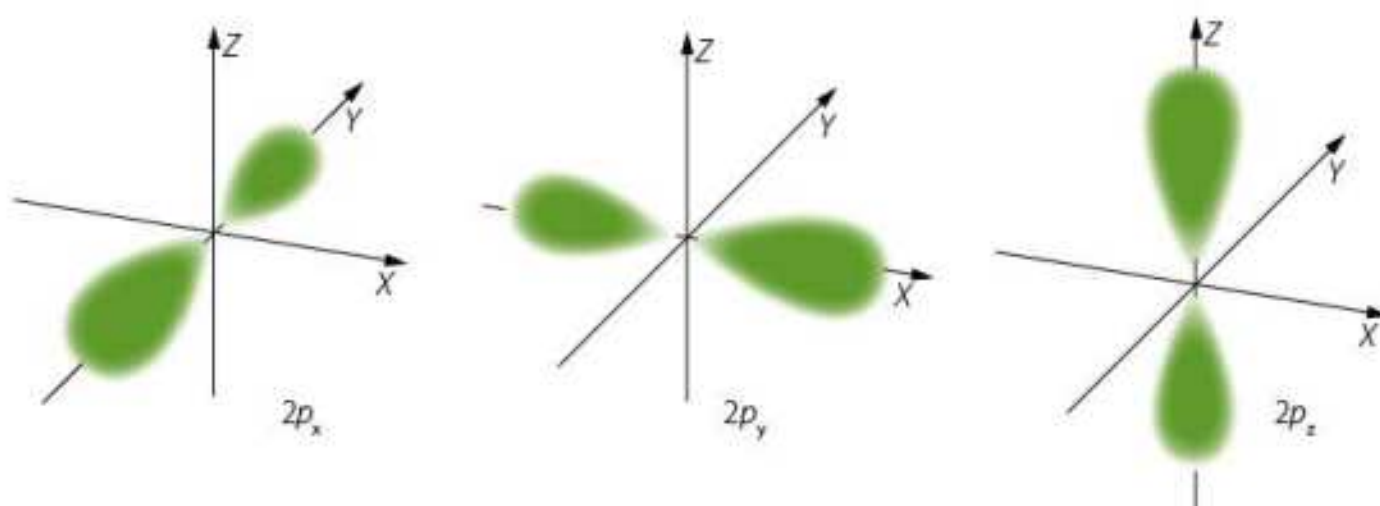
Orbitalom atomowym przypisuje się charakterystyczne kształty. W rzeczywistości jednak – ze względu na zasadę nieoznaczoności Heisenberga – nie możemy dokładnie określić, w jakim miejscu atomu elektron się znajduje. Rozwiązanie równania Schrödingera określa jedynie prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w danym obszarze. Zatem trudno powiedzieć, gdzie tak naprawdę znajdują się granice orbitalu. Można sobie wyobrazić, że obszar, w którym przebywa elektron, nie ma ostrych granic, lecz stopniowo rozmywa się w miarę oddalania się od jądra. Natomiast można dość precyzyjnie wskazać obszar, gdzie prawdopodobieństwo znalezienia danego elektronu jest wysokie i wynosi np. 90%. Kształt takiego obszaru przyjęto nazywać właśnie kształtem orbitala.

Orbitale typu s mają kształt kulisty i występują na każdej powłoce elektronowej. Wielkość orbitalu rośnie wraz ze wzrostem głównej liczby kwantowej n . Oznacza to, że kula reprezentująca orbital $3s$ ma promień większy niż kula przedstawiająca orbital $2s$, a ta z kolei jest większa od kuli orbitalu $1s$ (rys. 2.2.).



Rys. 2.2. Kształty orbitali typu s .

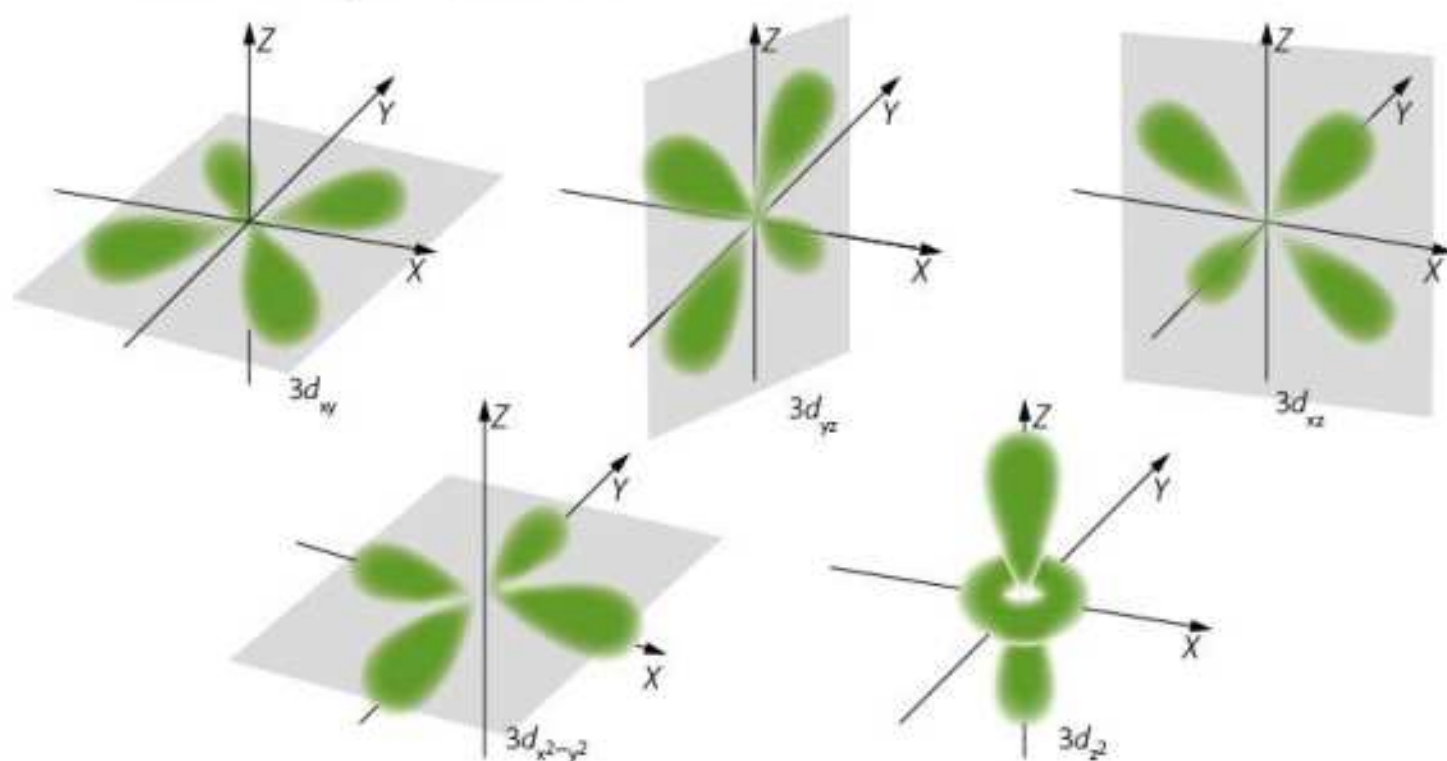
W obrębie każdej podpowłoki p wyodrębniamy trzy orbitale typu p . Mają one bardziej złożony kształt, można je sobie wyobrazić jako „hantle” powstające wskutek obrotu ósemki wokół osi podłużnej. Kształt każdego z trzech orbitali jest identyczny, natomiast różnią się one wzajemną orientacją w przestrzeni – ich osie podłużne są względem siebie prostopadłe (rys. 2.3.). Poszczególne orbitale p oznacza się poprzez dodanie odpowiedniego indeksu. Przykładowo zapis $2p_x$ odpowiada orbitalowi typu p znajdującemu się na powłoce $n = 2$, zorientowanemu wzdłuż osi x przestrzennego układu współrzędnych. Kształty i orientacja orbitali p nie zmieniają się ze wzrostem głównej liczby kwantowej n , natomiast rośnie ich wielkość, tzn. orbitale $3p$ są większe niż orbitale $2p$ itd.



Rys. 2.3. Kształty orbitali $2p$.

Podpowłoka d jest określona przez poboczną liczbę kwantową $l = 2$. Magnetyczna liczba kwantowa m_l może przyjmować zatem wartości $-2, -1, 0, 1$ i 2 i liczba orbitali d wynosi 5. Kształty orbitali i ich oznaczenia symboliczne zostały przedstawione na rys. 2.4. Orbitale d różnią się nie tylko orientacją w przestrzeni, ale

również kształtem, a ich wielkość rośnie wraz ze wzrostem głównej liczby kwantowej n , podobnie jak w przypadku orbitali s i p . Kształty orbitali f są jeszcze bardziej skomplikowane.

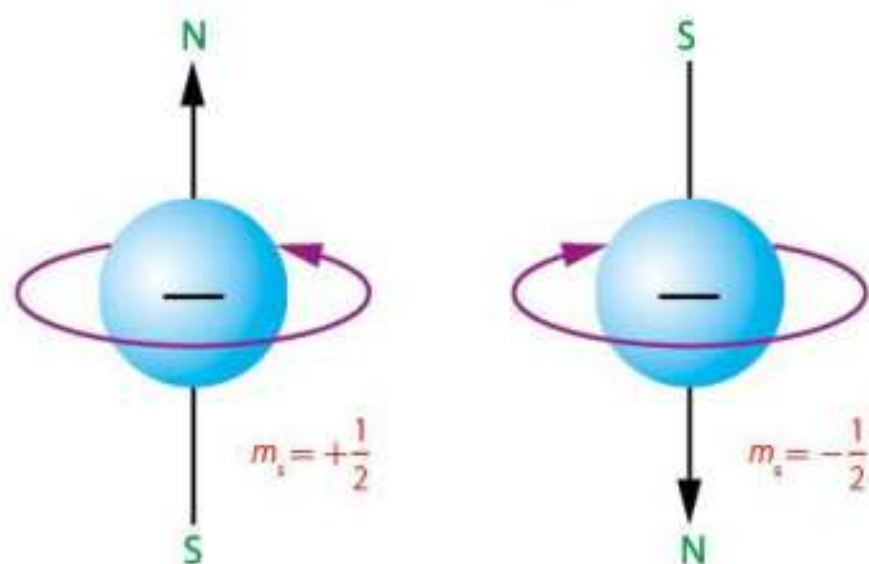


Rys. 2.4. Kształty orbitali $3d$. Na rysunku zaznaczono również płaszczyzny, w których leżą orbitale.

2.3. Spin elektronu

Dokładne badania widma emisyjnego wodoru wykazały, że linie widma ulegają rozszczepieniu pod wpływem pola magnetycznego. Zjawisko to można wytłumaczyć jedynie przy założeniu, że elektrony zachowują się jak miniaturowe magnesy, wytwarzając swoje własne pole magnetyczne. Takie pole może być gene-

- rowane przez ruch obrotowy elektronu wokół własnej osi, tzw. **spin**. Elektron może wirować albo zgodnie z ruchem wskazówek zegara, albo w kierunku przeciwnym. Aby odróżnić te dwa stany, wprowadzono czwartą liczbę kwantową zwaną **magnetyczną spinową liczbą kwantową** m_s , która może przyjmować tylko dwie wartości: $+\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$. Kierunek spinu często oznacza się za pomocą pionowych strzałek: skierowanej ku górze $\uparrow$ (dla $m_s = +\frac{1}{2}$) i skierowanej ku dołowi $\downarrow$ (dla $m_s = -\frac{1}{2}$).



Rys. 2.5. Spin, czyli ruch obrotowy elektronu wokół własnej osi, generuje pole magnetyczne, które może być skierowane w przeciwnych kierunkach. Kierunek pola jest opisany przez magnetyczną spinową liczbę kwantową m_s .

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *powłoka*, *podpowłoka* i *orbital*. Powiąż je z odpowiednim rodzajem liczby kwantowej, która je definiuje.
2. Podaj, ile podpowłok może się znajdować na powłoce elektronowej $n = 5$ oraz jakie będzie oznaczenie literowe tej powłoki.
3. Wskaż, ile orbitali może pomieścić podpowłoka f .
4. Określ, ile orbitali łącznie znajduje się na powłoce:
a) $n = 1$ b) $n = 2$ c) $n = 3$ d) $n = 4$
5. Podaj łączną liczbę orbitali, jaka znajduje się w atomie, który jest zbudowany z trzech powłok elektronowych.
6. Naskicuj schematycznie kształt orbitali $2p_z$ i $3p_z$. Wskaż podobieństwa i różnice w obu rysunkach.
7. Wyjaśnij pojęcie *spin elektronu*.
8. Wytlumacz, dlaczego magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s może przyjmować tylko dwie wartości.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Stan każdego elektronu w atomie jest opisany przez cztery liczby kwantowe: główną n , $\blacktriangleleft$ s. 77 poboczną l , magnetyczną m_l i magnetyczną spinową m_s .
- Główna liczba kwantowa n definiuje powłoki elektronowe. Przyjmuje wartości 1, 2, 3... Po- $\blacktriangleleft$ s. 77 boczną liczbę kwantową l definiuje podpowłoki w obrębie powłok elektronowych. Przyjmuje wartości 0, 1, 2 ... $n - 1$, a podpowłoki są oznaczane odpowiednio symbolami $s, p, d, f...$
- Podpowłoki składają się z orbitali. Rodzaj i liczba orbitalu każdego typu są definiowane $\blacktriangleleft$ s. 78 przez magnetyczną liczbę kwantową m_l , która przyjmuje wartości $-l, -(l - 1), \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$. Podpowłoka s składa się z jednego orbitalu s , podpowłoka p z trzech orbitali p , podpowłoka d z pięciu orbitali d . Orbitalom przypisuje się charakterystyczne kształty – określają one obszar, na którym prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest wysokie, np. 90%.
- Ruch obrotowy elektronu wokół własnej osi, tzw. spin, generuje pole magnetyczne, któ- $\blacktriangleleft$ s. 80 rego kierunek opisuje magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s . Może ona przyjmować jedynie dwie wartości $+\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$.

3. Konfiguracja elektronowa atomów i jonów

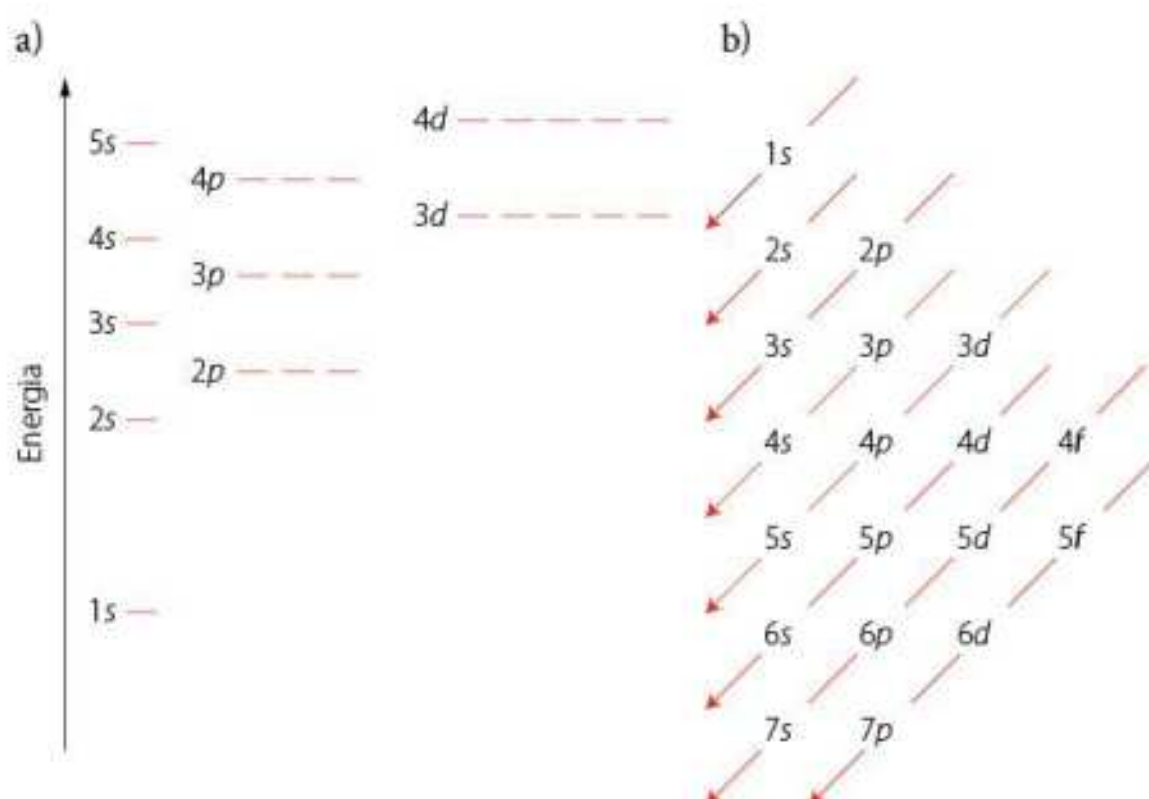
NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, w jaki sposób zmienia się energia elektronu w miarę wzrostu odległości od jądra atomowego;
- odkryjesz, czym jest konfiguracja elektronowa atomu lub jonu;
- poznasz treść zakazu Pauliego i reguły Hunda;
- nauczysz się wyznaczać i zapisywać symbolicznie konfigurację elektronową dowolnego atomu lub jonu atomowego, znając jedynie liczbę atomową pierwiastka;
- dowiesz się, co to są elektrony walencyjne;
- wyjaśnisz, dlaczego niektóre atomy wykazują szczególną tendencję do tworzenia jonów atomowych poprzez oddawanie lub przyjmowanie elektronów.

Znając energie orbitali atomowych, możemy przewidzieć, w jakiej kolejności są one zapelniane. W ten sposób określimy konfigurację elektronową dowolnego atomu. Pomocne w tym są dwie proste reguły wynikające z praw mechaniki kwantowej: zakaz Pauliego oraz reguła Hunda. Znajomość konfiguracji elektronowej atomu jest ważna, gdyż pozwala przewidzieć obserwowane właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastka.

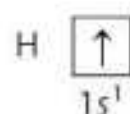
3.1. Energia orbitali

Na rysunku 3.1.a przedstawiono diagram poziomów energetycznych poszczególnych orbitali w izolowanym atomie, czyli wartości energii znajdujących się na nich elektronów. Elektrony znajdujące się na poszczególnych orbitalach wchodzących w skład jednej powłoki mają taką samą energię, zatem oznaczono je symbolami zbiorczymi bez indeksów, np. symbol $3p$ oznacza każdy z orbitali $3p_x$, $3p_y$ bądź $3p_z$. Widzimy, że w miarę oddalania się od jądra atomowego energia elektronów znajdujących się na kolejnych powłokach systematycznie wzrasta. Przykładowo: średnia energia elektronów na powłoce $n = 3$ jest wyższa niż energia elektronów na powłoce $n = 2$, a ta z kolei jest wyższa niż energia elektronów na powłoce $n = 1$. W obrębie jednej powłoki energia elektronów s jest zawsze najniższa, elektrony p mają energię wyższą, elektrony d – jeszcze wyższą, np. $3s < 3p < 3d$. Z kolei jeżeli porównamy poziomy energetyczne orbitali tego samego typu na różnych powłokach, to energia rośnie z n , np. $1s < 2s < 3s < \dots$. W miarę oddalania się od jądra różnice pomiędzy poziomami energetycznymi orbitali stają się coraz mniejsze i może się zdarzyć, że orbital należący do wyższej powłoki elektronowej będzie miał energię niższą niż orbital należący do powłoki niższej. Tak się dzieje np. w przypadku elektronów $4s$, których energia jest nieco niższa niż energia elektronów $3d$.



Rys. 3.1. a) Diagram poziomów energetycznych orbitali w izolowanym atomie; każda pozioma kreska w diagramie oznacza pojedynczy orbital. b) Kolejność zapełniania orbitali elektronami w atomie.

Atomy zapełniają orbitale elektronami w kolejności ich rosnącej energii, co przedstawiono schematycznie na rysunku 3.1.b. W najprostszym atomie wodoru jedyny elektron zajmuje orbital o najniższej możliwej energii, czyli 1s. Symbolicznie zapisujemy **konfigurację elektronową** atomu wodoru jako $1s^1$, gdzie „1” umieszczone przed literą s oznacza wartość głównej liczby kwantowej, s symbol typu orbitalu (podpowłoki), a „1” w indeksie górnym – łączną liczbę elektronów na orbitalach wchodzących w skład podpowłoki. Konfigurację elektronową możemy również przedstawić graficznie w formie tzw. schematu klatkowego, w którym każdy kwadrat oznacza pojedynczy orbital, a strzałka – kierunek spinu elektronu zajmującego ten orbital. Zatem symboliczny zapis konfiguracji elektronowej atomu wodoru to:



konfiguracja elektronowa

Rozmieszczenie elektronów na powłokach i podpowłokach elektronowych atomu nazywamy **konfiguracją elektronową**.

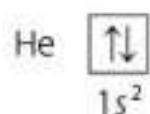
3.2. Zakaz Pauliego

Reguła mechaniki kwantowej zwana **zakazem Pauliego** mówi o tym, że w atomie nie mogą się znaleźć dwa elektrony mające takie same wartości wszystkich czterech liczb kwantowych. Jeżeli dwa elektrony będą miały te same wartości trzech liczb kwantowych n, l, m_l , czyli znajdą się na tym samym orbitalu atomowym, to muszą się różnić przynajmniej wartością czwartej liczby kwantowej m_s ,

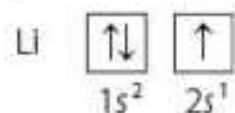
zakaz Pauliego

czyli muszą mieć przeciwne spiny $+\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$. W przeciwnym razie zakaz Pauliego nie byłby spełniony. Oznacza to, że pojedynczy orbital może zmieścić najwyżej dwa elektrony i że ich spiny muszą być skierowane przeciwnie.

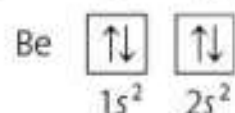
Atom helu He o liczbie atomowej $Z = 2$ ma dwa elektrony. Pierwszy z nich zajmuje dostępny orbital $1s$ o najniższej energii. Drugi również może zająć ten orbital, ale zgodnie z zakazem Pauliego musi mieć przeciwnie skierowany spin. Zatem konfiguracja atomu helu to $1s^2$:



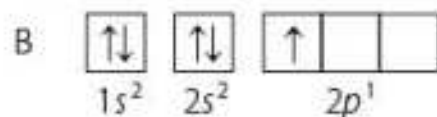
W kolejnym atomie litu Li ($Z = 3$) trzeci elektron nie może się znaleźć na orbitalu $1s$. Zajmuje zatem kolejny dostępny orbital o możliwie najniższej energii, czyli $2s$, a konfigurację elektronową tego atomu możemy zapisać jako $1s^2 2s^1$:



W podobny sposób wyznaczmy konfigurację atomu berylu Be ($Z = 4$) $1s^2 2s^2$:

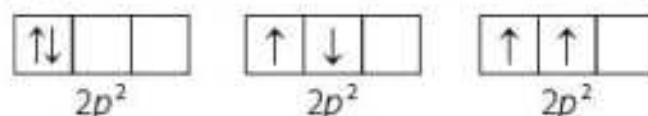


W atomie boru B ($Z = 5$) piąty elektron musi zająć już jeden z orbitali $2p$, gdyż orbitale $1s$ i $2s$ o niższych energiach zostały całkowicie zapelnione. Zatem konfiguracja tego atomu to $1s^2 2s^2 2p^1$:



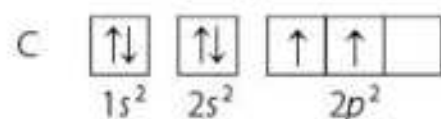
3.3. Reguła Hunda

Następnym atomem w kolejności jest atom węgla C ($Z = 6$) o sześciu elektronach. Dwa z nich zapelnia orbital $1s$, dwa – orbital $2s$, a kolejne dwa muszą trafić na orbitale $2p$. Konfigurację elektronową zapisujemy zatem jako $1s^2 2s^2 2p^2$. Możemy jednak sobie wyobrazić, że te dwa elektrony mogą być rozmieszczone na trzech orbitalach p w różny sposób bez naruszenia zakazu Pauliego, np.:

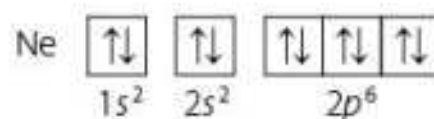
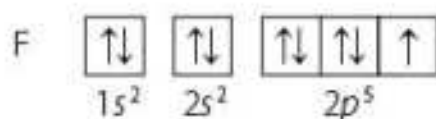
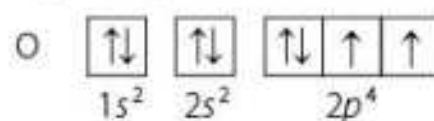
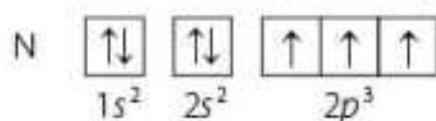


Okazuje się, że atom przyjmuje zawsze taką konfigurację, aby możliwie jak najwięcej elektronów miała równoległe, niesparowane spiny, ponieważ taka konfigu-

racja jest najtrwalsza. Powyższe stwierdzenie stanowi treść tzw. **reguły Hunda**.  reguła Hunda
Zatem zgodnie z tą regułą prawidłowa konfiguracja elektronowa atomu węgla to:



W konfiguracji elektronowej atomu azotu N ($Z = 7$) $1s^2 2s^2 2p^3$ widzimy aż trzy niesparowane elektrony $2p$. Kolejne elektrony trafiają znowu na orbitale $2p$ z utworzeniem konfiguracji atomu tlenu O ($Z = 8$) $1s^2 2s^2 2p^4$, fluoru F ($Z = 9$) $1s^2 2s^2 2p^5$ i neonu Ne ($Z = 10$) $1s^2 2s^2 2p^6$, w której wszystkie elektrony są sparowane (tzn. każdy orbital zawiera po dwa elektrony o przeciwnych spinach). Schematy klatkowe tych konfiguracji przedstawiono poniżej:



3.4. Konfiguracja elektronowa atomów

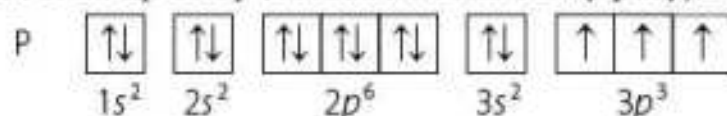
Jeżeli znamy diagram energetyczny orbitali atomowych oraz stosujemy się do zakazu Pauliego i reguły Hunda, możemy wyznaczyć prawidłową **konfigurację elektronową** dowolnego atomu.

Przykład 1.

Wyznacz konfigurację elektronową atomu fosforu P.

Rozwiązanie:

Liczba atomowa Z fosforu wynosi 15. Oznacza to, że jądro atomu fosforu zawiera 15 protonów, zatem wokół niego krąży 15 elektronów. Orbital $1s$ mieści dwa elektrony, orbital $2s$ – kolejne dwa, a trzy orbitale $2p$ – sześć elektronów. Pozostałe pięć elektronów musi trafić na powłokę $n = 3$: dwa na orbital $3s$ i trzy na orbitale $3p$. Zgodnie z regułą Hunda każdy z orbitali $3p$ zostanie obsadzony po jednym elektronie. Zatem konfiguracja elektronowa pierwiastka to: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, a schemat klatkowy przyjmuje postać:



W tabeli 3.1. zostały przedstawione konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków o liczbie atomowej Z od 1 do 38.

Tab. 3.1. Konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków o liczbie atomowej Z od 1 do 38

Z	Pierwiastek	Symbol	Konfiguracja pełna	Konfiguracja skrócona
1	wodór	H	$1s^1$	$1s^1$
2	hel	He	$1s^2$	$1s^2, [\text{He}]$
3	lit	Li	$1s^2 2s^1$	$[\text{He}] 2s^1$
4	beryl	Be	$1s^2 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2$
5	bor	B	$1s^2 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
6	węgiel	C	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
7	azot	N	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$
8	tlen	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$
9	fluor	F	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
10	neon	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6, [\text{Ne}]$
11	sód	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
12	magnez	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$
13	glin	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14	krzem	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15	fosfor	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16	siarka	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17	chlor	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
18	argon	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6, [\text{Ar}]$
19	potas	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[\text{Ar}] 4s^1$
20	wapń	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[\text{Ar}] 4s^2$
21	skand	Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$
22	tytan	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^2 4s^2$
23	wanad	V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$
24	chrom	Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
25	mangan	Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^2$
26	żelazo	Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$
27	kobalt	Co	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$
28	nikiel	Ni	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$
29	miedź	Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
30	cynk	Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$
31	gal	Ga	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$
32	german	Ge	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^2$
33	arsen	As	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$
34	selen	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$
35	brom	Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
36	krypton	Kr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6, [\text{Kr}]$
37	rubid	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	$[\text{Kr}] 5s^1$
38	stront	Sr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$	$[\text{Kr}] 5s^2$

Konfiguracje elektronowe są często zapisywane w formie skróconej. Rdzeń złożony z całkowicie zapelnionych podpowłok wewnętrznych przedstawia się w postaci odpowiedniego symbolu gazu szlachetnego wziętego w nawias kwadratowy. Szczegółowe rozmieszczenie podaje się tylko dla elektronów, zwanych **elektronami walencyjnymi**, znajdujących się na najbardziej zewnętrznych powłokach. Na przykład pełną konfigurację elektronową atomu siarki S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ możemy skrócić do $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$, gdyż $1s^2 2s^2 2p^6$ to zapis konfiguracji atomu neonu Ne.

Jeżeli przeanalizujemy konfigurację elektronową atomów potasu i wapnia (tab. 3.1.), to zauważymy pewną nieregularność. Po całkowitym zapelnieniu podpowłok $3s$ i $3p$ w atomie argonu $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ moglibyśmy oczekiwać, że kolejny elektron w atomie potasu K trafi na podpowłokę $3d$ z utworzeniem konfiguracji $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 3d^1$. Jednak diagram poziomów energetycznych orbitali wskazuje, że energia podpowłoki $4s$ jest niższa niż energia podpowłoki $3d$ (rys. 3.1.a), zatem elektron ten trafia na podpowłokę $4s$ i atom przyjmuje konfigurację $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 4s^1$, czyli $[\text{Ar}] 4s^1$. Z podobnych przyczyn atom wapnia Ca ma konfigurację $[\text{Ar}] 4s^2$. Sytuacja się powtarza dla rubidu Rb i strontu Sr, które przyjmują konfiguracje odpowiednio $[\text{Kr}] 5s^1$ i $[\text{Kr}] 5s^2$, gdyż energia orbitalu $5s$ jest niższa niż energia orbitalu $4d$.

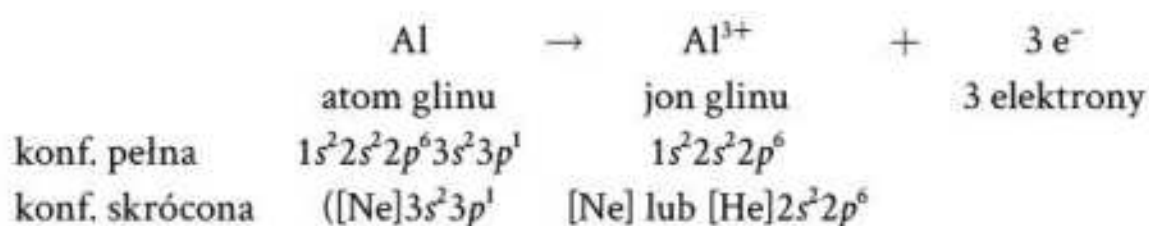
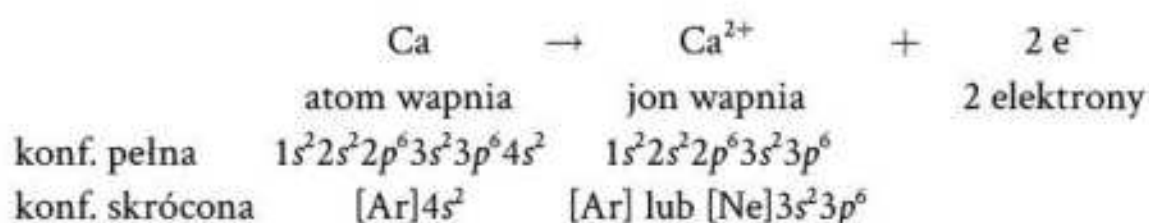
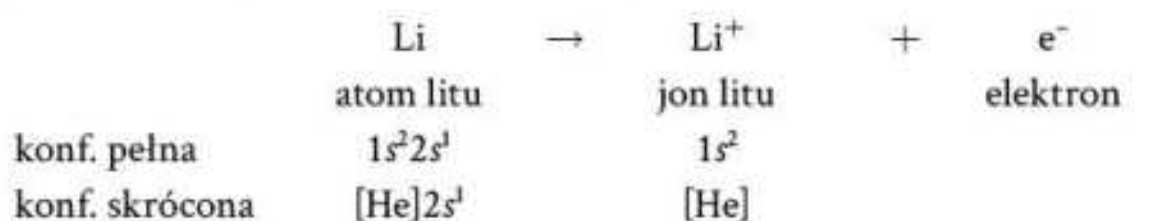
Skand Sc – pierwiastek mający o jeden elektron więcej niż atom wapnia Ca – lokuje ten elektron na jednym z orbitali $3d$. Od tego momentu kolejne pierwiastki systematycznie zapelniają dostępne orbitale d . Wyjątkiem są atomy chromu Cr i miedzi Cu, które przyjmują konfiguracje elektronowe odpowiednio $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ i $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$, a nie jak moglibyśmy oczekiwać – $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ i $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$. Przyczyną tego zjawiska jest wyjątkowa trwałość energetyczna układu, w którym każdy z pięciu orbitali d jest zajęty bądź przez pojedynczy elektron (atom Cr), bądź przez parę elektronów o przeciwnych spinach (atom Cu), tak jak przedstawiają to poniższe schematy klatkowe:



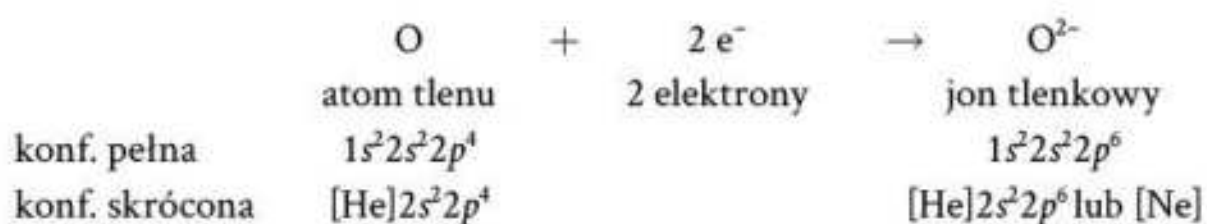
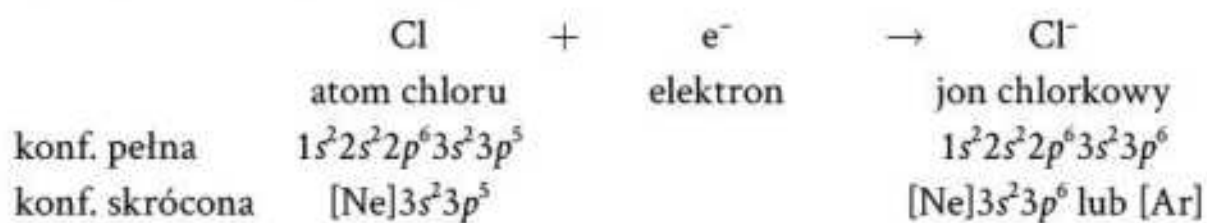
3.5. Konfiguracja elektronowa jonów prostych (atomowych)

Konfiguracje elektronowe atomów gazów szlachetnych, zawierających całkowicie zapelnione podpowłoki, są bardzo trwałe. Atomy innych pierwiastków mogą również osiągnąć trwałą konfigurację gazu szlachetnego, oddając lub przyjmując elektrony w taki sposób, aby ich zewnętrzne podpowłoki były całkowicie wypełnione elektronami.

► Atomy metali mają z reguły od jednego do trzech elektronów walencyjnych na zewnętrznych podpowłokach. Odszczepienie tych elektronów powoduje uzyskanie trwałej konfiguracji elektronowej. Jednocześnie atom przekształca się w jon o ładunku dodatnim – kation. Poniższe równania przedstawiają przykłady powstawania jonów metali i ich konfiguracje elektronowe:



Z kolei atomy niektórych niemetali, którym brakuje jednego lub dwóch elektronów do zapelnienia podpowłok zewnętrznych, mogą osiągnąć trwałą konfigurację, przylączając elektrony. Przy tym przekształcają się w jony o ładunku ujemnym – aniony. Na przykład:



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Ile powłok i ile podpowłok będzie zajętych przez co najmniej jeden elektron w atomie o liczbie atomowej: a) 3, b) 7, c) 14?
2. Uszereguj zgodnie z rosnącą energią orbitale: $4s$, $3s$, $1s$, $3p$, $2p$, $3d$, $2s$.
3. Wyjaśnij, dlaczego atom wapnia Ca ($Z = 20$) przyjmuje konfigurację elektronową $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, a nie: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$.
4. Ile elektronów znajduje się na całkowicie zapelnionej powłoce o:
a) $n = 1$, b) $n = 2$, c) $n = 3$, d) $n = 4$?
5. Wyznacz pełną i skróconą konfigurację elektronową atomu krzemu Si ($Z = 14$) i atomu germanu Ge ($Z = 32$). Narysuj w zeszycie schematy klatkowe tych konfiguracji. Wskaż podobieństwa i różnice między nimi.
6. Jaką liczbę atomową ma pierwiastek o konfiguracji elektronowej:
a) $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$, b) $[\text{Ar}]3d^7 4s^2$, c) $[\text{Kr}]5s^1$?
7. Jakie jony proste powstaną z poniższych pierwiastków? Podaj ich symbole i konfiguracje elektronowe.
a) potas K ($Z = 19$) b) siarka S ($Z = 16$) c) gal Ga ($Z = 31$)

PODSUMOWANIE LEKCJI

- W miarę wzrostu odległości od jądra energia elektronów na kolejnych powłokach, podpowłokach i orbitalach rośnie. Elektrony zapelniają orbitale w kolejności rosnącej energii. ◀ s. 82
- Rozmieszczenie elektronów na poszczególnych orbitalach atomowych nosi nazwę konfiguracji elektronowej. Konfigurację elektronową przedstawiamy w formie symbolicznego zapisu określającego główną liczbę kwantową n powłoki, rodzaj podpowłok (orbitali) zajętych przez elektrony oraz liczbę elektronów na każdej podpowłoce. Konfigurację można przedstawić również w formie schematu klatkowego.
- Zakaz Pauliego mówi, że w atomie nie mogą się znaleźć dwa elektrony mające jednakowe wartości wszystkich czterech liczb kwantowych. W konsekwencji jeden orbital atomowy może pomieścić najwyżej dwa elektrony. ◀ s. 83
- Reguła Hunda stwierdza, że atom przyjmuje taką konfigurację elektronową, w której liczba niesparowanych spinów jest możliwie jak największa, gdyż jest ona konfiguracją najtrwalszą. ◀ s. 83
- Atomy gazów szlachetnych mają wyjątkowo trwałą konfigurację elektronową, w której podpowłoki są całkowicie zapelnione elektronami. Niektóre atomy dążą do uzyskania trwałej konfiguracji gazu szlachetnego poprzez oddawanie lub przyjmowanie elektronów. W ten sposób powstają jony: kationy o ładunku dodatnim lub aniony o ładunku ujemnym. ◀ s. 88

4. Układ okresowy pierwiastków a konfiguracja elektronowa atomu

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, czym jest układ okresowy pierwiastków i jak dzieli się na okresy i grupy;
- nauczysz się definiować bloki *s*, *p* i *d* w obrębie układu okresowego;
- odkryjesz, skąd się biorą nazwy poszczególnych grup;
- dowiesz się, w jaki sposób położenie pierwiastka w układzie okresowym wiąże się z konfiguracją elektronową atomu;
- wyjaśnisz, czym są promień atomowy, pierwsza energia jonizacji i elektroujemność oraz jak te wielkości się zmieniają w zależności od położenia pierwiastka w układzie okresowym;
- poznasz różnice między niemetalami i metalami oraz ich podstawowe właściwości;
- będziesz wiedzieć, gdzie w układzie okresowym należy szukać metali, a gdzie niemetalu.

Zarówno znane, jak i te jeszcze nieznane człowiekowi pierwiastki zostały uporządkowane w formie zbiorczej tabeli zwanej układem okresowym. Układ okresowy jest bardzo ważnym źródłem informacji o pierwiastkach, które pozwala zrozumieć, w jaki sposób konfiguracja elektronowa atomu wpływa na ich właściwości fizyczne i chemiczne. Układ ujawnia również, że właściwości te powtarzają się cyklicznie, oraz ukazuje trendy, według których się zmieniają.

4.1. Struktura układu okresowego pierwiastków

- układ okresowy ▶ **Układ okresowy** (patrz wkładka) ma formę obszernej tabeli, w której są umieszczone symbole i nazwy pierwiastków wraz z dodatkowymi informacjami na ich temat, takimi jak: liczba atomowa, masa atomowa, właściwości fizyczne.
- okresy ▶ W poziomych rzędach zwanych **okresami** pierwiastki są uporządkowane od lewej do prawej w kolejności rosnącej liczby atomowej *Z*. Pierwiastek leżący na prawo od innego pierwiastka ma o jeden proton (i jeden elektron) więcej w atomie. Okres kończy się na gazie szlachetnym, kolejny pierwiastek jest już umieszczony na początku następnego okresu.
- grupy ▶ Pionowe kolumny w układzie okresowym noszą nazwę **grup**. Pierwiastki znajdujące się w jednej grupie mają taką samą konfigurację elektronów walencyjnych (tzn. znajdujących się na najbardziej zewnętrznych orbitalach) i posiadają zbliżone właściwości. We współczesnym układzie okresowym wyróżniamy 18 grup.

Wzięły one swoje nazwy od pierwszego pierwiastka w grupie. Przykładowo: pierwiastki grupy 2 to berylowce, grupy 14 węglowce itd. Wyjątkiem jest grupa 1, której nazwa „litowce” pochodzi od litu Li.

Przykład 1.

Podaj nazwę 17 grupy pierwiastków.

Rozwiązanie:

Pierwszy pierwiastek w grupie 17 to fluor F. Zatem nazwa grupy brzmi „fluorowce”.

Atomy pierwiastków grupy 1 mają następujące konfiguracje elektronowe: lit Li $[\text{He}]2s^1$, sód Na $[\text{Ne}]3s^1$, potas K $[\text{Ar}]4s^1$ itd. Widzimy zatem, że konfiguracja elektronów walencyjnych dla tych pierwiastków jest taka sama – wszystkie mają pojedynczy elektron na zewnętrznym orbitalu s.

W grupie 2 atomy pierwiastków przyjmują konfiguracje: beryl Be $[\text{He}]2s^2$, magnez Mg $[\text{Ne}]3s^2$, wapń Ca $[\text{Ar}]4s^2$. Tym razem atom każdego pierwiastka ma po dwa elektrony walencyjne na zewnętrznym orbitalu s. Pierwiastki, których atomy mają elektrony walencyjne wyłącznie na orbitalu s nazywamy pierwiastkami bloku s. **Blok s składa się z 1 i 2 grupy układu okresowego** (rys. 4.1.).

◀ blok s

Przyjrzyjmy się teraz konfiguracji elektronowej atomów pierwiastków grupy 16: tlen O $[\text{He}]2s^22p^4$, siarka S $[\text{Ne}]3s^23p^4$, selen Se $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$. Widzimy, że atomy te mają po sześć elektronów walencyjnych: dwa elektrony na orbitalu s oraz cztery elektrony na orbitalach p. Pierwiastki, w których atomach elektrony walencyjne znajdują się również na orbitalach p, nazywamy pierwiastkami bloku p. **W skład bloku p wchodzi sześć grup układu okresowego, od 13 do 18** (rys. 4.1.).

◀ blok p

W bloku d są zgrupowane pierwiastki, których atomy, mając zapełniony zewnętrzny orbital s, zapełniają stopniowo orbitale d należące do niższej powłoki elektronowej. **Do bloku d należą np. pierwiastki od skandiu Sc ($Z = 21$) o konfiguracji $[\text{Ar}]3d^14s^2$ do cynku Zn ($Z = 30$) o konfiguracji $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$** (rys. 4.1.).

◀ blok d

Blok s		Blok d										Blok p					
1	2											13	14	15	16	17	18
1	1H																2He
2	3Li 4Be											5B 6C 7N 8O 9F 10Ne					
3	11Na 12Mg											13Al 14Si 15P 16S 17Cl 18Ar					
4	19K 20Ca	21Sc 22Ti 23V 24Cr 25Mn 26Fe 27Co 28Ni 29Cu 30Zn											31Ga 32Ge 33As 34Se 35Br 36Kr				

Rys. 4.1. Podział układu okresowego na bloki.

4.2. Związek pomiędzy konfiguracją elektronową pierwiastka a jego położeniem w układzie okresowym

liczba powłok
elektronowych

Położenie pierwiastka w układzie okresowym ma ścisły związek z konfiguracją elektronową jego atomu. Numer okresu wyznacza **liczbę powłok elektronowych** w atomie, na których znajduje się przynajmniej jeden elektron. Przykładowo: magnez Mg o konfiguracji $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ znajduje się w okresie trzecim (elektrony na powłokach 1, 2 i 3), a żelazo Fe o konfiguracji $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ – w okresie czwartym (elektrony na powłokach 1, 2, 3 i 4).

liczba elektronów
walencyjnych

Z kolei numer grupy wskazuje na **liczbę elektronów walencyjnych** w atomie, znajdujących się na najbardziej zewnętrznych podpowłokach. Dla pierwiastków bloku *s* numer grupy jest równy liczbie elektronów walencyjnych. Dla pierwiastków bloku *p* liczba elektronów walencyjnych jest równa numerowi grupy pomniejszonemu o 10. Natomiast dla pierwiastków bloku *d* numer grupy jest równy łącznej liczbie elektronów walencyjnych *s* i elektronów *d* znajdujących się na powłoce niższej. Przykładowo: tytan Ti o konfiguracji $[Ar]3d^2 4s^2$ znajduje się w grupie 4, gdyż suma elektronów *4s* i *3d* wynosi 4. Pierwsze 20 pierwiastków w układzie okresowym to wyłącznie pierwiastki bloku *s* lub bloku *p*. Hel zalicza się wyjątkowo do grupy 18, chociaż atom tego pierwiastka nie ma elektronów walencyjnych na podpowłoce *p*.

Przykład 2.

W którym okresie i w której grupie układu okresowego znajdzie się pierwiastek o konfiguracji elektronowej $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

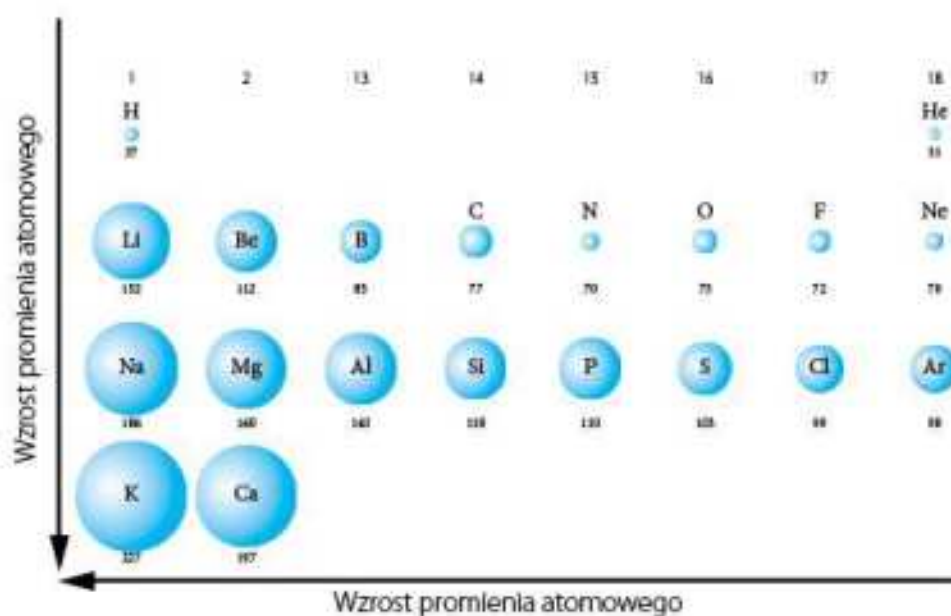
Rozwiązanie:

Z konfiguracji elektronowej wynika, że elektrony znajdują się na powłokach 1, 2 i 3. Zatem pierwiastek leży w trzecim okresie. Konfiguracja elektronów walencyjnych to $3s^2 3p^6$. Atom ma zatem osiem elektronów walencyjnych, musi więc znaleźć się w grupie 18 ($8 + 10 = 18$). Ten pierwiastek to argon Ar.

4.3. Położenie w układzie okresowym a właściwości pierwiastka

Właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków zmieniają się w sposób okresowy w obrębie układu okresowego. Przykładowo: jeżeli przeanalizujemy wielkości atomów poszczególnych pierwiastków wyrażone jako promień atomowy (rys. 4.2.), to zaobserwujemy, że promień atomu rośnie w obrębie grupy z góry na dół, natomiast maleje w obrębie okresu od lewej do prawej.





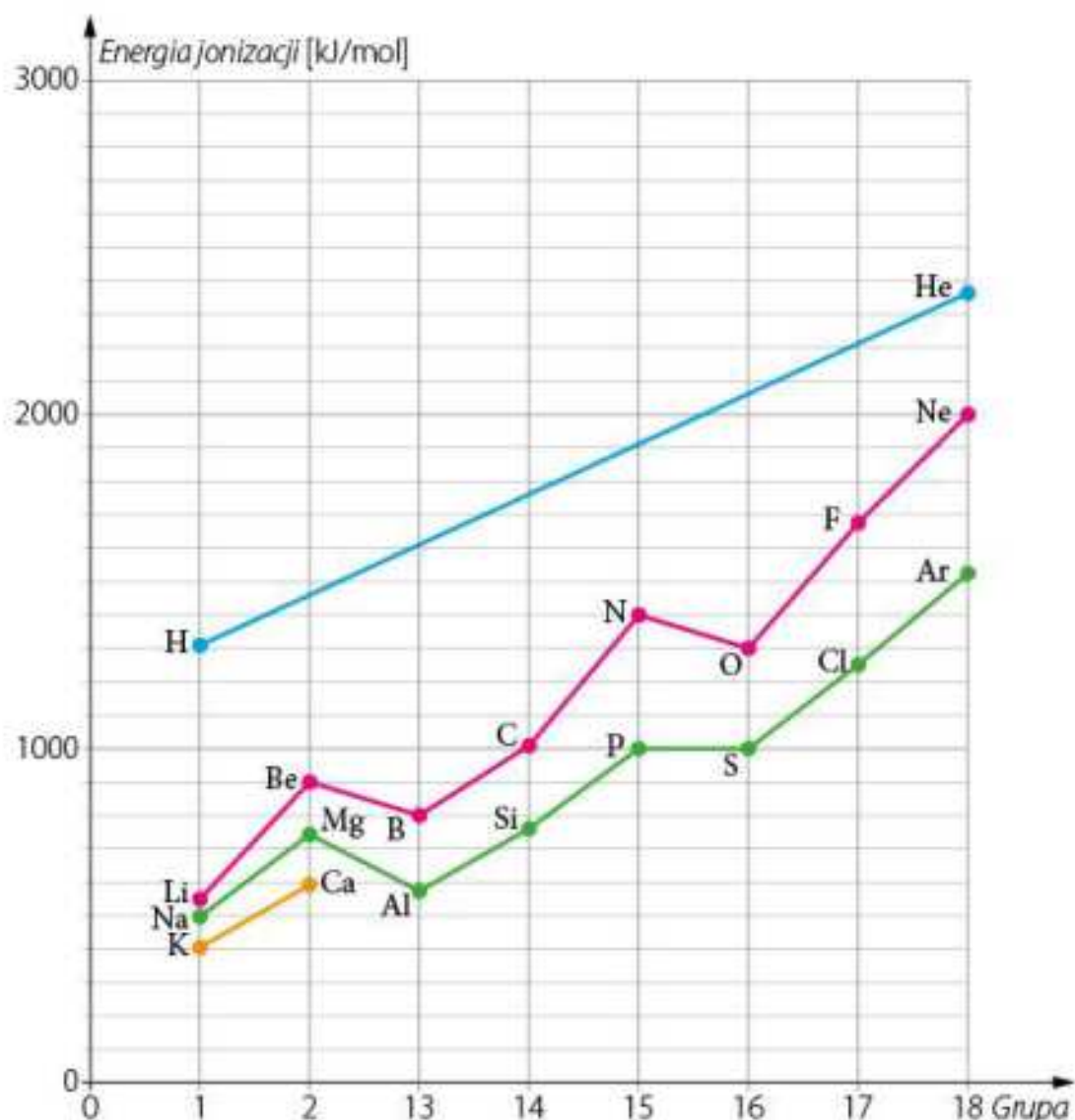
Rys. 4.2. Promień atomowy pierwiastków o liczbach atomowych 1–20 wyrażone w pikometrach ($1 \text{ pm} = 1 \cdot 10^{-12} \text{ m}$). Uwaga: można spotkać bardzo różne wartości promieni atomowych. Te pochodzą z podręcznika R. Chang, *Chemistry*, McGraw–Hill, 2002.

Promień atomowy – miara wielkości atomu wyrażona jako odległość od środka atomu do zewnętrznej granicy chmury elektronów otaczających jądro. ◀ promień atomowy

Wzrost **promienia atomowego** przy przejściu w dół grupy jest oczywisty, jeżeli weźmiemy pod uwagę, że atom każdego kolejnego pierwiastka ma o jedną więcej powłokę elektronową, np. atom litu Li dwie powłoki, sodu Na trzy, potasu K cztery. W obrębie okresu natomiast atom każdego kolejnego pierwiastka ma o jeden proton więcej w jądrze, zatem w miarę przechodzenia od lewej do prawej rośnie siła przyciągania elektronów przez dodatnio naładowane jądro. Elektrony coraz bardziej zbliżają się do jądra i promień atomu maleje.

Podobny trend można zaobserwować dla **pierwszej energii jonizacji**, czyli energii potrzebnej do oderwania pierwszego elektronu z obojętnego atomu (rys. 4.3.). Energia jonizacji mówi nam, jak mocno elektron jest „trzymaany” przez atom. Im większy atom, tym dalej elektrony walencyjne znajdują się od dodatniego jądra, tym słabiej są przyciągane przez to jądro i tym łatwiej je oderwać. Dlatego energia jonizacji rośnie, gdy promień atomu maleje (np. od lewej do prawej w obrębie okresu), oraz maleje, gdy promień atomu rośnie (np. z góry na dół w obrębie grupy). ◀ energia jonizacji

Pierwsza energia jonizacji – nakład energii niezbędny do oderwania pierwszego elektronu z jednego mola elektrycznie obojętnych atomów.



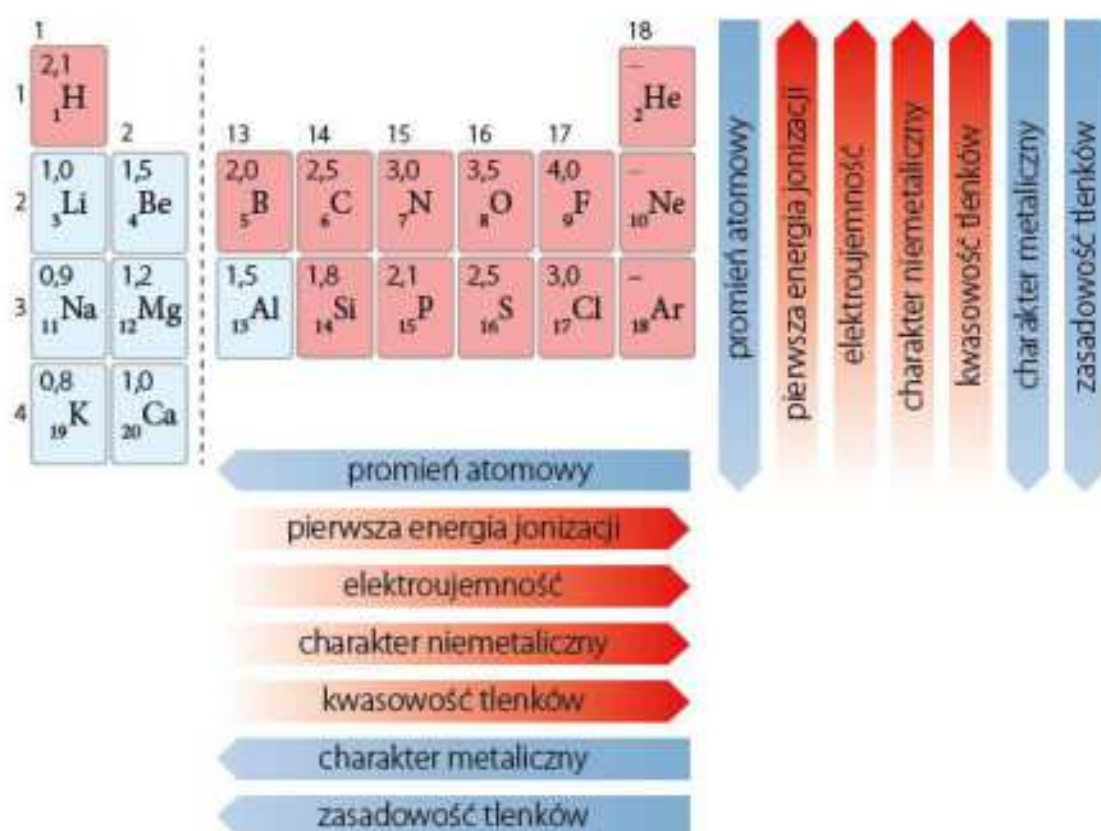
Rys. 4.3. Pierwsza energia jonizacji pierwiastków o liczbach atomowych 1–20.

elektroujemność ▶

Okresowe zmiany można zaobserwować dla wielu innych właściwości charakteryzujących pierwiastki: elektroujemności, charakteru metalicznego/niemetalicznego, tendencji do tworzenia jonów itp. **Elektroujemność** jest właściwością pierwiastka, która określa zdolność atomu do przyciągania elektronów, gdy tworzy on wiązania z innymi atomami. Im większa ta zdolność, tym wyższa elektroujemność. Atomy o małych rozmiarach i dużym ładunku dodatnim jądra silnie przyciągają elektrony i cechują się wysoką elektroujemnością. Atomy większe, o mniejszym ładunku jądra mają elektroujemność niższą. Dlatego elektroujemność wzrasta od lewej strony do prawej w obrębie okresu oraz maleje z góry na dół w obrębie grupy, zgodnie ze zmianami wielkości promienia atomowego (rys. 4.4.). Atomy pierwiastków o najwyższej elektroujemności wykazują tak wysoką tendencję do przyciągania elektronów, że chętnie przekształcają się w jony o ładunku ujemnym – aniony. W ten sposób atom chloru Cl z łatwością przekształca się w jon chlorkowy Cl^- , tlen O – w jon tlenkowy O^{2-} itp. Elektroujemność wyraża się w umownej skali Paulinga, w której najwyższą wartość 4,0 przypisano fluorowi F. Pierwiastki o najwyższej elektroujemności grupują się w prawym górnym rogu układu okresowego. Określamy je zbiorczą nazwą **niemetale** ▶ **niemetali**. Tlenki niemetali (związki niemetali z tlenem) mają charakter **kwasowy**, tzn. nadają roztworom wodnym odczyn kwasowy.

Elektroujemność – właściwość atomu określająca zdolność do przyciągania elektronów (ściślej wiążącej pary elektronowej) wyrażona w jednostkach umownej skali Paulinga 0–4.

W lewej części układu okresowego (np. w grupie 1 i 2) są umieszczone natomiast pierwiastki o niskiej elektroujemności oraz o niskiej energii jonizacji. W rezultacie atomy tych pierwiastków nie wykazują praktycznie tendencji do przyciągania elektronów. Wręcz przeciwnie – stosunkowo łatwo je tracą, przekształcając się w jony o ładunku dodatnim – kationy. Atom sodu Na, tracąc jeden elektron, przekształca się w jon sodu Na^+ , atom magnezu, tracąc dwa elektrony, w jon magnezu Mg^{2+} itd. Pierwiastki, których atomy szczególnie łatwo przekształcają się w kationy, nazywamy **metalami**. Metale mają podobne właściwości fizyczne – są to ciała stałe, często o wysokiej temperaturze topnienia, o srebrzystym połysku, o dobrym przewodnictwie elektrycznym i cieplnym, kowalne i ciągliwe. Tlenki metali (związki metali z tlenem) mają charakter **zasadowy**, nadając roztworom wodnym odczyn alkaliczny. Charakter metaliczny pierwiastka rośnie od prawej strony do lewej w obrębie okresu oraz z góry na dół w obrębie grupy (rys. 4.4.). Typowe metale grupują się w lewej części układu okresowego. Wszystkie pierwiastki bloku *d* są również metalami (np. żelazo Fe, miedź Cu, tytan Ti), gdyż stosunkowo łatwo tracą elektrony walencyjne *s* (jak również niektóre z elektronów *d* znajdujących się na niższej powłoce), przekształcając się w kationy. ♦ metale



Rys. 4.4. Zmiany właściwości fizycznych i chemicznych pierwiastków w zależności od położenia w układzie okresowym dla pierwszych 20 pierwiastków. Liczby nad symbolami pierwiastków przedstawiają wartości elektroujemności (wartości tych nie podano dla gazów szlachetnych, gdyż raczej nie wchodzą w reakcje z innymi pierwiastkami). Metale zostały wyróżnione kolorem niebieskim, niemetale – kolorem czerwonym.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Podaj zbiorcze nazwy pierwiastków znajdujących się w następujących grupach: 2, 8, 11, 13, 15, 17 i 18.
2. Podziel podane pierwiastki na należące do bloku *s*, bloku *p* i bloku *d*: argon, azot, brom, chlor, glin, nikiel, potas, siarka, stront, wanad.
3. Na podstawie konfiguracji elektronowej atomu niklu Ni i bromu Br wyjaśnij, dlaczego zakwalifikowałeś/zakwalifikowałaś te pierwiastki do takiego, a nie innego bloku (patrz zadanie 2).
4. W którym okresie i w której grupie układu okresowego znajdzie się pierwiastek o podanej konfiguracji elektronowej?
a) $1s^2 2s^2 2p^5$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
Podaj nazwy i symbole tych pierwiastków.
5. Wyjaśnij, w jaki sposób zmienia się pierwsza energia jonizacji w obrębie poszczególnych okresów.
6. Uszereguj podane pierwiastki w kolejności rosnącego promienia atomowego: magnez, chlor, potas, fluor. Uzasadnij swoją odpowiedź. Który z tych pierwiastków wykazuje najsilniej niemetaliczny charakter?
7. Ułóż podane pierwiastki w kolejności rosnącej elektroujemności: azot, krzem, tlen, wapń. Uzasadnij swoją odpowiedź. Który z tych pierwiastków wykazuje najsilniej metaliczny charakter?
8. Jaki odczyn – kwasowy czy zasadowy – będą miały roztwory powstałe w wyniku działania wody na podane tlenki?
a) CaO b) Na₂O c) SO₂

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 90 ▶ • Pierwiastki w układzie okresowym są rozmieszczone w poziomych rzędach zwanych okresami i pionowych kolumnach zwanych grupami. Nazwy grup pochodzą od nazwy pierwiastka rozpoczynającego grupę.
- s. 91 ▶ • Atomy pierwiastków bloku *s* mają elektrony walencyjne wyłącznie na zewnętrznej powłoce *s*. Atomy pierwiastków bloku *p* mają elektrony walencyjne zarówno na powłoce *s*, jak i powłoce *p*. Do bloku *d* zaliczamy pierwiastki, których atomy, mając zapełniony zewnętrzny orbital *s*, zapełniają stopniowo orbitale *d* należące do niższej powłoki elektronowej.
- s. 92 ▶ • Położenie pierwiastka w układzie okresowym ma ścisły związek z konfiguracją elektronową jego atomu. Numer okresu jest równy liczbie powłok w atomie, na których znajduje się przynajmniej jeden elektron. Numer grupy ma związek z liczbą elektronów walencyjnych: dla pierwiastków bloku *s* jest równy liczbie tych elektronów, dla pierwiastków bloku *p* jest równy liczbie elektronów walencyjnych powiększonej o 10, a dla pierwiastków bloku *d* – łącznej liczbie walencyjnych elektronów *s* oraz elektronów *d* na niższej powłoce.

- Właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków zmieniają się stopniowo w okresach i grupach. Na przykład promień atomowy, charakter metaliczny pierwiastka i zasadowość jego tlenku rosną od prawej strony do lewej w obrębie okresu oraz z góry na dół w obrębie grupy. Natomiast pierwsza energia jonizacji, elektroujemność, charakter niemetaliczny pierwiastka i kwasowość jego tlenku rosną od lewej strony do prawej w obrębie okresu i z dołu do góry w obrębie grupy.

Podsumowanie przed sprawdzianem

- Współczesny model atomu opisuje rozmieszczenie elektronów w atomie w kategoriach energii elektronu oraz prawdopodobieństwa znalezienia elektronu w danym obszarze przestrzeni. s. 76
- Stan każdego elektronu w atomie jest opisany przez cztery liczby kwantowe: główną n , poboczną l , magnetyczną m_l i magnetyczną spinową m_s . Zgodnie z zakazem Pauliego w atomie nie mogą się znaleźć dwa elektrony o takich samych wartościach wszystkich czterech liczb kwantowych. s. 77
- Główna liczba kwantowa n definiuje powłoki elektronowe. Przyjmuje wartości 1, 2, 3... Poboczna liczba kwantowa l definiuje podpowłoki w obrębie powłok elektronowych. Przyjmuje wartości 0, 1, 2 ... $n - 1$, a podpowłoki są oznaczane odpowiednio symbolami $s, p, d, f...$ Podpowłoki składają się z orbitali. Rodzaj i liczba orbitalu każdego typu są definiowane przez magnetyczną liczbę kwantową m_l , która przyjmuje wartości $-l, -(l - 1), \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$. Każdy orbital może być obsadzony najwyżej dwoma elektronami o przeciwnych spinach definiowanych przez magnetyczną spinową liczbę kwantową m_s , która może przyjmować wartości $+\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$. s. 77
- W miarę wzrostu odległości od jądra energia elektronów na kolejnych powłokach, podpowłokach i orbitalach rośnie. Elektrony zapełniają orbitale w kolejności rosnącej energii. Rozmieszczenie elektronów na poszczególnych orbitalach atomowych nazywamy konfiguracją elektronową. Zgodnie z regułą Hunda atom przyjmuje taką konfigurację elektronową, w której liczba niesparowanych spinów jest jak największa. s. 78
- Atomy gazów szlachetnych mają wyjątkowo trwałą konfigurację elektronową, w której podpowłoki są całkowicie zapełnione elektronami. Niektóre atomy dążą do uzyskania trwałej konfiguracji gazu szlachetnego poprzez oddawanie lub przyjmowanie elektronów. W ten sposób powstają jony atomowe: kationy o ładunku dodatnim lub aniony o ładunku ujemnym. s. 87
- Układ okresowy pierwiastków ma formę tabeli, w której pierwiastki zostały uporządkowane zgodnie z rosnącą liczbą atomową w sposób pozwalający na zaobserwowanie cyklicznych zmian w ich właściwościach. Współczesny układ okresowy składa się z 7 okresów (poziomych rzędów) i 18 grup (pionowych kolumn). W układzie okresowym możemy wyodrębnić bloki pierwiastków s, p i d . s. 90
- Położenie pierwiastka w układzie okresowym ma ścisły związek z konfiguracją elektronową jego atomu. Właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków zmieniają się stopniowo w obrębie okresów i grup. s. 92

Sprawdź, czy umiesz!

1. Porównaj ze sobą właściwości orbitali $2p$ i $3p$. Przerysuj tabelę do zeszytu i ją uzupełnij.

	$2p$	$3p$
Liczba orbitali na podpowłoce		
Kształt orbitali (naskicuj)		
Wielkość orbitali	mniejsze/takie same/większe	mniejsze/takie same/większe
Łączna liczba elektronów na orbitalach		
Energia orbitali	niższa/taka sama/wyższa	niższa/taka sama/wyższa

Wyjaśnij, czy i dlaczego można precyzyjnie wyznaczyć kontury tych orbitali.

2. Określ:

- w których powłokach elektronowych można wyodrębnić podpowłokę f o pobocznej liczbie kwantowej $l = 3$;
- ile pojedynczych orbitali znajduje się na podpowłoce f ;
- ile elektronów może pomieścić podpowłoka f ;
- w których okresach układu okresowego można znaleźć pierwiastki, których atomy mają elektrony na orbitalach f .

3. Podaj, w której grupie i w którym okresie układu okresowego znajdują się pierwiastki o następującej konfiguracji elektronowej:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

4. Zapisz w zeszycie pełną i skróconą konfigurację elektronową atomów zajmujących następujące położenie w układzie okresowym:

- grupa 2 i okres 3,
- grupa 16 i okres 3,
- grupa 4 i okres 4,
- grupa 14 i okres 4,
- grupa 17 i okres 4.

5. Podaj liczbę niesparowanych elektronów znajdujących się w atomach następujących pierwiastków czwartego okresu:

- arsenu,
- galu,
- manganu.

Zapisz konfigurację elektronową tych atomów w postaci skróconych schematów klatkowych.

6. Wskaż, które z pierwiastków z zadania 4. chętnie tworzą jony proste. Określ ładunek tych jonów, podaj ich konfigurację elektronową. Uzasadnij odpowiedź.

7. W związkach chemicznych żelazo często występuje w postaci jonów Fe^{2+} i Fe^{3+} .

- Zapisz w zeszycie skróconą konfigurację elektronową atomu żelaza i obu jonów.
- Zaproponuj wyjaśnienie, dlaczego jony Fe^{3+} są stosunkowo trwałe.

8. Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki glin, tlen, siarka i wapń.

- Uzereguj je w kolejności malejącej elektroujemności.
- Wskaż, który z nich przejawia najsilniej niemetaliczny charakter.
- Wyjaśnij, jak się będzie zmieniał promień atomowy tych pierwiastków.

9. Uzereguj tlenki glinu Al_2O_3 , siarki SO_2 i wapnia CaO od najbardziej kwasowego do najbardziej zasadowego.



Konfiguracja elektronowa atomów gazów szlachetnych z podpowłokami całkowicie zapelnionymi elektronami jest szczególnie trwała. Atomy innych pierwiastków mogą osiągać podobną konfigurację, wchodząc w reakcje chemiczne. W ten sposób powstają wiązania między atomami. W zależności od tego, w jaki sposób atom osiąga trwałą konfigurację elektronową, wyróżniamy wiązanie jonowe, kowalencyjne, koordynacyjne i metaliczne. Cząsteczki przyciągają się wzajemnie za pomocą oddziaływań międzycząsteczkowych, wśród których wyróżniamy m.in. oddziaływania van der Waalsa oraz wiązania wodorowe.

III Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe

1. Wiązanie jonowe i metaliczne

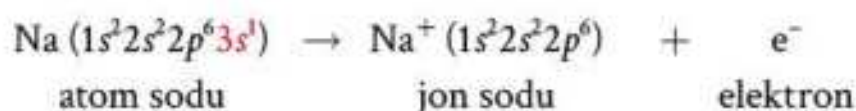
NA TEJ LEKCJI:

- wskażesz pierwiastki, których atomy szczególnie chętnie przekształcają się w kationy lub aniony;
- dowiesz się, jak powstaje wiązanie jonowe;
- dowiesz się, jak jest zbudowany kryształ związku jonowego;
- wyjaśnisz, dlaczego związki jonowe nie przewodzą prądu elektrycznego w stanie stałym, natomiast stają się dobrymi przewodnikami prądu po stopieniu lub rozpuszczeniu w wodzie;
- odkryjesz, na czym polega wiązanie metaliczne;
- poznasz właściwości wspólne dla wszystkich metali;
- wykażesz, jak obecność chmury zdelokalizowanych elektronów wpływa na właściwości metali, np. przewodnictwo elektryczne i cieplne.

Atomy wielu pierwiastków mogą uzyskać trwałą konfigurację elektronową, przekształcając się w dodatnio lub ujemnie naładowane jony. Jony o przeciwnych znakach przyciągają się wzajemnie wskutek kulombowskich oddziaływań elektrostatycznych. Takie oddziaływanie nazywamy wiązaniem jonowym. Powstaje ono wtedy, gdy łączą się ze sobą pierwiastki znacznie różniące się elektroujemnością, przynajmniej o 1,7 jednostki w skali Paulinga. Substancje zawierające wiązania jonowe stanowią ważną grupę związków, w skład której wchodzi tlenki i wodorotlenki metali oraz sole. W metalach i ich stopach występuje wiązanie metaliczne, które polega na przyciąganiu elektrostatycznym pomiędzy jonami metali a chmurą zdelokalizowanych elektronów.

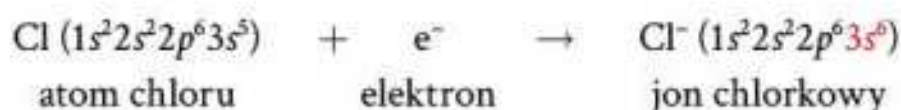
1.1. Powstawanie wiązania jonowego

Atomy pierwiastków o niskiej elektroujemności, posiadające niewielką liczbę elektronów walencyjnych, mogą osiągnąć trwałą konfigurację atomu gazu szlachetnego poprzez utratę tych elektronów. Ułatwia to rozmiar atomów – są one stosunkowo duże, zatem elektrony na zewnętrznych podpowłokach są słabiej przyciągane przez jądro. Utrata elektronu lub elektronów powoduje powstanie kationy ➤ jonu o dodatnim ładunku elektrycznym – **kationu**. W ten sposób zachowują się atomy metali. Przykładowo: atom sodu Na, który ma pojedynczy elektron walencyjny na orbitalu 3s, z łatwością go traci, przekształcając się w prosty jon sodu Na⁺ o konfiguracji elektronowej neonu.

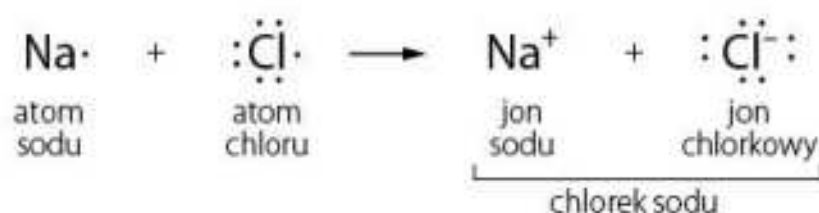


Wielkość ładunku kationu zależy od liczby elektronów walencyjnych w atomie. ◀ ładunek kationu
 Metale grupy 1 – litowce – mają jeden elektron walencyjny s , zatem wszystkie tworzą kationy o ładunku $+1$. Metale grupy 2 – berylłowce – z dwoma elektronami walencyjnymi s , tworzą kationy o ładunku $+2$, np. Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} . Glin Al i gal Ga, należące do grupy 13, tracą trzy elektrony walencyjne (2 elektrony s i jeden elektron p), przekształcając się w jony odpowiednio Al^{3+} i Ga^{3+} . Kationy o ładunku wyższym niż $+3$ raczej nie powstają, gdyż oderwanie czwartego elektronu od jonu o wysokim ładunku dodatnim wymaga już bardzo dużego nakładu energii. Niektóre metale, zwłaszcza te należące do bloku d , mogą tworzyć jony o różnych ładunkach, oddając nie tylko elektrony znajdujące się na najbardziej zewnętrznej powłoce s , lecz także elektrony d . Na przykład żelazo tworzy dwa rodzaje jonów prostych: Fe^{2+} i Fe^{3+} .

Atomy pierwiastków o wysokiej elektroujemności mają niewielkie rozmiary, zatem elektrony zewnętrzne są w nich przyciągane stosunkowo silnie, gdyż znajdują się bliżej dodatnio naładowanego jądra. Atomom tym brakuje jednego lub dwóch elektronów do trwałej konfiguracji atomu gazu szlachetnego. Osiągają ją, przylączając elektrony, przy czym przekształcają się w jony o ładunku ujemnym – **aniony**. W ten sposób zachowują się niektóre niemetale. Na przykład atom chloru Cl o siedmiu elektronach walencyjnych w konfiguracji $3s^2 3p^5$ uzupełnia powłokę $3p$ o dodatkowy elektron, osiągając konfigurację elektronową argonu i przekształca się w jon chlorkowy Cl^- . ◀ aniony



Jeżeli dojdzie do reakcji chemicznej między pierwiastkami znacznie różniącymi się elektroujemnością, to atomy pierwiastka o niższej elektroujemności przekształcą się w kationy, a uwolnione elektrony zostaną przylączone do atomów pierwiastka o wyższej elektroujemności, które przekształcą się w aniony. Jony o przeciwnych znakach przyciągają się wzajemnie z dużą siłą wskutek oddziaływań elektrostatycznych (kulombowskich). W ten sposób powstaje **wiązanie jonowe**. Sód Na i chlor Cl, pierwiastki o bardzo różnej elektroujemności (odpowiednio 0,9 i 3,0) reagują ze sobą bardzo gwałtownie (rys. 1.1.). Produktem reakcji jest chlorek sodu NaCl, w którym powstałe jony Na^+ i Cl^- są związane wiązaniami jonowymi. Reakcję między atomem sodu a atomem chloru można przedstawić za pomocą **wzorów elektronowych** w następujący sposób:



Rys. 1.1. Reakcja metalicznego sodu z gazowym chlorem. Sód pali się jasnym płomieniem w atmosferze gazowego chloru o barwie żółtozielonej. Produktem jest biały pylisty chlorek sodu.

wzór elektronowy ▶ **Wzór elektronowy** – forma wzoru chemicznego ukazującego symbolicznie elektrony walencyjne w postaci kropek lub kresek (każda kreska odpowiada dwóm elektronom) wokół symbolu pierwiastka.

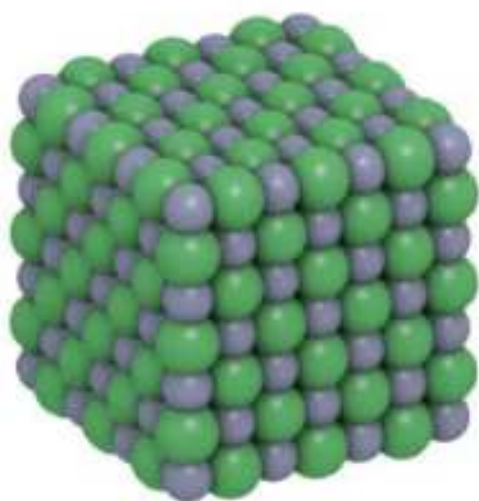
1.2. Budowa i właściwości związków jonowych

związki jonowe ▶ Związki chemiczne, w których jony o przeciwnych znakach łączą się wiązaniami jonowymi, nazywamy **związkami jonowymi**. Składają się one z ogromnej liczby kationów i anionów przyciągających się wzajemnie siłami elektrostatycznymi. Jony te układają się naprzemiennie w regularny sposób, tak aby umożliwić jak najsilniejsze oddziaływanie między nimi. Powstaje uporządkowana struktura, którą nazywamy **kryształem jonowym**. Regularne ułożenie jonów często odzwierciedla się w kształcie zewnętrznym kryształu.

kryształ jonowy ▶

W kryształach chlorku sodu NaCl (rys. 1.2.a), każdy jon sodu Na^+ jest otoczony sześcioma jonami chlorkowymi Cl^- i z kolei każdy jon Cl^- jest otoczony sześcioma jonami Na^+ . Zapewnia to optymalne przyciąganie między jonami o przeciwnych znakach i prowadzi do powstania regularnej struktury o geometrii sześciennej, odzwierciedlonej w kształcie kryształów (rys. 1.2.b). **Należy podkreślić, że wzór chlorku sodu NaCl oznacza jedynie wzajemny stosunek jonów w kryształach, tzn. że na jeden jon sodu przypada jeden jon chlorkowy. W żadnym wypadku nie należy sądzić, że chlorek sodu zbudowany jest z „cząsteczek”, które składają się z jednego atomu sodu i jednego atomu chloru – takie rozumowanie jest całkowicie błędne!**

a)



b)



Rys. 1.2. Chlorek sodu NaCl: a) budowa wewnętrzna kryształu, szaroniebieskie kulki oznaczają jony Na^+ , zielone – jony chlorkowe Cl^- , b) fotografia kryształów chlorku sodu.

Inne związki jonowe mają podobną budowę. Przykładowo: kryształ fluorku wapnia CaF_2 składa się z jonów wapnia Ca^{2+} i jonów fluorkowych F^- , przy czym jonów F^- jest dwa razy więcej niż jonów Ca^{2+} .



Rys. 1.3. Kryształy fluorku wapnia CaF_2 zabarwione domieszkami innych jonów.

Przykład 1.

Jaki rodzaj wiązania powstanie w wyniku reakcji metalicznego potasu K z siarką S? Podaj wzór chemiczny powstałego związku.

Rozwiązanie:

Wartości elektroujemności dla potasu i siarki to odpowiednio 0,8 i 2,5 w skali Paulinga (rys. 4.4., str. 95). Różnica elektroujemności pierwiastków wynosi 1,7, zatem pierwiastki te będą tworzyły ze sobą wiązanie jonowe. Potas jest pierwiastkiem o niskiej elektroujemności i znajduje się w 1 grupie układu okresowego. Zatem ma pojedynczy elektron walencyjny s, który łatwo może utracić, przekształcając się w jon potasu K^+ . Siarka jest pierwiastkiem o wyższej elektroujemności, który jest położony w 16 grupie układu okresowego. Atom siarki ma sześć elektronów walencyjnych: dwa elektrony s i cztery elektrony p. Do osiągnięcia trwałej konfiguracji najbliższego gazu szlachetnego – argonu – brakuje mu dwóch elektronów. Atom siarki zatem przyłącza dwa elektrony, przekształcając się w jon siarczkowy S^{2-} . Aby kryształ powstałego związku jonowego – siarczku potasu – był obojętny elektrycznie, powinien zawierać dokładnie dwa razy więcej jonów K^+ niż jonów S^{2-} . Zatem wzór chemiczny siarczku potasu to K_2S .

Doświadczenie 1.

Badanie właściwości fizycznych związków jonowych

Odczynniki: chlorek sodu NaCl (sól kuchenna), woda destylowana

Sprzęt laboratoryjny: probówki, zlewka o pojemności 200 cm^3 , palnik gazowy, zestaw do pomiaru przewodnictwa złożony z baterii, woltomierza lub żarówki od latarki i dwóch metalowych blaszek (np. stalowych) połączonych izolowanymi przewodami elektrycznymi tak jak na schemacie (rys. 1.4).

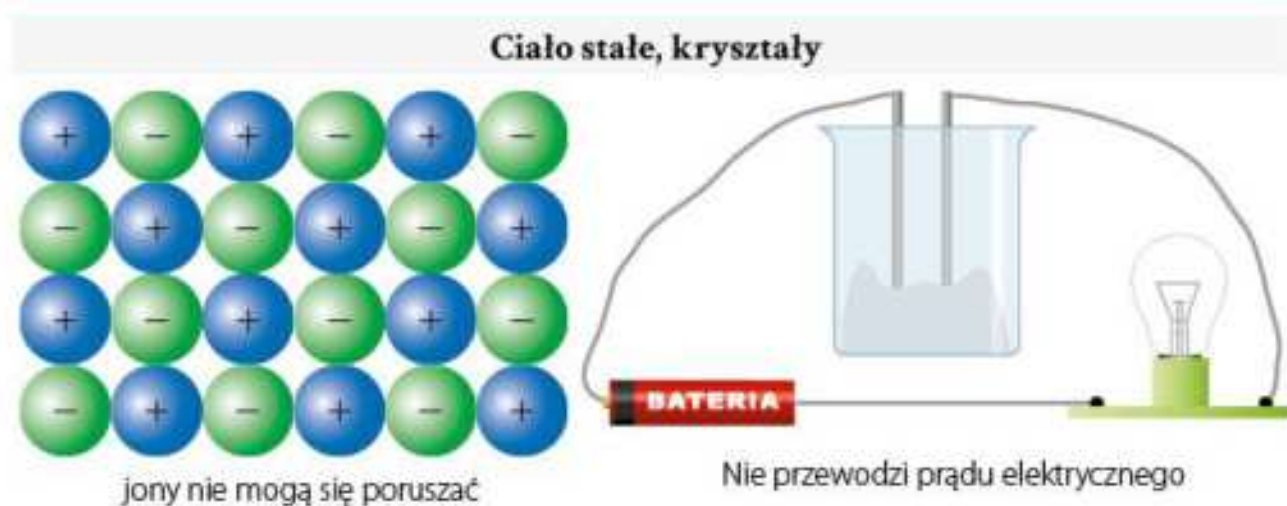
Opis: Wsyp do probówki nieco chlorku sodu i ogrzewaj probówkę w płomieniu palnika. Sprawdź, czy to wystarczy, by stopić tę sól. W zlewce umieść tyle chlorku sodu, aby utworzył na dnie warstwę o grubości ok. 1 cm. Włóż koń-

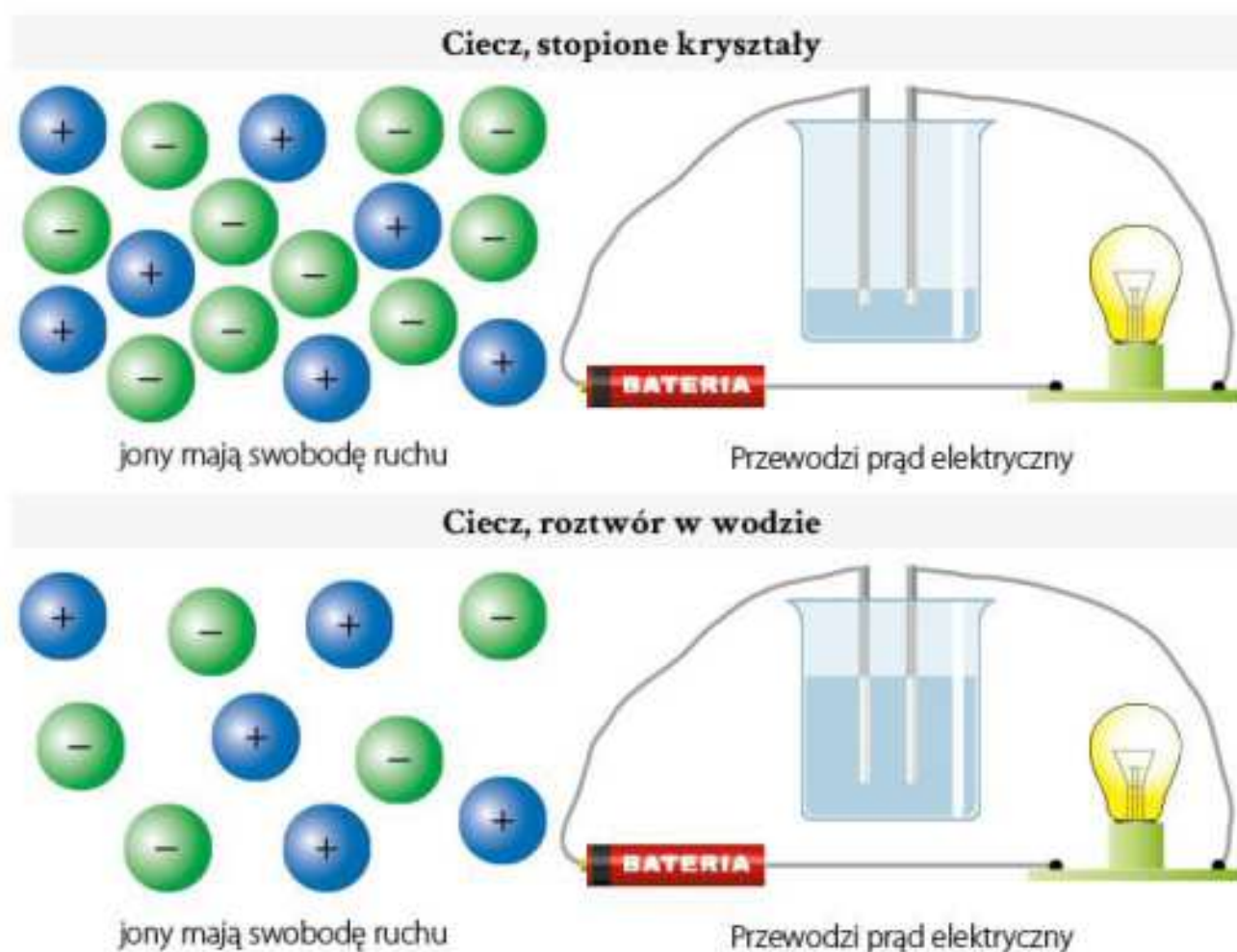
ce obu metalowych blaszek do suchej soli i sprawdź, czy żarówka się świeci (lub czy wskazówka woltomierza się wychyla). Wyjmij blaszki, do soli dolej ok. 50 cm³ wody destylowanej, wymieszaj zawartość, aby sól uległa rozpuszczeniu i zanurz obie blaszki w roztworze. Ponownie obserwuj, czy żarówka się świeci (wskazówka woltomierza się wychyla).

związki jonowe ► Związki jonowe są w temperaturze pokojowej ciałami stałymi o strukturze krystalicznej. Jony o przeciwnych znakach przyciągają się z dużą siłą w kryształach. Aby te oddziaływania pokonać, oderwać jony od siebie i przeprowadzić kryształ w stan ciekły, trzeba znacznego nakładu energii. Dlatego związki jonowe mają z reguły **wysokie temperatury topnienia** (tab. 1.1.). Kryształy jonowe nie przewodzą prądu elektrycznego w stanie stałym, gdyż jony, które mogłyby przenosić ładunek elektryczny, są uwięzione w sieci krystalicznej i nie mogą się poruszać. Gdy jednak związek taki stopimy, jony zostają uwolnione, dzięki czemu zyskują możliwość swobodnego ruchu i przenoszenia ładunku. Gdy w ciekłym stopie zanurzymy dwie blaszki metalowe, do których przyłożymy napięcie, kationy będą się poruszać w kierunku blaszki naładowanej ujemnie, a aniony – w kierunku blaszki naładowanej dodatnio i popłynie prąd. Zatem stopione związki jonowe będą przewodziły prąd elektryczny. Rozpuszczanie związków jonowych w wodzie również powoduje rozpad kryształów jonowych na kationy i aniony obdarzone swobodą ruchu. Zatem roztwory wodne związków jonowych także przewodzą prąd elektryczny (tab. 1.1.).

Tab. 1.1. Temperatury topnienia chlorków wybranych pierwiastków grupy 1 i 2

Nazwa związku jonowego	Wzór chemiczny	Temp. topn. [°C]
chlorek litu	LiCl	605
chlorek sodu	NaCl	801
chlorek potasu	KCl	770
chlorek magnezu	MgCl ₂	714
chlorek wapnia	CaCl ₂	772



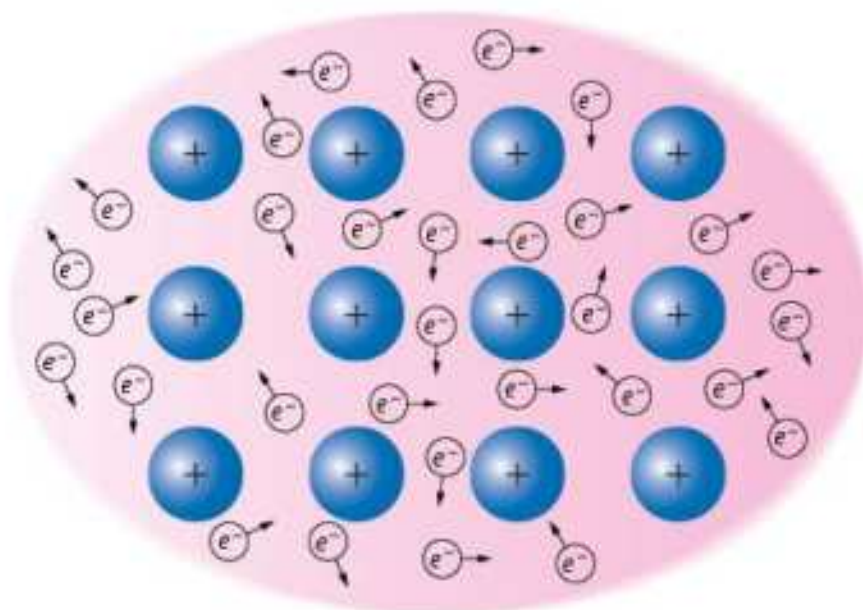


Rys. 1.4. Przewodnictwo elektryczne związków jonowych.

1.3. Wiązanie metaliczne. Właściwości fizyczne metali

Wiązanie metaliczne występuje w metalach i ich stopach. Atomy metali mają niewielką liczbę elektronów walencyjnych, które chętnie oddają, przekształcając się w kationy. W stanie stałym wszystkie atomy metalu zostają przekształcone w jony, które układają się w regularną, trójwymiarową sieć **kryształu metalicznego**. Natomiast uwolnione elektrony poruszają się swobodnie między kationami, tworząc coś w rodzaju ujemnie naładowanego gazu elektronowego, utrzymującego dodatnio naładowane kationy razem i przeciwdziałającego elektrostatycznemu odpychaniu między tymi jonami (rys. 1.5.). Nazywamy je **elektronami zdelokalizowanymi**, gdyż nie można ich przypisać do żadnego konkretnego atomu.

- ◀ wiązanie metaliczne
- ◀ kryształ metaliczny
- ◀ elektrony zdelokalizowane



Rys. 1.5. Model wiązania metalicznego.



Doświadczenie 2.

Badanie właściwości fizycznych metali

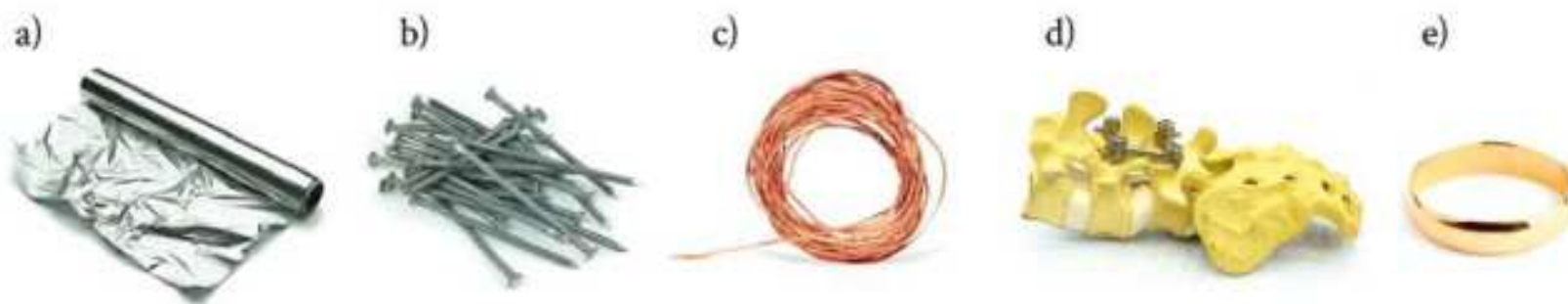
Odczynniki: blaszki z żelaza (stali), glinu, cynku, miedzi (mogą też być inne metale), łyżeczka metalowa.

Sprzęt laboratoryjny: zestaw do pomiaru przewodnictwa złożony z baterii, woltomierza lub żarówki od latarki i dwóch metalowych blaszek (np. stalowych) połączonych izolowanymi przewodami elektrycznymi tak jak na schemacie (Rys.1.4); młotek; zlewka o poj. 200 cm³ wypełniona do połowy gorącą wodą.

Spróbuj zmienić kształt blaszek metalowych, zginając je w palcach i uderzając młotkiem. Przy pomocy zestawu do pomiaru przewodnictwa zbadaj, czy blaszki metalowe przewodzą prąd elektryczny. Umieść w zlewce z gorącą wodą zimną łyżeczkę. Po 30 sekundach ostrożnie zbadaj dotykiem temperaturę końca łyżeczki wystającego ze zlewki (ostrożnie, łyżeczka może być bardzo gorąca!).

metale –
charakterystyka

► Ze względu na obecność wiązania metalicznego metale wykazują bardzo podobne właściwości fizyczne. Praktycznie wszystkie (oprócz rtęci Hg) są ciałami stałymi o srebrno-szarym kolorze (z wyjątkiem czerwonej miedzi Cu, jasno-żółtego ceszu Cs i żółtego złota Au) i charakterystycznym metalicznym połysku. Są kowalne i ciągliwe, tzn. pod wpływem działania siły (np. uderzenia młotka) odkształcają się, ale nie rozpadają na mniejsze fragmenty. Wszystkie metale są doskonałymi przewodnikami elektryczności zarówno w stanie stałym, jak i ciekłym, gdyż swobodnie poruszające się elektrony mogą bez przeszkód przenosić ładunek elektryczny. Metale również świetnie przewodzą ciepło. Ze względu na swoje właściwości metale są powszechnie wykorzystywane przez człowieka jako materiały konstrukcyjne, przewodniki elektryczności i ciepła, tworzywa dekoracyjne itp. Najważniejszymi technologicznie metalami są żelazo Fe, glin Al, miedź Cu i tytan Ti. Na rysunku 1.6. przedstawiono przedmioty wykonane z tych metali.



Rys. 1.6. Obiekty wykonane z różnych metali: a) folia aluminiowa, b) żelazne gwoździe, c) drut miedziany, d) tytanowe śruby chirurgiczne, e) złota obrączka.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wiązanie jonowe powstaje wtedy, gdy różnica elektroujemności między pierwiastkami wynosi nie mniej niż 1,7. Przeanalizuj wartości elektroujemności podane w poprzednim dziale (rys. 4., str. 95) i określ, które z poniższych par pierwiastków mogą tworzyć wiązania jonowe. Jeżeli takie wiązanie powstanie, wskaż, który z pierwiastków będzie występował jako kation, a który – jako anion.
a) azot i wodór b) chlor i lit c) fluor i węgiel d) magnez i tlen
2. W związkach jonowych skand Sc występuje prawie zawsze w postaci jonu Sc^{3+} . Wskaż, które elektrony oddaje atom skandu, aby przekształcić się w ten jon. Zapisz w zeszycie konfigurację elektronową atomu Sc i jonu Sc^{3+} .
3. Bromek wapnia jest związkiem jonowym. Wyjaśnij, co oznacza zapis wzoru chemicznego tego związku CaBr_2 . Odpowiedź wybierz spośród podanych.
a) Związek składa się z obojętnych elektrycznie cząsteczek, w których pojedynczy atom wapnia wiąże się z dwoma atomami bromu.
b) Związek składa się z obojętnych elektrycznie cząsteczek, w których pojedynczy jon wapnia Ca^{2+} wiąże się wiązaniami jonowymi z dwoma jonami bromkowymi Br^- .
c) Związek składa się z wielkiej liczby jonów wapnia Ca^{2+} powiązanych wiązaniami jonowymi z dwukrotnie większą liczbą jonów bromkowych Br^- .
d) Związek stanowi mieszaninę atomów wapnia i bromu we wzajemnym stosunku liczbowym 1 : 2.
4. Omów i wyjaśnij różnice w przewodzeniu prądu elektrycznego przez stały chlorek sodu, stopiony chlorek sodu i roztwór chlorku sodu w wodzie.
5. Wyjaśnij, na czym polega wiązanie metaliczne. Wskaż podobieństwa i różnice między wiązaniem metalicznym i wiązaniem jonowym.
6. Wyjaśnij, dlaczego metale mają bardzo podobne właściwości fizyczne.
7. Wskaż, które z poniższych substancji będą przewodziły prąd elektryczny.
a) metaliczny magnez w stanie stałym b) stopiony metaliczny magnez
c) roztwór chlorku magnezu w wodzie d) krystaliczny chlorek magnezu
e) stopiony chlorek magnezu

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Pierwiastki, które różnią się znacznie elektroujemnością, tworzą między sobą wiązania jonowe, w których pierwiastek o niższej elektroujemności występuje w postaci kationów, a pierwiastek o wyższej elektroujemności – w postaci anionów. Kationy i aniony przyciągają się wzajemnie siłami elektrostatycznymi.

s. 100,
101

- s. 102 ▶ • Związki jonowe składają się z ogromnej liczby kationów i anionów ułożonych na przemian w regularny sposób, tak aby zapewnić optymalne przyciąganie między jonami o przeciwnych znakach.
- s. 102 ▶ • Jony znajdujące się w kryształach związku jonowego nie mają możliwości ruchu, zatem w stanie stałym związki jonowe nie przewodzą prądu elektrycznego. Po stopieniu lub rozpuszczeniu w wodzie kryształ rozpada się na poszczególne jony, które mogą się poruszać i przenosić ładunek elektryczny. Zatem stopione związki jonowe i ich roztwory przewodzą prąd elektryczny.
- s. 105 ▶ • W metalach i ich stopach występuje wiązanie metaliczne. Polega ono na przyciąganiu elektrostatycznym między kationami metali ułożonymi w regularną sieć krystaliczną, a chmurą zdekalizowanych elektronów poruszających się swobodnie pomiędzy nimi. Metale są doskonałymi przewodnikami prądu elektrycznego i ciepła.

2. Wiązanie kowalencyjne

NA TEJ LEKCJI:

- wykażesz, że atomy wielu pierwiastków osiągają trwałą konfigurację elektronową poprzez uwspólnienie elektronów walencyjnych z innymi atomami;
- wyjaśnisz, co to jest wiążąca para elektronowa i wiązanie kowalencyjne;
- dowiesz się, jak powstają wielokrotne wiązania kowalencyjne: podwójne i potrójne;
- poznasz symboliczny sposób przedstawienia wiązania kowalencyjnego;
- odkryjesz, dlaczego wiązania kowalencyjne łączące atomy różnego rodzaju są najczęściej spolaryzowane, tzn. można w nich wyróżnić biegun dodatni i ujemny;
- dowiesz się, czym różni się wiązanie koordynacyjne od „zwykłego” wiązania kowalencyjnego i jak je zapisujemy symbolicznie;
- poznasz pojęcia: *wolna para elektronowa*, *donor* i *akceptor*;
- odróżnisz jony złożone od jonów atomowych i przedstawisz symbolicznie ich budowę.

Atomy mogą łączyć się ze sobą również poprzez uwspólnianie (współdzielenie) elektronów walencyjnych. Taki typ wiązania chemicznego nazywamy wiązaniem kowalencyjnym. Uwspólnienie elektronów pozwala łączącym się atomom na osiągnięcie trwałej konfiguracji atomu gazu szlachetnego. Wiązanie

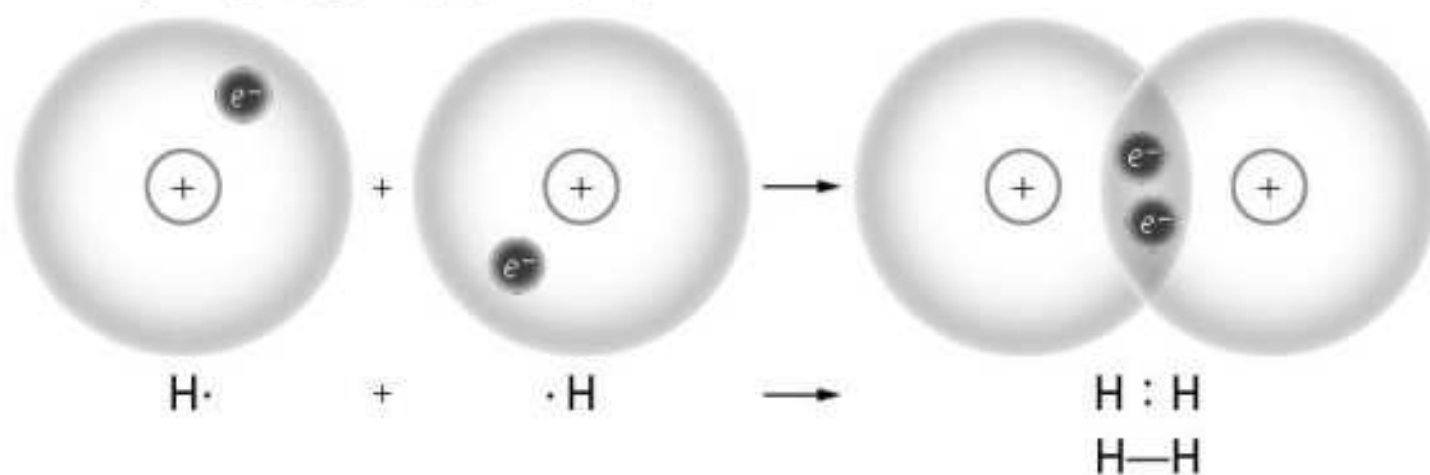
kowalencyjne jest bardzo ważnym rodzajem wiązania chemicznego, występuje powszechnie w różnorodnych związkach chemicznych. Może też powstawać pomiędzy atomami tego samego pierwiastka. Wiązanie kowalencyjne łączące atomy pierwiastków o różnej elektroujemności jest spolaryzowane, to znaczy ma charakter dipolu elektrycznego. Szczególnym rodzajem wiązania kowalencyjnego jest wiązanie koordynacyjne, w którym uwspólnione elektrony walencyjne pochodzą od jednego z łączących się atomów.

2.1. Wiązanie kowalencyjne w pierwiastkach

Atomy wielu pierwiastków osiągają trwałą konfigurację gazu szlachetnego w inny sposób niż tworzenie jonów. Wspólniają one swoje elektrony walencyjne, tworząc **wiązanie kowalencyjne** (atomowe). Przeanalizujmy, jak powstaje takie wiązanie na przykładzie wodoru (rys. 2.1.), który występuje w formie dwuatomowych cząsteczek H_2 . Każdy atom wodoru ma pojedynczy elektron na kulistym orbitalu $1s$. Gdy dwa atomy wodoru znajdą się wystarczająco blisko siebie, ich elektrony mogą stać się wspólne dla obu atomów, tzn. każdy z nich może okręcać zarówno jedno, jak i drugie jądro. W tej sytuacji każdy z atomów wodoru osiąga trwałą konfigurację atomu helu $He\ 1s^2$. Para uwspólnionych elektronów, zwana **parą wiążącą**, stanowi **pojedyncze wiązanie kowalencyjne**, które we wzorach strukturalnych symbolicznie przedstawiamy w postaci linii łączącej atomy. Oba elektrony obiegają oba jądra atomowe, jednak najczęściej przebywają pomiędzy związanymi atomami.

◀ wiązanie kowalencyjne

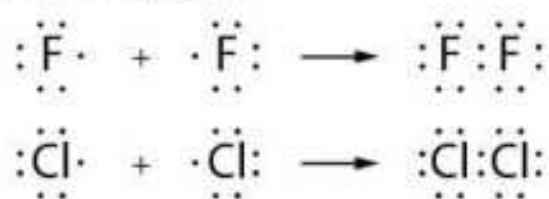
◀ para wiążąca –
pojedyncze wiązanie kowalencyjne



Rys. 2.1. Powstawanie wiązania kowalencyjnego w cząsteczce wodoru. W dolnej części rysunku przedstawiono symboliczny zapis powstawania tego wiązania przy pomocy wzorów elektronowych oraz wzór strukturalny cząsteczki wodoru.

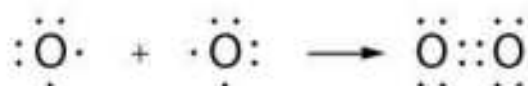
W podobny sposób powstają dwuatomowe cząsteczki fluoru F_2 i chloru Cl_2 . Atomy tych pierwiastków mają po siedem elektronów walencyjnych – dwa s i pięć p . Jeżeli wykorzystają po jednym z nich do utworzenia wiązania kowalencyjnego, osiągną trwałą konfigurację elektronową najbliższego gazu szlachetnego, odpowiednio neonu (Ne) i argonu (Ar). Każdy atom będzie otaczany przez osiem elektronów walencyjnych, a wiążąca para elektronowa będzie wspólna dla obu

atomów. Powstaną cząsteczki F-F i Cl-Cl, w których atomy są związane pojedynczym wiązaniem kowalencyjnym:



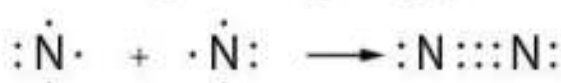
Atomy tlenu O mają sześć elektronów walencyjnych (dwa *s* i cztery *p*). Aby osiągnąć trwałą konfigurację atomu neonu Ne, każdy z nich uwspólnia po dwa elektrony. W utworzonej cząsteczce O₂, atomy są związane dwoma parami elektronowymi. Powstaje **wiązanie podwójne**, symbolizowane dwoma równoległymi liniami O=O.

wiązanie podwójne ▶



Z kolei atomy azotu, o pięciu elektronach walencyjnych (dwa *s* i trzy *p*), muszą uwspólnić aż po trzy elektrony, by osiągnąć trwałą konfigurację. W cząsteczce N₂ atomy są związane zatem **wiązaniem potrójnym** N≡N.

wiązanie potrójne ▶

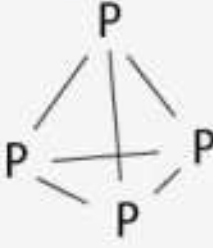
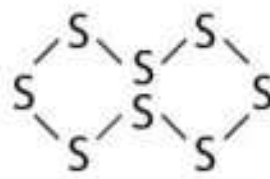
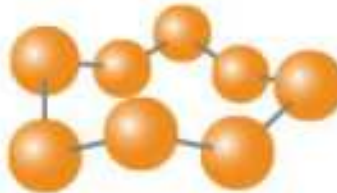
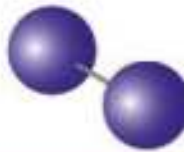


wiązanie kowalencyjne – zapis graficzny ▶

Wiązania kowalencyjne i wewnętrzną budowę cząsteczki można przedstawiać na wiele sposobów. We wzorach elektronowych kropkowych wiążące i niewiążące (wolne) pary elektronowe są reprezentowane w formie par kropek lub innych symboli graficznych, np. krzyżyków. We wzorach elektronowych kreskowych wiążące pary elektronowe przedstawia się w postaci kresek łączących symbole pierwiastków, a niewiążące – w formie kresek otaczających te symbole. Te ostatnie często się pomija – tak uproszczone wzory nazywamy wzorami strukturalnymi. Spośród pierwiastków dziesięć tworzy cząsteczki, w których atomy są powiązane wiązaniami kowalencyjnymi. W tabeli 2.1. zebrano różne przedstawienia graficzne tych cząsteczek.

Tab. 2.1. Różne formy przedstawienia graficznego cząsteczek tworzonych przez pierwiastki

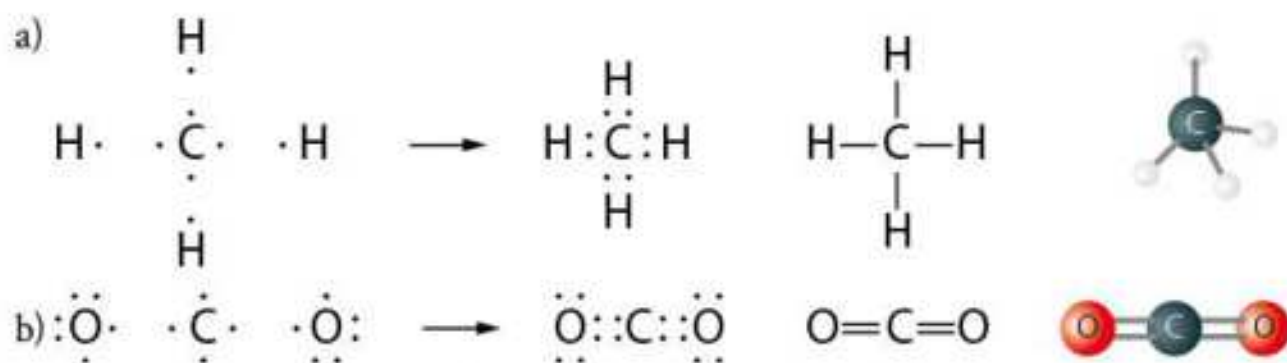
Cząsteczka	Wzór sumaryczny	Wzór elektronowy kropkowy	Wzory elektronowe kreskowe/ wzory strukturalne	Model
wodoru	H ₂	H : H	H—H	
azotu	N ₂	:N:::N:	:N≡N: N≡N N≡N	
tlenu	O ₂	$\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}$	$\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}$ $\overline{\text{O}}=\overline{\text{O}}$ O=O	
fluoru	F ₂	:F:F:	:F—F: F—F F—F	

Cząsteczka	Wzór sumaryczny	Wzór elektronowy kropkowy	Wzory elektronowe kreskowe/ wzory strukturalne	Model
fosforu	P_4	-		
siarki	S_8	-		
chloru	Cl_2	$:\ddot{Cl}:\ddot{Cl}: \quad \ddot{Cl}-\ddot{Cl}:$	$ \overline{Cl}-\overline{Cl} \quad Cl-Cl$	
selenu	Se_8	-	-	
bromu	Br_2	$:\ddot{Br}:\ddot{Br}: \quad \ddot{Br}-\ddot{Br}:$	$ \overline{Br}-\overline{Br} \quad Br-Br$	
jodu	I_2	$:\ddot{I}:\ddot{I}: \quad \ddot{I}-\ddot{I}:$	$ \overline{I}-\overline{I} \quad I-I$	

2.2. Wiązanie kowalencyjne w związkach chemicznych

Wiele pierwiastków, zwłaszcza o charakterze niemetalu, osiąga trwałą konfigurację atomu poprzez uwspólnianie elektronów z innymi pierwiastkami, tworząc jedno lub więcej wiązań kowalencyjnych. Wiązania takie powstają, jeżeli różnica między elektroujemnością łączących się pierwiastków nie jest zbyt duża (mniejsza niż 1,7). Przykładowo: węgiel (elektroujemność 2,5) tworzy praktycznie tylko wiązania kowalencyjne z innymi pierwiastkami. Najprostszy związek węgla z wodorem – metan CH_4 powstaje wskutek uwspólnienia czterech elektronów walencyjnych atomu węgla z pojedynczymi elektronami walencyjnymi czterech atomów wodoru (rys. 2.2.a). W ten sposób atom węgla uzyskuje trwałą konfigurację neonu z ośmioma elektronami walencyjnymi, a atomy wodoru konfigurację helu z dwoma elektronami. Powstaje cząsteczka metanu, w której atom węgla

jest związany czterema wiązaniami pojedynczymi z atomami wodoru. Z kolei w związku węgla z tlenem, tlenku węgla(IV) CO_2 (zwanego również dwutlenkiem węgla), każdy atom tlenu wykorzystuje po dwa elektrony walencyjne do sparowania z czterema elektronami walencyjnymi atomu węgla (rys. 2.2.b). W rezultacie atom węgla łączy się z atomami tlenu dwoma wiązaniami podwójnymi, a każdy atom w cząsteczce osiąga konfigurację elektronową neonu.



Rys. 2.2. Powstawanie wiązań kowalencyjnych w cząsteczkach: a) metanu CH_4 , b) tlenku węgla(IV) CO_2 . Obok kropkowych wzorów elektronowych związków przedstawiono wzory strukturalne oraz modele powstałych cząsteczek.

W podobny sposób powstają wiązania kowalencyjne w innych związkach niemetalu. Nazwy i struktury przykładowych związków przedstawiono w tabeli 2.2.

Tab. 2.2. Przykładowe struktury związków kowalencyjnych

Nazwa	Wzór sumaryczny	Kropkowy wzór elektronowy	Wzór strukturalny	Model
chlorowódór	HCl	$\text{H} : \ddot{\text{Cl}} :$	$\text{H} - \ddot{\text{Cl}} : \quad \text{H} - \overline{\text{Cl}} \quad \text{H} - \text{Cl}$	
woda	H_2O	$\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$	$\text{H} - \ddot{\text{O}} - \text{H} \quad \text{H} - \overline{\text{O}} - \text{H} \quad \text{H} - \text{O} - \text{H}$	
amoniak	NH_3	$\begin{array}{c} \text{H} : \ddot{\text{N}} : \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \ddot{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H} - \overline{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	
kwas azotowy(III)	HNO_2	$\text{H} : \ddot{\text{O}} : \ddot{\text{N}} : \ddot{\text{O}}$	$\text{H} - \ddot{\text{O}} - \ddot{\text{N}} = \ddot{\text{O}} \quad \text{H} - \overline{\text{O}} - \overline{\text{N}} = \overline{\text{O}} \\ \text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$	
siarkowódór	H_2S	$\text{H} : \ddot{\text{S}} : \text{H}$	$\text{H} - \ddot{\text{S}} - \text{H} \quad \text{H} - \overline{\text{S}} - \text{H} \quad \text{H} - \text{S} - \text{H}$	
chlorek fosforu(III)	PCl_3	$\begin{array}{c} \cdot \ddot{\text{Cl}} : \ddot{\text{P}} : \ddot{\text{Cl}} : \\ \\ \cdot \ddot{\text{Cl}} : \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot \ddot{\text{Cl}} - \ddot{\text{P}} - \ddot{\text{Cl}} : \\ \\ \cdot \ddot{\text{Cl}} : \end{array} \quad \begin{array}{c} \overline{\text{Cl}} - \overline{\text{P}} - \overline{\text{Cl}} \\ \\ \overline{\text{Cl}} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{Cl} - \text{P} - \text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	

Nazwa	Wzór sumaryczny	Kropkowy wzór elektronowy	Wzór strukturalny	Model
etan	C_2H_6	<pre> H H : : H : C : C : H : : H H </pre>	<pre> H H H - C - C - H H H </pre>	
eten	C_2H_4	<pre> H H : : C : C : : H H </pre>	<pre> H H \ / C = C / \ H H </pre>	
etyn	C_2H_2	$H : C :: C : H$	$H - C \equiv C - H$	

W związkach chemicznych wiązania kowalencyjne zazwyczaj łączą atomy o różnej elektroujemności. Przykładowo: w cząsteczce chlorowodoru HCl atom wodoru o elektroujemności 2,1 jest połączony pojedynczym wiązaniem kowalencyjnym z atomem chloru o elektroujemności 3,0. Atomy o wyższej elektroujemności silniej przyciągają wiążącą parę elektronową, zatem przesuwa się ona bliżej atomu chloru (rys. 2.3.). Powoduje to powstanie **cząstkowego ładunku ujemnego** na tym atomie, który oznaczamy symbolem δ^- . Jednak odsunięcie pary elektronowej od atomu wodoru powoduje pojawienie się tam **cząstkowego ładunku dodatniego** δ^+ , gdyż ładunek jądra atomowego nie jest już całkowicie zobojętniany przez ujemny ładunek elektronów. W rezultacie wiązanie nabiera charakteru **dipolu elektrycznego** z dwoma ładunkami przeciwnego znaku rozdzielonymi na długość wiązania. Takie wiązanie nazywamy **wiązaniem kowalencyjnym spolaryzowanym**. Różnicę elektroujemności związanych ze sobą atomów przyjęto umownie jako kryterium podziału wiązań na słabo spolaryzowane wiązanie kowalencyjne (różnica elektroujemności 0–0,4), silnie spolaryzowane wiązanie kowalencyjne (0,4–1,7) i wiązanie jonowe ($>1,7$). W zasadzie każde wiązanie kowalencyjne między różnymi pierwiastkami jest słabiej lub mocniej spolaryzowane, gdyż pierwiastki na ogół różnią się elektroujemnością. W czystych pierwiastkach wiązania są całkowicie niespolaryzowane, gdyż elektroujemność łączących się atomów jest identyczna.

wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

ładunki cząstkowe

dipol elektryczny



Rys. 2.3. Spolaryzowane wiązanie kowalencyjne w cząsteczce chlorowodoru HCl.

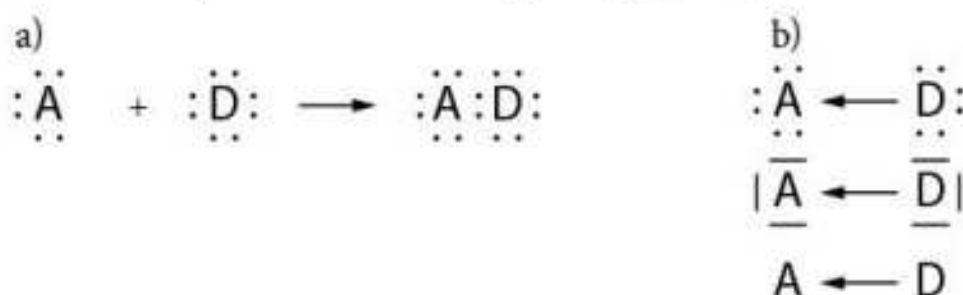
2.3. Wiązanie koordynacyjne

Wiązanie koordynacyjne jest rodzajem wiązania kowalencyjnego, w którym wiążąca para elektronowa w całości pochodzi od jednego z atomów. Wiązanie takie powstaje, gdy jeden z łączących się atomów ma tzw. **lukę elektronową**,

wiązanie koordynacyjne

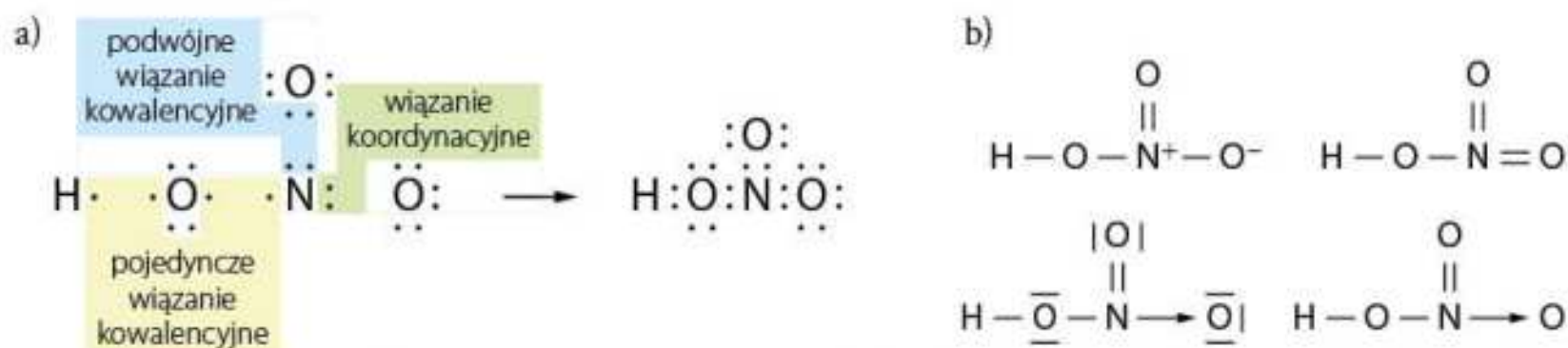
luka elektronowa

tn. niecałkowicie zapelnioną podpowłokę walencyjną, podczas gdy drugi ma przynajmniej jedną **wolną parę elektronową**, którą może zaangażować w wiązanie. Wiązanie to jest również nazywane wiązaniem akceptorowo-donorowym, gdyż jeden z atomów przyjmuje (akceptuje) parę elektronową dostarczaną przez atom donora. Wiązanie koordynacyjne oznaczamy za pomocą strzałki skierowanej od donora do akceptora (rys. 2.4.).



Rys. 2.4. a) Powstawanie wiązania koordynacyjnego między akceptorem A a donorem D. b) Różne formy przedstawienia wiązania koordynacyjnego.

Przykładem związku, którego cząsteczka zawiera wiązanie koordynacyjne, jest kwas azotowy(V) HNO_3 (rys. 2.5.). Atom azotu N znajduje się w 15 grupie układu okresowego, ma zatem pięć elektronów walencyjnych, natomiast atomy tlenu O – pierwiastka grupy 16 – mają po sześć elektronów walencyjnych. Jeden elektron walencyjny atomu azotu jest zaangażowany w pojedyncze wiązanie kowalencyjne z atomem tlenu, który wiąże się dalej z atomem wodoru. Powstaje układ wiązań $\text{H}-\text{O}-\text{N}$. Dwa kolejne elektrony walencyjne atomu azotu ulegają uwspólnieniu z dwoma elektronami walencyjnymi drugiego atomu tlenu, z utworzeniem wiązania podwójnego $\text{N}=\text{O}$. Atom azotu ma jeszcze parę elektronową, którą może zaangażować jako donor w wiązanie. Akceptorem tej pary jest kolejny, trzeci atom tlenu. Powstaje wiązanie koordynacyjne $\text{N} \rightarrow \text{O}$. W ten sposób atom azotu i wszystkie atomy tlenu zyskują po osiem elektronów walencyjnych, osiągając trwałą konfigurację atomu neonu, a atom wodoru uzyskuje trwałą konfigurację atomu helu. Często we wzorach strukturalnych nie wyróżnia się wiązań koordynacyjnych, zastępując je symbolem zwykłego wiązania pojedynczego lub podwójnego. Na rysunku 2.5.c przedstawiono kilka alternatywnych sposobów zapisu wzoru strukturalnego HNO_3 .



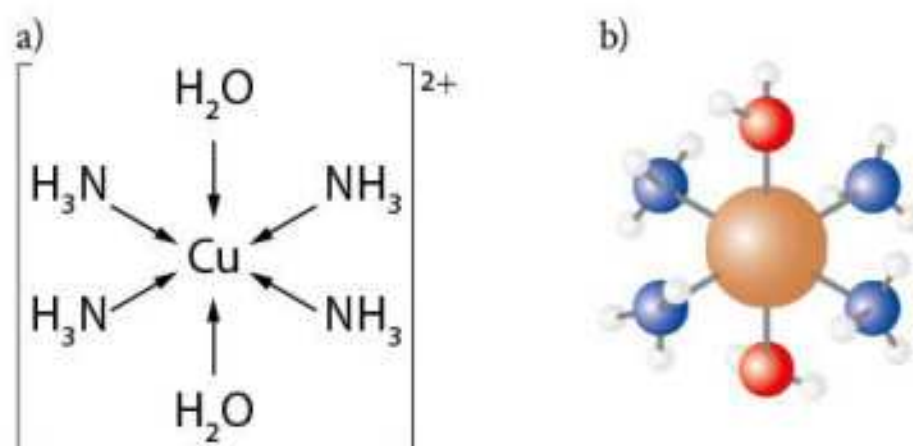
Rys. 2.5. a) Rodzaje wiązań w cząsteczce kwasu azotowego(V), elektronowy wzór kropkowy. b) Różne formy zapisu wzoru strukturalnego spotykane w literaturze chemicznej.

akceptory pary
elektronowej

► Wiązanie koordynacyjne odgrywa szczególną rolę w chemii pierwiastków bloku d. Wszystkie te pierwiastki są metalami, które chętnie oddają elektrony walen-

cyjne, przekształcając się w dodatnio naładowane jony. Te jony z reguły zawierają orbitale d , które są niecałkowicie zajęte elektronami, zatem mogą działać jako akceptory pary elektronowej dostarczanej przez cząsteczki donorów, zwane ligandami. Powstają w ten sposób tzw. **związki kompleksowe**. Przykładem takiego związku jest jon tetraaminadiakwamiedzi(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$, który powstaje w wyniku działania amoniaku na wodny roztwór soli miedzi(II). Strukturę tego jonu przedstawiono na rysunku 2.6. Centralny jon miedzi(II) Cu^{2+} jest otoczony przez sześć ligandów: cztery cząsteczki amoniaku NH_3 i dwie cząsteczki wody H_2O , które wykorzystują wolne pary elektronowe znajdujące się na atomach azotu i tlenu do utworzenia wiązań koordynacyjnych.

związki kompleksowe



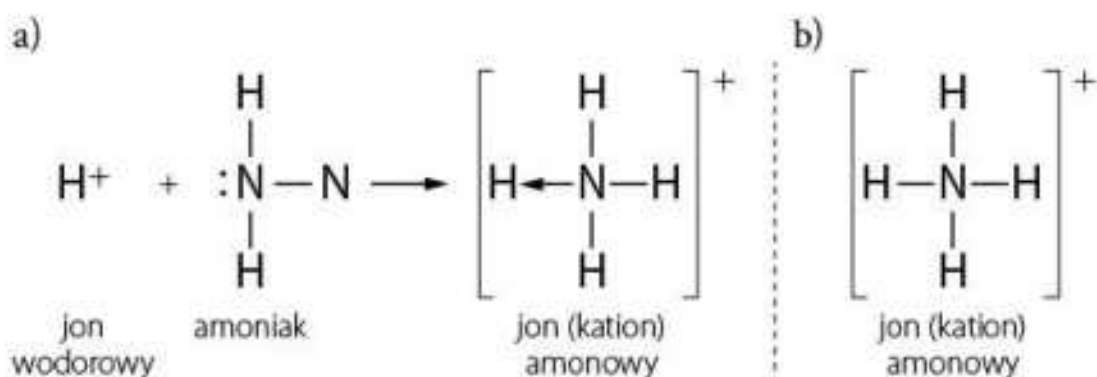
Rys. 2.6. Jon tetraaminadiakwamiedzi(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$: a) wzór strukturalny, b) model jonu.

2.4. Jony złożone

Jonem złożonym nazywamy grupę atomów połączonych ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi, obdarzoną dodatnim bądź ujemnym ładunkiem elektrycznym. Przykładem jonu złożonego jest kation amonowy NH_4^+ powstający w wyniku przyłączenia prostego jonu wodorowego H^+ do cząsteczki amoniaku NH_3 (rys. 2.7.). Cząsteczka amoniaku ma wolną parę elektronową, którą może zaangażować w utworzenie wiązania z jonem wodorowym. Z formalnego punktu widzenia powstające wiązanie jest wiązaniem koordynacyjnym – amoniak jest w nim donorem, a jon wodorowy akceptorem pary elektronowej. Jednak w rzeczywistości wszystkie wiązania azot – wodór w jonie amonowym są równocenne, zatem zapisujemy je w postaci pojedynczych kresek.

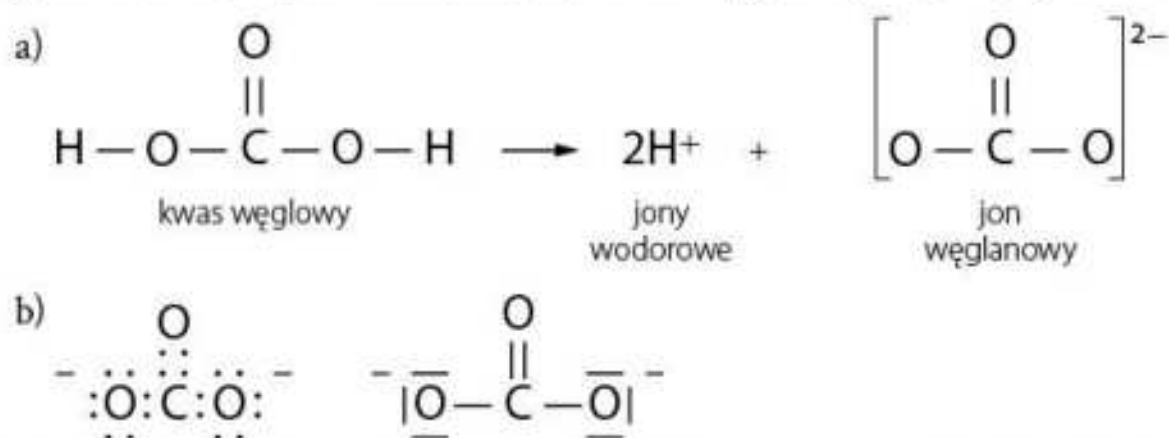
jon złożony

kation



Rys. 2.7. Jon amonowy NH_4^+ : a) przyłączenie jonu wodorowego do amoniaku, b) alternatywny sposób przedstawienia wzoru strukturalnego jonu amonowego.

anion ► Jony złożone o ładunku ujemnym – aniony powstają wskutek utraty jonów wodorowych przez cząsteczki kwasów. Przykładem takiego anionu jest anion węglanowy CO_3^{2-} – produkt dysocjacji kwasu węglowego H_2CO_3 (rys. 2.8.).



Rys. 2.8. Jon węglanowy CO_3^{2-} : a) dysocjacja kwasu węglowego H_2CO_3 , b) alternatywne sposoby przedstawienia wzoru strukturalnego jonu węglanowego, od lewej: kropkowy wzór elektronowy, kreskowy wzór elektronowy.

Jony złożone zachowują się podobnie, jak jony proste, łącząc się z jonami o przeciwnym znaku silnymi wiązaniami jonowymi. Przykładowo: stały węglan sodu Na_2CO_3 jest zbudowany z ogromnej liczby złożonych jonów węglanowych CO_3^{2-} i dwukrotnie większej liczby prostych jonów sodu Na^+ . Jony są ułożone naprzemiennie w sieci kryształu jonowego i przyciągają się wzajemnie siłami elektrostatycznymi. Związki zawierające jony złożone mają wszystkie cechy typowych związków jonowych: są ciałami stałymi o stosunkowo wysokich temperaturach topnienia i nie przewodzą prądu elektrycznego w stanie stałym. Natomiast po stopieniu lub po rozpuszczeniu w wodzie stają się dobrymi przewodnikami prądu, gdyż w obu tych procesach ulegają rozpadowi (dysocjacji) na jony obdarzone swobodą ruchu. W tabeli 2.3. przedstawiono budowę i temperatury topnienia przykładowych związków jonowych zawierających jony złożone.

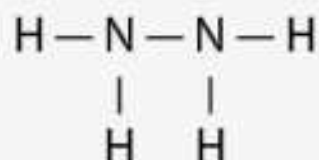
Tab. 2.3. Przykładowe temperatury topnienia związków zawierających jony złożone

Nazwa	Wzór	Kation	Anion	Temp. topnienia [$^{\circ}\text{C}$]
azotan(V) amonu	NH_4NO_3	amonowy NH_4^+	azotanowy(V) NO_3^-	170
azotan(V) sodu	NaNO_3	sodu Na^+	azotanowy(V) NO_3^-	308
chlorek amonu	NH_4Cl	amonowy NH_4^+	chlorkowy Cl^-	338
węglan magnezu	MgCO_3	magnezu Mg^{2+}	węglanowy CO_3^{2-}	540
siarczan(VI) wapnia	CaSO_4	wapnia Ca^{2+}	siarczanowy(VI) SO_4^{2-}	1460

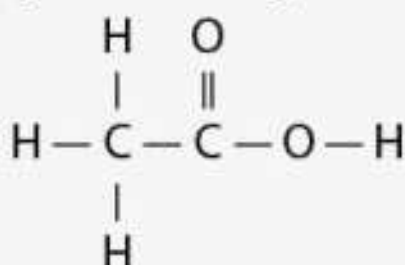
ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij różnicę pomiędzy wiązaniem kowalencyjnym a wiązaniem jonowym.
- W cząsteczce kwasu węglowego o wzorze sumarycznym H_2CO_3 atom węgla jest związany z trzema atomami tlenu, a dwa z atomów tlenu są związane dodatkowo z atomami wodoru. Narysuj w zeszycie schemat powstawania cząsteczki kwasu węglowego za pomocą wzorów elektronowych. Narysuj także wzór strukturalny tej cząsteczki.

3. Określ, ile wiążących i ile niewiążących par elektronowych znajduje się w cząsteczce hydrazyny o wzorze strukturalnym:



4. Podaj, z iloma atomami wodoru może się połączyć atom fosforu. Zaproponuj kropkowy wzór elektronowy i strukturalny powstałej cząsteczki.
5. Na podstawie wartości elektroujemności pierwiastków (rys. 4.4., str. 95) uszereguj następujące wiązania pojedyncze od najsilniej do najslabiej spolaryzowanego: C–C, C–Cl, C–H, C–F, C–N, C–O, C–S.
6. Wskaż, które wiązania w cząsteczce kwasu octowego CH_3COOH są silnie spolaryzowane, a które słabo. Wzór strukturalny kwasu octowego:



Jako kryterium przyjmij różnicę elektroujemności między łączącymi się atomami: mniejsza od 0,4 – słabo spolaryzowane, większa lub równa 0,5 – silnie spolaryzowane.

7. Jeden z tlenków azotu zwany tetratlenkiem diazotu ma wzór sumaryczny N_2O_4 . W cząsteczce tego związku każdy atom azotu jest związany z jednym atomem azotu i dwoma atomami tlenu. Zapisz w zeszycie kropkowy wzór elektronowy i wzór strukturalny cząsteczki.
8. Określ, które z jonów przedstawionych w tabeli 2.3. to jony złożone, a które to jony proste.
9. W tabeli 2.2. przedstawiono wzory cząsteczki kwasu azotowego(III) HNO_2 . Narysuj kropkowy wzór elektronowy i wzór strukturalny jonu azotanowego(III) NO_2^- powstającego przez odszczepienie jonu wodorowego H^+ .

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Atomy mogą osiągać trwałą konfigurację elektronową poprzez uwspólnianie elektronów. ◀ s. 109
W ten sposób powstaje wiązanie kowalencyjne. Każda wspólna, wiążąca para elektronowa jest równoważna jednemu wiązaniu kowalencyjnemu.
- Wiazania kowalencyjne mogą powstawać między atomami tego samego pierwiastka lub różnych pierwiastków. Dwa atomy mogą uwspólniać jedną, dwie lub trzy pary elektronów, co prowadzi do powstania wiązania pojedynczego, podwójnego lub potrójnego. ◀ s. 109
- Wiazania kowalencyjne łączące atomy pierwiastków różniących się elektroujemnością są spolaryzowane, tzn. występuje w nich rozdzielenie ładunku elektrycznego: na atomie o wyższej elektroujemności pojawia się cząstkowy ładunek ujemny, a na atomie o niższej elektroujemności – cząstkowy ładunek dodatni. ◀ s. 113

- s. 113 ▶ • Wiązanie koordynacyjne jest odmianą wiązania kowalencyjnego, w którym wiążąca para elektronowa w całości pochodzi od jednego z atomów zwanego donorem. Atom przyjmujący tę parę nazywamy akceptorem.
- s. 115 ▶ • Grupę atomów związanych ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi i obdarzoną ładunkiem elektrycznym nazywamy jonem złożonym. Jony złożone, podobnie jak jony proste, wchodzi w skład związków jonowych.

3. Budowa cząsteczek

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jak teoria VSEPR pozwala przewidzieć kształt prostych cząsteczek;
- wyjaśnisz, w jaki sposób obecność niewiążących (wolnych) par elektronowych wpływa na ostateczny kształt cząsteczki;
- odkryjesz, co to jest orbital molekularny i jakie są najważniejsze postulaty teorii wiązań walencyjnych;
- poznasz różnicę między wiązaniami σ i π ;
- wykażesz, jak są zbudowane wiązania wielokrotne: podwójne i potrójne;
- dowiesz się, czym są długość i energia wiązania i od czego zależą te wielkości.

Wzory elektronowe i strukturalne cząsteczek pokazują, który atom łączy się z którym za pomocą wiązania kowalencyjnego, i określają krotność wiązania (pojedyncze, podwójne, potrójne). Jednak nie mówią nic o rzeczywistym kształcie cząsteczek. Użyteczną teorią pozwalającą przewidzieć kształt prostych cząsteczek jest teoria VSEPR. Z kolei teoria wiązań walencyjnych wyjaśnia, w jaki sposób orbitale atomowe angażują się w powstanie wiązania chemicznego.

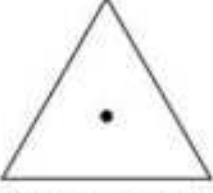
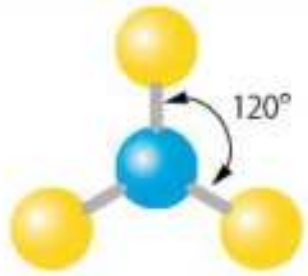
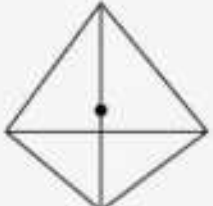
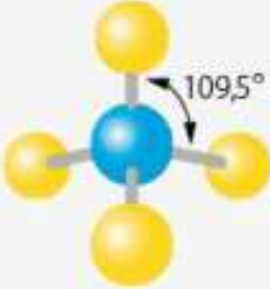
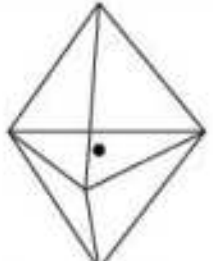
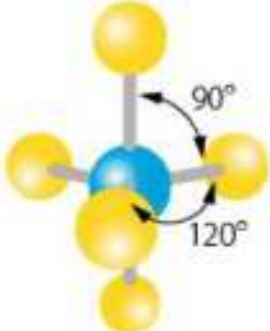
3.1. Teoria VSEPR

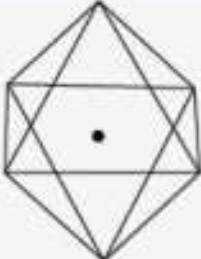
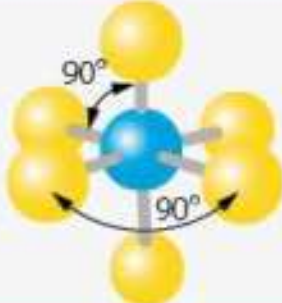
W poprzednim rozdziale dowiedzieliśmy się, że wiązanie kowalencyjne jest równoważne wiążącej parze elektronowej, uwspólnionej przez łączące się atomy.

- VSEPR ▶ Teoria VSEPR (czytaj: wsepr, z jęz. angielskiego *Valence Shell Electron Pair Repulsion*, czytaj: welens szel elektron per ripolszyn) zakłada, że takie wiążące pary elektronowe odpychają się wzajemnie i dążą do tego, aby znaleźć się możliwie najdalej od siebie, co z kolei decyduje o ostatecznym ułożeniu wiązań względem siebie. Przyczyną odpychania jest jednoimienny ujemny ładunek elektryczny, którym są obdarzone elektrony.

Spróbujmy wykorzystać teorię VSEPR, aby przewidzieć kształt kilku prostych cząsteczek. W cząsteczce chlorku berylu BeCl_2 centralny atom berylu jest związany wiązaniami kowalencyjnymi z dwoma atomami chloru. Odpychanie pomiędzy wiążącymi parami elektronowymi powoduje, że ustawiają się one w jednej linii, a cząsteczka przyjmuje kształt prostoliniowy (geometria diagonalna). W cząsteczce trifluorku boru BF_3 mamy do czynienia z trzema wiązaniami B–F. Odpychanie pomiędzy wiążącymi parami elektronowymi powoduje, że kąt pomiędzy wiązaniami wynosi 120° , a cząsteczka ma geometrię trygonalną, tzn. wiązania są skierowane do wierzchołków trójkąta równobocznego. Wzajemne odpychanie pomiędzy wiążącymi parami elektronowymi w cząsteczce metanu CH_4 powoduje, że cząsteczka przyjmuje geometrię tetraedyczną (czworościanu foremnego), a kąt między wiązaniami C–H wynosi $109,5^\circ$. Podobne rozważania doprowadzą nas do wniosku, że cząsteczki o składzie AB_3 będą miały geometrię bipiramidy trygonalnej, a cząsteczki AB_6 – geometrię oktaedryczną (ośmiościanu foremnego). Podstawowe typy geometrii cząsteczek wynikające z teorii VSEPR zostały przedstawione w tabeli 3.1.

Tab. 3.1. Kształty cząsteczek przewidywane przez teorię VSEPR

Typ cząsteczki	Geometria	Kształt cząsteczki	Kąty między wiązaniami	Przykład
AB_2	 diagonalna (liniowa)		180°	chlorek berylu BeCl_2
AB_3	 płaska trygonalna		120°	trifluorek boru BF_3
AB_4	 tetraedryczna		$109,5^\circ$	metan CH_4
AB_5	 bipiramidalna trygonalna		$120^\circ, 90^\circ$	chlorek fosforu(V) (pentachlorek fosforu) PCl_5

Typ cząsteczki	Geometria	Kształt cząsteczki	Kąty między wiązaniami	Przykład
AB_6	 oktaedryczna		90°	fluorek siarki(VI) (heksafluorek siarki) SF_6

Kształt cząsteczki się zmieni, jeżeli atom centralny oprócz wiążących będzie również zawierał niewiążące (wolne) pary elektronowe. Według teorii VSEPR, te pary również biorą udział we wzajemnym odpychaniu, przy czym jego siła rośnie w kolejności: wiążąca – wiążąca < wiążąca – niewiążąca < niewiążąca – niewiążąca. Prześledźmy, jak obecność par niewiążących wpływa na kształt cząsteczki na przykładzie tlenku siarki(IV) SO_2 , amoniaku NH_3 i wody H_2O .

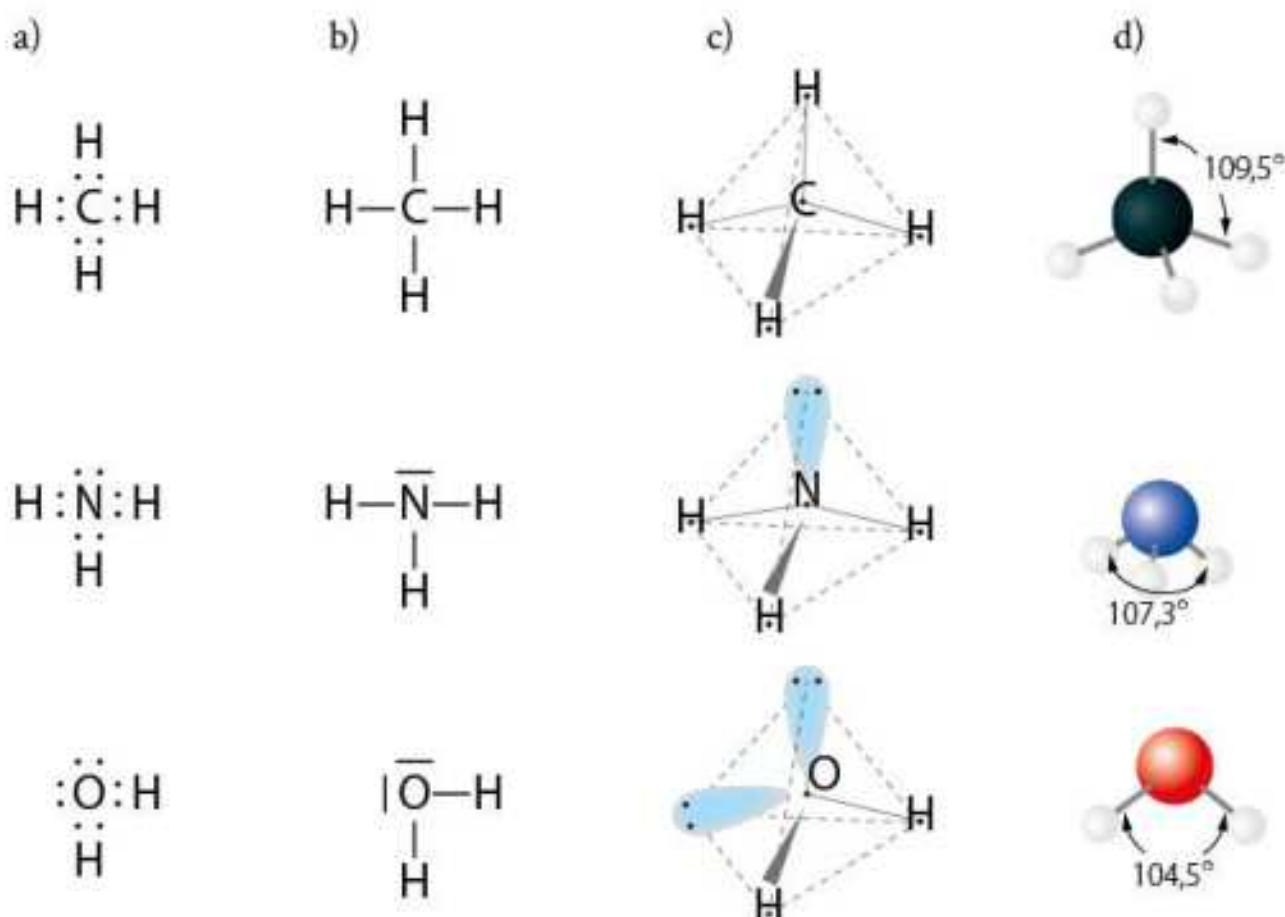
W cząsteczce SO_2 atom siarki tworzy dwa wiązania kowalencyjne z atomami tlenu, jedno pojedyncze i jedno podwójne (choć w rzeczywistości oba wiązania są takie same i mają charakter pośredni między wiązaniem pojedynczym a podwójnym). Ponadto na atomie siarki występuje dodatkowo niewiążąca para elektronowa (rys. 3.1.). Zgodnie z teorią VSEPR trzy pary (dwie wiążące i jedna niewiążąca) skierowane są do naroży trójkąta równobocznego, zatem cząsteczka przyjmuje charakterystyczny „zgięty” kształt litery V. Kąt między wiązaniami siarka – tlen jest nieco mniejszy niż 120° , gdyż odpychanie między parą niewiążącą i wiążącą jest silniejsze niż między parami wiążącymi.



Rys. 3.1. Kształt cząsteczki tlenku siarki(IV) SO_2 : a) kropkowy wzór elektronowy, b) kreskowy wzór elektronowy, c) trygonalne rozmieszczenie par elektronowych, d) model cząsteczki.

W cząsteczce amoniaku NH_3 centralny atom azotu jest otoczony przez cztery pary elektronowe: trzy wiążące tworzące wiązania N–H oraz jedną niewiążącą. Ogólna geometria układu par jest zatem tetraedryczna, a cząsteczka ma kształt spłaszczonej piramidy trygonalnej z atomem azotu w jednym z wierzchołków. Ponownie – ze względu na silniejsze odpychanie ze strony pary niewiążącej kąt między wiązaniami N–H jest nieco mniejszy niż $109,5^\circ$ i wynosi $107,3^\circ$ (rys. 3.2.b). Cztery pary elektronowe wokół centralnego atomu tlenu występują również w cząsteczce wody H_2O : dwie wiążące (wiązania O–H) i dwie niewiążące. Są one znów skierowane do wierzchołków czworościanu foremnego, tworząc układ o geometrii tetraedrycznej. Cząsteczka wody przyjmuje kształt litery V,

a kąt HOH jest mniejszy niż w amoniaku ze względu na jeszcze silniejsze odpychanie przez dwie niewiążące pary elektronowe. Wynosi on $104,5^\circ$ (rys. 3.2.c).



Rys. 3.2. Kształty cząsteczek o tetraedycznym układzie par elektronowych wokół atomu centralnego: metanu CH_4 (góra), amoniaku NH_3 (środek) i wody H_2O (dół): a) wzór elektronowy, b) wzór strukturalny, c) tetraedyczne rozmieszczenie par elektronowych, d) model cząsteczki.

3.2. Teoria wiązań walencyjnych

Teoria wiązań walencyjnych jest jedną z fundamentalnych teorii stosowanych współcześnie do wyjaśnienia powstawania wiązania chemicznego oraz struktury cząsteczek. W największym skrócie teoria ta opisuje powstawanie wiązań w kategorii orbitali atomowych. Zgodnie z nią:

1. Wiązanie kowalencyjne powstaje wtedy, gdy nakładają się na siebie walencyjne orbitale łączących się atomów.
2. Nakładające się orbitale atomowe tworzą **orbital molekularny**, na którym znajduje się wiążąca para elektronowa.
3. Obszar o największej gęstości elektronowej znajduje się pomiędzy związanymi atomami.
4. Siła wiązania zależy od stopnia nakładania się orbitali – im to nakładanie jest większe, tym wiązanie mocniejsze.

Powróćmy do budowy najprostszej cząsteczki wodoru H_2 i przedyskutujmy ją z punktu widzenia teorii wiązań walencyjnych. Atom wodoru ma pojedynczy elektron umieszczony na orbitalu $1s$. Jeżeli dwa atomy wodoru zbliżą się do siebie

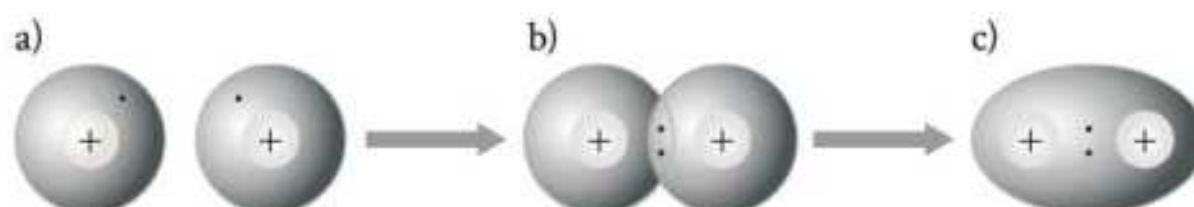
teoria wiązań walencyjnych

orbital molekularny

powstawanie wiązania pojedynczego

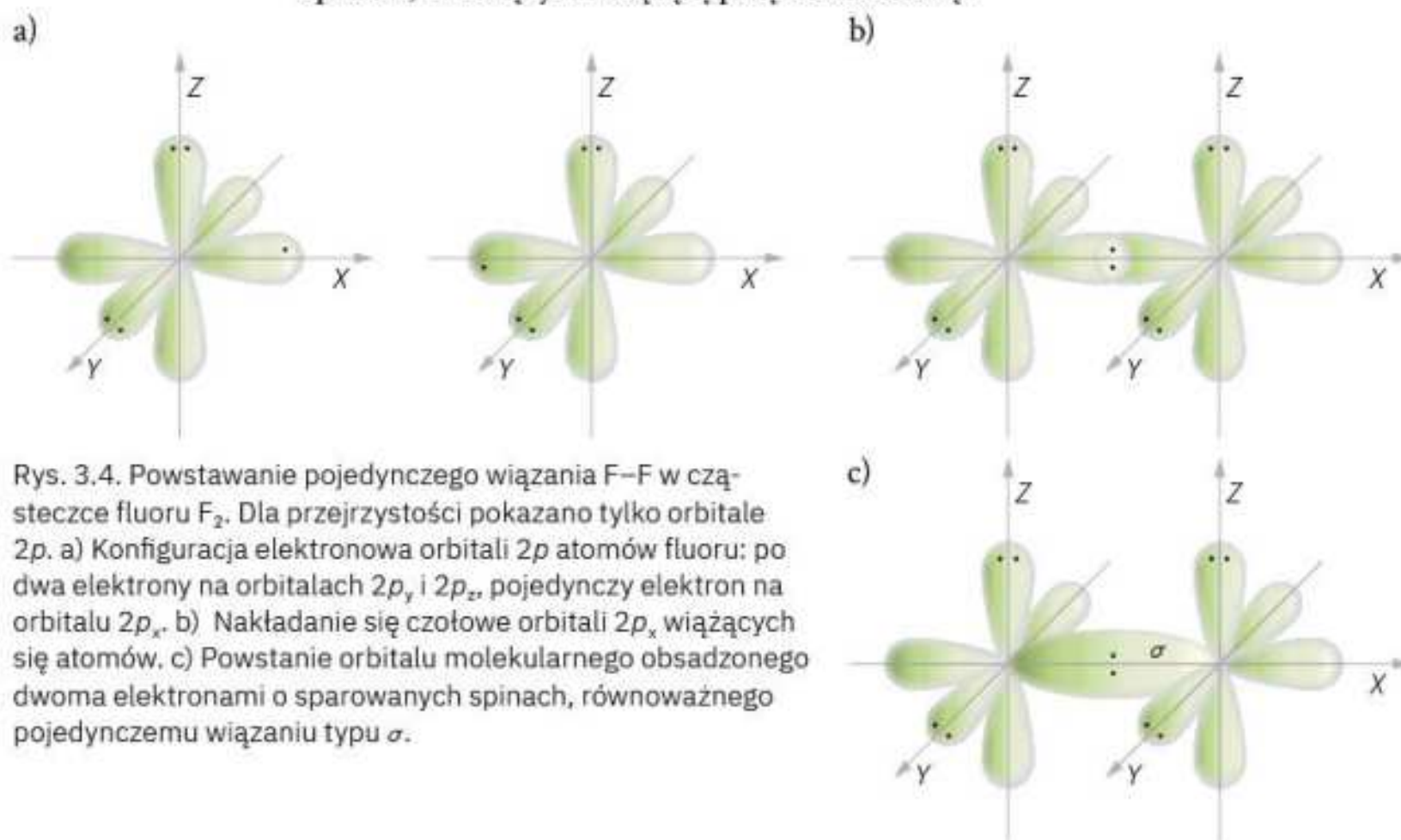
długość i energia
wiązania

na wystarczającą odległość, ich orbitale $1s$ zaczną się na siebie nakładać. Możemy to sobie wyobrazić w taki sposób, że indywidualne orbitale atomowe zlewają się ze sobą, tworząc wspólną chmurę elektronową – orbital molekularny – zawierającą dwa elektrony o przeciwnych spinach (rys. 3.3.). Każdy z tych elektronów odczuwa przyciąganie ze strony obu jąder łączących się atomów, stają się wspólne dla całej cząsteczki. Atomy ustawiają się w takiej odległości od siebie, aby przyciąganie było jak najbardziej efektywne i energia potencjalna całego układu jak najniższa. Odległość tę nazywamy **długością wiązania**, a energię potrzebną do powtórznego rozdzielenia atomów – **energią wiązania**.



Rys. 3.3. Powstawanie pojedynczego wiązania H–H w cząsteczce wodoru H_2 : a) dwa atomy wodoru, w których elektron znajduje się na kulistym orbitalu $1s$, zbliżają się do siebie; b) orbitale $1s$ nakładają się na siebie, elektrony stają się wspólne dla obu atomów; c) powstaje orbital molekularny obsadzony dwoma elektronami o przeciwnych spinach.

W podobny sposób możemy sobie wyobrazić powstanie pojedynczego wiązania kowalencyjnego w cząsteczce fluoru F_2 . Każdy atom fluoru ma siedem elektronów walencyjnych: dwa na orbitalu $2s$ i pięć na trzech orbitalach $2p$, np. po dwa na orbitalach $2p_y$ i $2p_z$ i jeden na orbitalu $2p_x$. Cząsteczka fluoru powstaje, gdy orbitale $2p_x$ dwóch atomów fluoru nakładają się na siebie. Powstaje orbital molekularny, wspólny dla obu atomów, obsadzony dwoma elektronami o przeciwnych spinach, tworzącymi wiążącą parę elektronową.

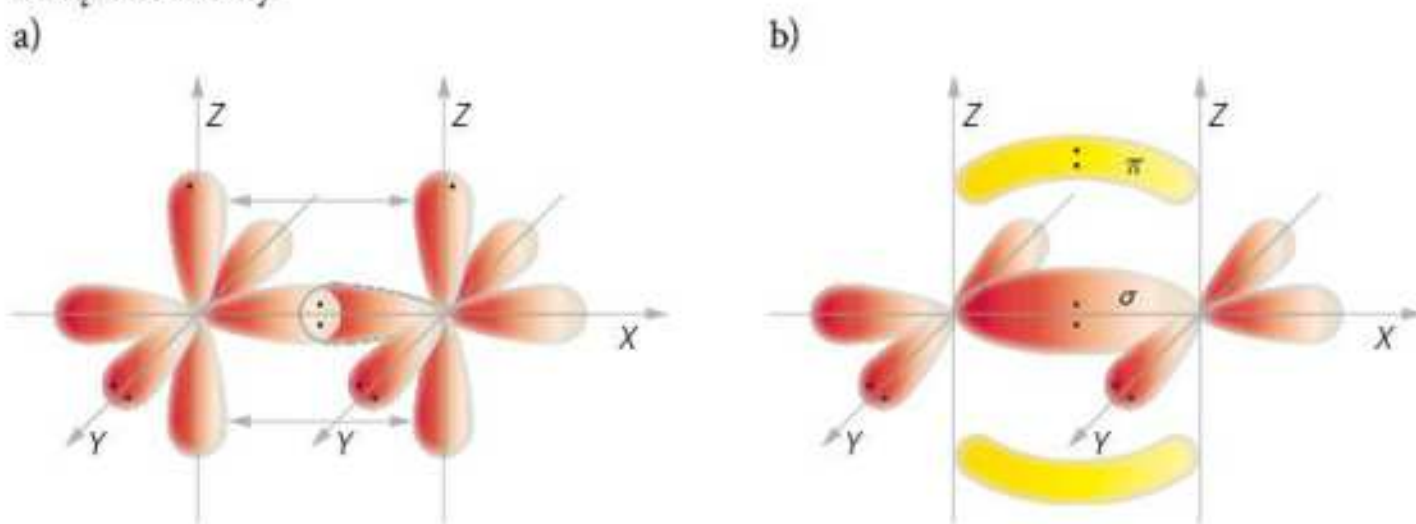


Rys. 3.4. Powstawanie pojedynczego wiązania F–F w cząsteczce fluoru F_2 . Dla przejrzystości pokazano tylko orbitale $2p$. a) Konfiguracja elektronowa orbitali $2p$ atomów fluoru: po dwa elektrony na orbitalach $2p_y$ i $2p_z$, pojedynczy elektron na orbitalu $2p_x$. b) Nakładanie się czołowe orbitali $2p_x$ wiążących się atomów. c) Powstanie orbitalu molekularnego obsadzonego dwoma elektronami o sparowanych spinach, równoważnego pojedynczemu wiązaniu typu σ .

3.3. Wiązania σ i π

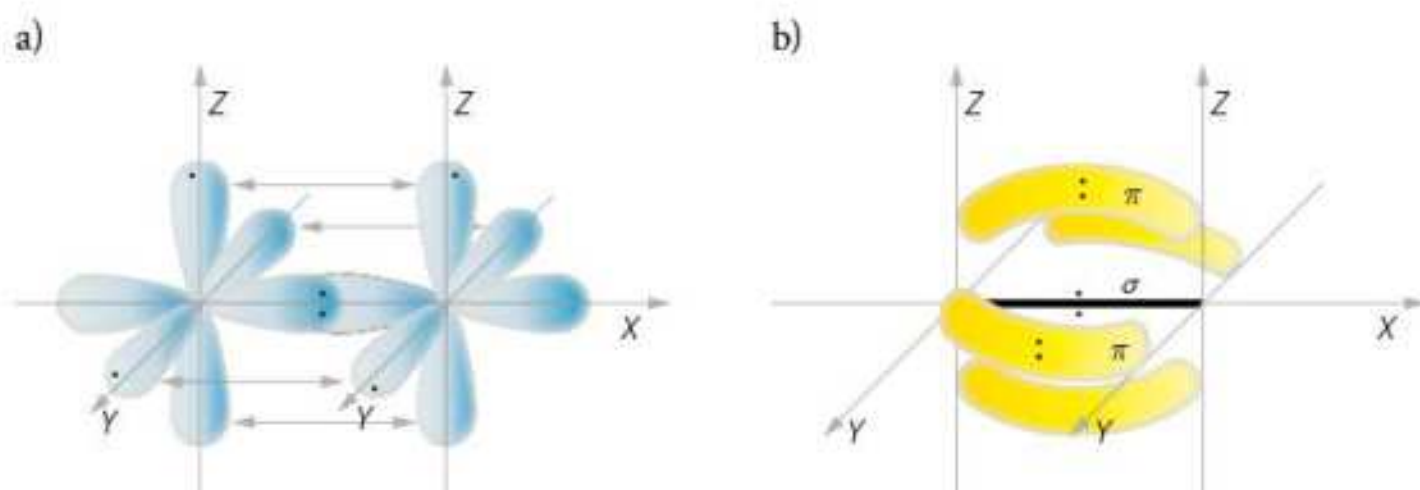
Wiązanie, które powstaje w wyniku nakładania się dwóch orbitali s , orbitalu s i p oraz **czołowego** nakładania się dwóch orbitali p , nazywamy **wiązaniem typu σ** . Wszystkie pojedyncze wiązania kowalencyjne są wiązaniami σ , oczywiście w tym również wiązanie H–H w cząsteczce wodoru i wiązanie F–F w cząsteczce fluoru opisane powyżej. W orbitalach molekularnych typu σ obszar o największej gęstości elektronowej zawsze znajduje się bezpośrednio między związanymi atomami.

Prześledźmy teraz, jak wiążą się ze sobą dwa atomy tlenu, aby powstała cząsteczka O_2 . Atomy tlenu mają po sześć elektronów walencyjnych: dwa na orbitalu $2s$, dwa na jednym z orbitali $2p$, np. $2p_y$ i zgodnie z regułą Hunda po jednym na orbitalach $2p_x$ i $2p_z$. Gdy atomy się do siebie zbliżą, czołowemu nakładaniu ulegną orbitale $2p_x$ i powstanie wiązanie typu σ . Ale jednocześnie dojdzie do bocznego nakładania się orbitali $2p_z$ i powstanie druga wiążąca para elektronowa. Zatem w cząsteczce tlenu atomy są połączone wiązaniem podwójnym $O=O$. Wiązanie, które powstaje w wyniku bocznego nakładania się orbitali p , nazywamy **wiązaniami typu π** . Wiązanie podwójne składa się zatem z jednego wiązania σ i jednego wiązania π . W wiązaniu π obszar o największej gęstości elektronowej nie znajduje się bezpośrednio między atomami, lecz wokół (ponad i pod) osi łączącej związane atomy.



Rys. 3.5. Podwójne wiązanie $O=O$ w cząsteczce tlenu O_2 . Dla przejrzystości pokazano tylko orbitale $2p$. a) Czołowe nakładanie się dwóch orbitali $2p_x$ oraz boczne nakładanie się dwóch orbitali $2p_z$ symbolizowane przez strzałki z dwoma ostrzami. b) Powstanie orbitalu molekularnego typu σ oraz orbitalu molekularnego typu π . Każdy z orbitali molekularnych zawiera po dwa elektrony o przeciwnych spinach. Orbital π składa się z dwóch części umieszczonych ponad i pod płaszczyzną wyznaczoną przez osie X i Y .

Azot również występuje w formie dwuatomowych cząsteczek N_2 . Dwa z pięciu elektronów walencyjnych azotu znajdują się na orbitalu $2s$, trzy pozostałe pojedynczo zajmują orbitale p_x , p_y i p_z . W tym przypadku, oprócz czołowego nakładania się orbitali p_x obu atomów azotu, może dojść do bocznego nakładania się zarówno orbitali p_z , jak i orbitali p_y . Zatem w cząsteczce azotu N_2 występuje wiązanie potrójne $N\equiv N$, które składa się z jednego wiązania σ i dwóch wiązań π .



Rys. 3.6. Potrójne wiązanie $\text{N}\equiv\text{N}$ w cząsteczce azotu N_2 . Dla przejrzystości pokazano tylko orbitale $2p$. a) Czołowe nakładanie się dwóch orbitali $2p_x$ oraz boczne nakładanie się dwóch par orbitali $2p_y$ i $2p_z$, symbolizowane przez strzałki z dwoma ostrzami. b) Powstanie orbitalu molekularnego typu σ oraz dwóch orbitali molekularnych typu π . Każdy z orbitali molekularnych zawiera po dwa elektrony o przeciwnych spinach. Każdy orbital π składa się z dwóch części umieszczonych po obu stronach osi łączącej związane atomy. Dla przejrzystości kształt orbitalu σ zastąpiono linią symbolizującą wiązanie pojedyncze.

3.4. Długość i energia wiązania

Teoria wiązań walencyjnych wyjaśnia, dlaczego wiązania kowalencyjne pomiędzy różnymi atomami mają inną długość oraz ilość energii potrzebnej do jego przerwania. Skoro wiązanie jest skutkiem nakładania się na siebie orbitali atomowych, a różne atomy angażują w wiązania różne orbitale atomowe, nic dziwnego, że długości i energie wiązań są zróżnicowane. W tabeli 3.2. przedstawiono typowe wartości tych parametrów wyznaczone dla najczęściej spotykanych wiązań kowalencyjnych.

Tab. 3.2. Długości i średnie energie niektórych wiązań kowalencyjnych

Wiązanie	Długość [pm]*	Energia [kJ/mol]**	Wiązanie	Długość [pm]*	Energia [kJ/mol]**
Wiązania pojedyncze					
H-H	74	432	N-H	101	391
H-F	92	565	N-N	146	160
H-Cl	127	427	N-O	144	201
C-H	109	413	O-H	96	467
C-C	154	347	O-O	148	204
C-N	147	305			
C-O	143	358	F-F	143	159
C-F	133	453	Cl-Cl	199	243
C-Cl	177	339	Br-Br	228	193
Wiązania wielokrotne					
C=C	134	614	C $\equiv$ C	121	839
C=N	127	615	C $\equiv$ N	115	891
C=O	123	745	N $\equiv$ N	110	945
O=O	121	498			

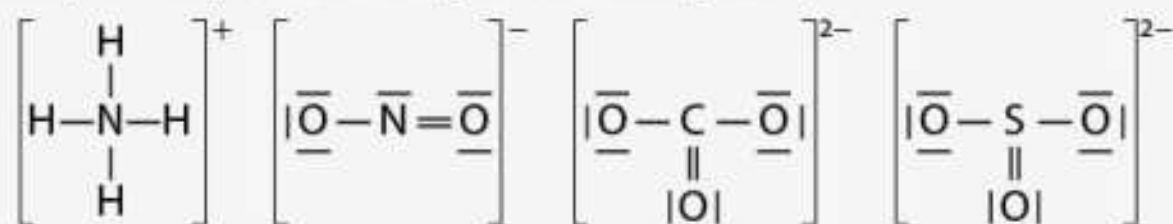
* 1 pm = 10^{-12} m

** Energia potrzebna do zerwania 1 mola wiązań.

Długość wiązania silnie zależy od wielkości łączących się atomów: im większe atomy, a co za tym idzie i orbitale walencyjne, tym dłuższe wiązania. Trend ten możemy zaobserwować np. w szeregu $\text{H-H} < \text{F-F} < \text{Cl-Cl} < \text{Br-Br}$ czy też $\text{C-H} < \text{C-F} < \text{C-Cl}$. Energie wiązań są ściśle powiązane z długością wiązań: długie wiązania, w których atomy pozostają względem siebie w większej odległości, łatwiej zerwać niż te krótsze. Wiązania wielokrotne są krótsze i mocniejsze niż wiązania pojedyncze – w wiązania jest zaangażowana więcej niż jedna para elektronowa. Zatem energie wiązań potrójnych są z reguły znacznie wyższe niż wiązań podwójnych, a te z kolei wyższe niż wiązań pojedynczych (np. $\text{C}\equiv\text{C} > \text{C}=\text{C} > \text{C-C}$).

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Narysuj w zeszycie kropkowe wzory elektronowe cząsteczek fosfiny PH_3 , siarkowodoru H_2S , silanu SiH_4 i tlenku węgla(IV) CO_2 . Określ, jaki kształt będzie miała każda z tych cząsteczek zgodnie z teorią VSEPR.
2. Teoria VSEPR pozwala przewidzieć również geometrię jonów złożonych. Określ ją dla jonów: amonowego NH_4^+ , azotanowego(III) NO_2^- , węglanowego CO_3^{2-} i siarczanowego(IV) SO_3^{2-} , których wzory strukturalne przedstawiono poniżej.



3. Naszkicuj w zeszycie schemat powstawania wiązania w cząsteczce bromowodoru HBr . Następnie odpowiedz na pytania:
 - a) Jaki typ wiązania łączy oba atomy?
 - b) Jakie orbitale są zaangażowane w utworzenie orbitalu molekularnego?
 - c) Ile niewiążących par elektronowych znajduje się w cząsteczce bromowodoru i na jakich orbitalach?
 - d) Czy wiązanie jest spolaryzowane?
4. Wyjaśnij różnice między wiązaniami typu σ a wiązaniami typu π . Naszkicuj i opisz kształt orbitali molekularnych typu π .
5. Oceń, czy atomy podanych pierwiastków mogą tworzyć wiązania typu π z innymi atomami.
 - a) wodór
 - b) tlen
 - c) fluor
 - d) azot
6. U szereguj następujące cząsteczki dwuatomowe w kolejności wzrastającej długości wiązania: Br_2 , Cl_2 , H_2 , HCl , HF .
7. Wyjaśnij, dlaczego wiązanie podwójne C=O jest mocniejsze od wiązania pojedynczego C-O .

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 118 ▶ • **Teoria VSEPR** pozwala przewidzieć geometrię prostych cząsteczek, opierając się na założeniu, że wiążące i niewiążące pary elektronowe odpychają się wzajemnie i starają się znaleźć możliwie najdalej od siebie.
- s. 118 ▶ • Odpychanie między parami niewiążącymi jest nieco silniejsze niż odpychanie między parą wiążącą a niewiążącą, a to z kolei jest silniejsze od odpychania między dwoma parami wiążącymi.
- s. 121 ▶ • **Teoria wiązań walencyjnych** zakłada, że wiązanie kowalencyjne powstaje w wyniku nakładania się na siebie orbitali atomowych, co prowadzi do utworzenia orbitalu molekularnego.
- s. 123 ▶ • **Wiązanie typu σ** (sigma) powstaje w wyniku nakładania się dwóch orbitali s , orbitalu p i orbitalu s lub czołowego nakładania się orbitali p . **Wiązanie typu π** (pi) powstaje w wyniku bocznego nakładania orbitali p .

4. Hybrydyzacja orbitali atomowych

NA TEJ LEKCJI:

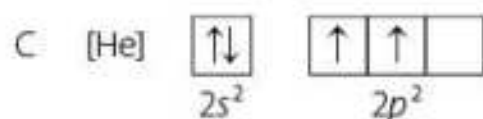
- dowiesz się, czym jest hybrydyzacja i jak powstają orbitale zhybrydyzowane;
- odkryjesz, na czym polega hybrydyzacja sp , sp^2 i sp^3 ;
- wykażesz, jak wielkość kąta pomiędzy wiązaniami zależy od rodzaju hybrydyzacji;
- poznasz kształt cząsteczek, w których zhybrydyzowane orbitale są obsadzone niewiążącymi parami elektronowymi;
- wyjaśnisz, jak powiązać typ hybrydyzacji z krotnością wiązania tworzonego przez atomy węgla, azotu i tlenu.

Teoria wiązań walencyjnych, która zakłada, że wiązanie powstaje wskutek prostego nakładania się orbitali atomowych, pozwala wyjaśnić budowę jedynie najprostszych cząsteczek dwuatomowych, takich jak: H_2 , F_2 , HF , O_2 lub N_2 . Zawodzi jednak w przypadku bardziej złożonych cząsteczek, zawierających więcej niż dwa atomy. Możemy pokonać to ograniczenie zakładając, że orbitale atomowe mogą się ze sobą „mieszać” w procesie zwanym hybrydyzacją. Orbitale s mieszają się z orbitalami p na kilka sposobów, z których każdy prowadzi do innej geometrii układu wiązań chemicznych i w konsekwencji decyduje o ostatecznym kształcie cząsteczki.

4.1. Co to jest hybrydyzacja?

Jeżeli spróbujemy zastosować bezpośrednio teorię wiązań walencyjnych do wyjaśnienia budowy cząsteczki metanu CH_4 , to nie otrzymamy jednoznacznego wy-

niku. Centralny atom węgla ma cztery elektrony walencyjne na drugiej powłoce: dwa na orbitalu $2s$ oraz po jednym na dwóch z trzech dostępnych orbitali p :



O ile łatwo sobie wyobrazić, że dwa orbitale $2p$ mogą utworzyć dwa wiązania σ z atomami wodoru, nakładając się z ich orbitalami $1s$, to nie bardzo wiadomo, jak mogłyby powstać dwa kolejne wiązania C–H. Elektrony na orbitalu $2s$ są przecież sparowane i nie mogą wziąć udziału w tworzeniu wiązania. Trudno też sobie wyobrazić, jak proste nakładanie się orbitali może doprowadzić do utworzenia cząsteczki o geometrii tetraedycznej, dla której teoria VSEPR przewiduje kąt między wiązaniami $109,5^\circ$.

Rozwiązanie tego problemu zaproponował amerykański uczony Linus Pauling. Założył on, że orbitale walencyjne w atomie tworzącym wiązania są inne niż w izolowanym atomie. Stwierdził, że na skutek matematycznego „mieszania” orbitali, dopuszczalnego przez prawa mechaniki kwantowej, dochodzi do powstania nowego układu orbitali. Układ ten pozwala na bardziej efektywne ich nakładanie się z orbitalami wiązanych atomów i jest zgodny z obserwowaną geometrią cząsteczki. Proces „mieszania” Pauling nazwał **hybrydyzacją**, a orbitale powstałe w wyniku tego procesu – **orbitalami zhybrydyzowanymi**.

- ♦ hybrydyzacja orbitali zhybrydyzowane
- ♦ zasady hybrydyzacji

Zasady hybrydyzacji są stosunkowo proste:

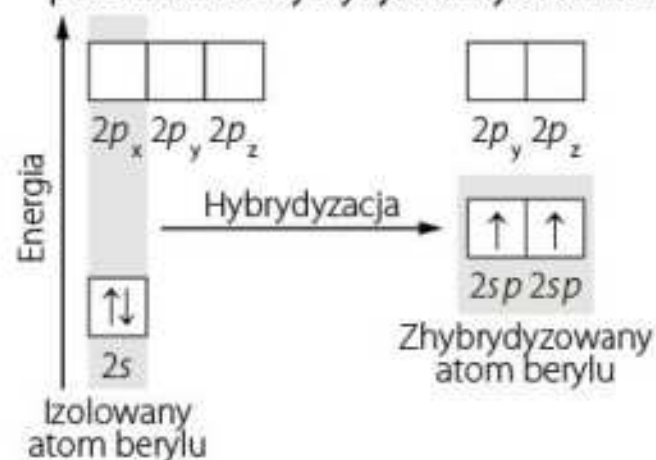
1. Spośród orbitali ulegających hybrydyzacji przynajmniej dwa muszą być różnego typu (np. s i p).
2. Liczba powstających orbitali zhybrydyzowanych jest równa łącznej liczbie „czystych” orbitali ulegających hybrydyzacji.
3. Zhybrydyzowane orbitale są obsadzone elektronami zgodnie z regułą Hunda.
4. Zhybrydyzowane orbitale mają identyczną energię równą średniej arytmetycznej energii wszystkich orbitali ulegających hybrydyzacji.

4.2. Hybrydyzacja sp i sp^2

Rozważmy najprostszy przypadek **hybrydyzacji sp** , czyli „mieszania się” jednego orbitalu s z jednym orbitalem p na przykładzie cząsteczki chlorku berylu BeCl_2 (rys. 4.1.). W izolowanym atomie berylu oba elektrony walencyjne tego pierwiastka znajdują się na orbitalu $2s$ o najniższej energii, a trzy orbitale $2p$ pozostają nieobsadzone. W wyniku „zmieszania” jednego orbitalu $2s$ i jednego orbitalu $2p$ powstają dwa orbitale zhybrydyzowane $2sp$ o takiej samej energii, pośredniej pomiędzy energią orbitalu $2s$ i $2p$. Pozostałe dwa orbitale $2p$ są nieobsadzone. Dwa elektrony walencyjne zajmują orbitale $2sp$ o najniższej energii i zgodnie z regułą Hunda obsadzają je pojedynczo (rys. 4.1.a). Kształt zhybrydyzowanych orbitali sp jest pośredni między kształtem orbitali s i p . Przypomina niesymetryczne „hantle”

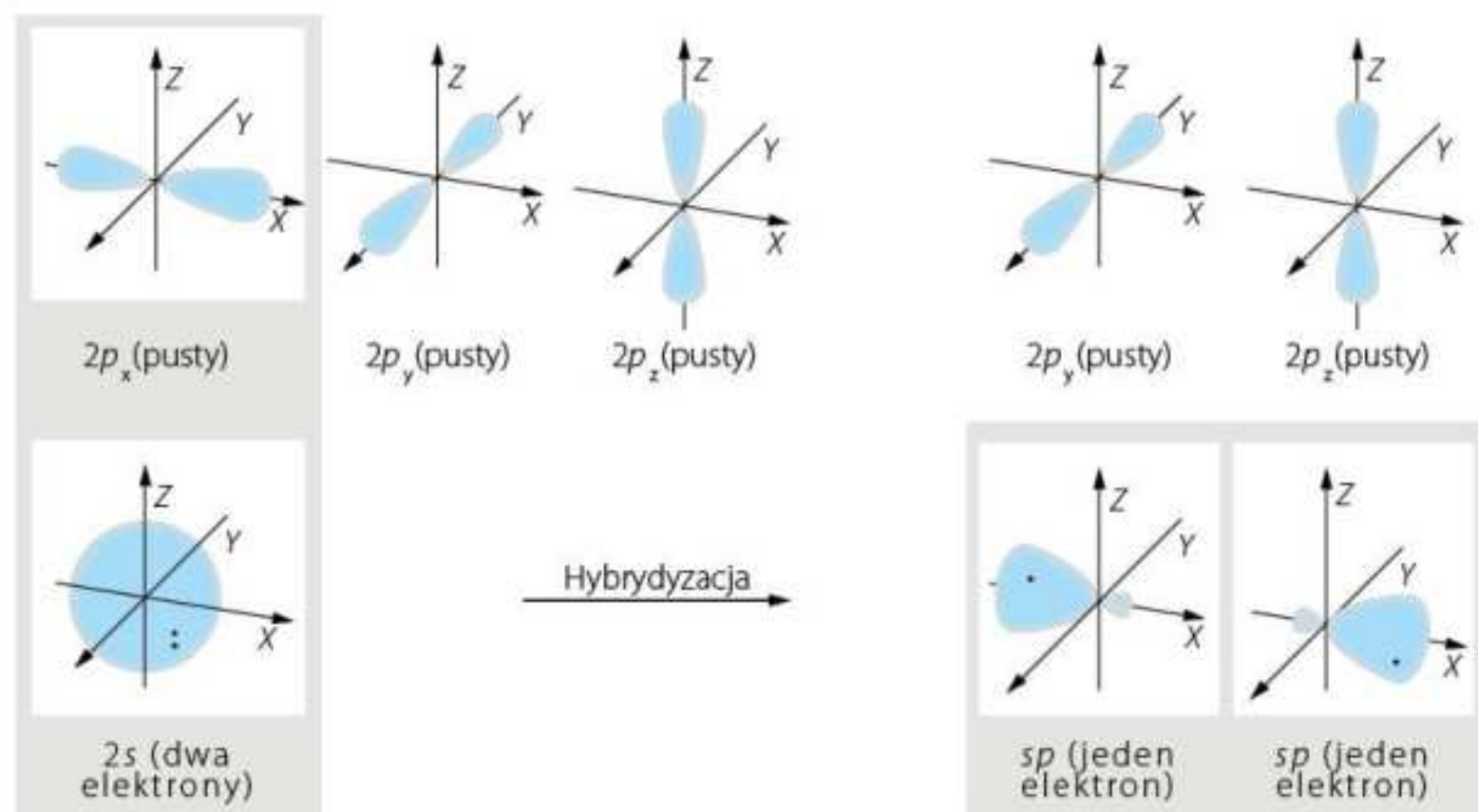
- ♦ hybrydyzacja sp

a) Diagram energetyczny przedstawiający powstawanie zhybrydowanych orbitali $2sp$



z jedną częścią bardziej rozdętą niż drugą (rys. 4.1.b). Orbitale zajęte przez wiążące (i niewiążące) pary elektronowe odpychają się wzajemnie, zatem orbitale $2sp$ berylu układają się w jednej linii. Każdy z nich nakłada się czołowo z orbitalem $3p$ atomu chloru z utworzeniem dwóch pojedynczych wiązań kowalencyjnych Be-Cl typu σ (rys. 4.1.c). Ostatecznie cząsteczka przyjmuje kształt liniowy (geometria diagonalna), a kąt między wiązaniami wynosi 180° . Widzimy, że wyniki otrzymane za pomocą koncepcji hybrydyzacji są całkowicie zgodne z przewidywaniami kształtu cząsteczki na podstawie teorii VSEPR (podrozdział III.3.1.).

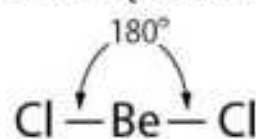
b) Kształty orbitali przed i po hybrydyzacji



c) Powstawanie wiązań s poprzez nakładanie się orbitali $2sp$ berylu z orbitalami $3p$ chloru

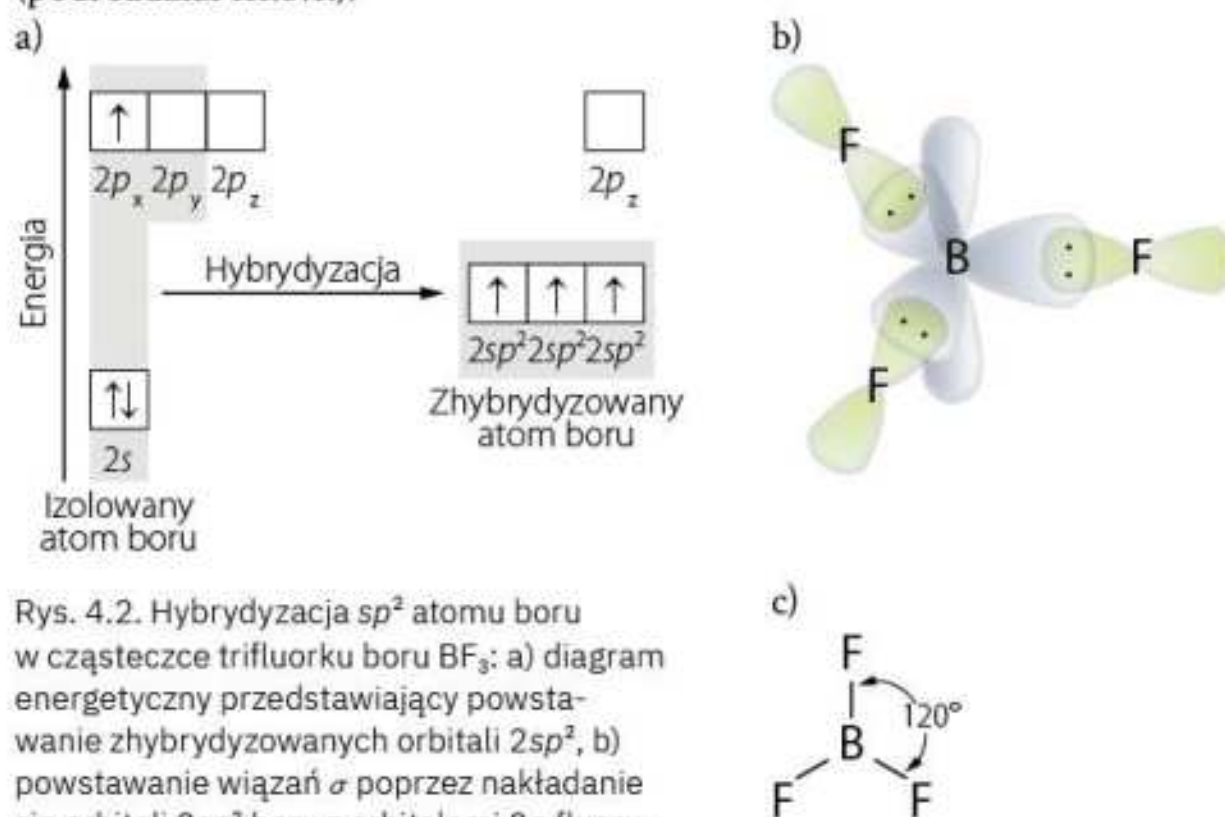


Uprozczone przedstawienie graficzne cząsteczki BeCl_2



Rys. 4.1. Hybrydyzacja sp atomu berylu w cząsteczce chlorku berylu BeCl_2 .

Hybrydyzacja sp^2 zachodzi wtedy, gdy „mieszaniu” ulegają jeden orbital s i dwa orbitale p . Na rysunku 4.2. przedstawiono taką sytuację na przykładzie cząsteczki trifluorku boru BF_3 . W izolowanym atomie boru dwa elektrony walencyjne o sparowanych spinach zajmują orbital $2s$, a trzeci znajduje się na jednym z orbitali $2p$. W wyniku hybrydyzacji powstają trzy orbitale sp^2 o energii pośredniej pomiędzy energią orbitalu s i orbitali p . Jeden orbital $2p$ pozostaje niezhybrydowany. Trzy elektrony walencyjne atomu boru obsadzają pojedynczo orbitale $2sp^2$. Orbitale sp^2 mają kształt podobny do orbitali sp , jednak są nieco smuklejsze ze względu na większy udział orbitali p . Orbitale układają się w jednej płaszczyźnie, a kąt między nimi wynosi 120° . Czołowe nakładanie się orbitali $2sp^2$ boru z orbitalami $2p$ trzech atomów fluoru prowadzi do powstania trzech wiązań B–F typu σ . Wszystkie atomy leżą w jednej płaszczyźnie, a cząsteczka przyjmuje geometrię trygonalną (wiązania są skierowane do wierzchołków trójkąta równobocznego). Ponownie wynik ten jest zgodny z przewidywaniami teorii VSEPR (podrozdział III.3.1.).



Rys. 4.2. Hybrydyzacja sp^2 atomu boru w cząsteczce trifluorku boru BF_3 : a) diagram energetyczny przedstawiający powstawanie zhybrydowanych orbitali $2sp^2$, b) powstawanie wiązań σ poprzez nakładanie się orbitali $2sp^2$ boru z orbitalami $2p$ fluoru, c) uproszczone przedstawienie graficzne cząsteczki BF_3 .

4.3. Hybrydyzacja sp^3

W **hybrydyzacji sp^3** „wymieszaniu” ulegają jeden orbital s i trzy orbitale p . Zhybrydowane orbitale znów mają podobny kształt jak orbitale sp i sp^2 , ale są jeszcze smuklejsze. Układają się wokół atomu centralnego w taki sposób, że skierowane są do wierzchołków czworościanu foremnego, tworząc geometrię tetraedryczną. Kąt między orbitalami wynosi $109,5^\circ$. Z tym typem hybrydyzacji spotykamy się np. w cząsteczce metanu CH_4 (tab. 4.1.a). W izolowanym atomie węgla cztery elektrony walencyjne są rozmieszczone w następujący sposób: dwa

znajdują się na orbitalu $2s$ i po jednym nad dwóch orbitalach $2p$. W wyniku hybrydyzacji powstają cztery orbitale $2sp^3$ o jednakowej energii. Każdy z nich jest obsadzony pojedynczym elektronem i nakłada się z orbitalem $1s$ atomu wodoru, tworząc cztery pojedyncze wiązania C–H typu σ .

Zhybrydyzowane orbitale mogą być obsadzone również przez niewiążące pary elektronowe. Z takim przypadkiem mamy do czynienia w cząsteczce amoniaku NH_3 (tab. 4.1.b). Centralny atom azotu ulega hybrydyzacji sp^3 , a powstałe orbitale skierowane są do naroży czworościanu foremego. W trzech z nich znajdują się atomy wodoru tworzące wiązania N–H poprzez nakładanie się orbitali $1s$ z orbitalami $2sp^3$ centralnego atomu azotu. W czwartym narożu nie ma żadnego atomu, jest ono zajęte przez niewiążącą (wolną) parę elektronową. W rezultacie cząsteczka amoniaku przyjmuje kształt spłaszczonej piramidy o podstawie trójkątnej (piramidy trygonalnej), z atomem azotu umieszczonym w jednym z jej wierzchołków. Kąt między wiązaniami N–H jest nieco mniejszy niż tetraedyczny, gdyż odpychanie ze strony niewiążącej pary elektronowej jest silniejsze.

W cząsteczce wody H_2O centralny atom tlenu również ulega hybrydyzacji sp^3 (tab. 4.1.c). Dwa zhybrydyzowane orbitale obsadzone pojedynczo elektronami nakładają się z orbitalami $1s$ atomów wodoru, tworząc dwa wiązania O–H. Pozostałe dwa orbitale $2sp^3$ są zajęte przez niewiążące (wolne) pary elektronowe. Cząsteczka wody przyjmuje więc „zgięty” kształt litery V, a kąt między wiązaniami jest jeszcze mniejszy niż w cząsteczce amoniaku i wynosi $104,5^\circ$.

Tab. 4.1. Hybrydyzacja sp^3 atomu centralnego w cząsteczkach metanu, amoniaku i wody

Diagram energetyczny	Przestrzenny układ orbitali	Geometria cząsteczki	Kształt cząsteczki
a) metan CH_4			

Diagram energetyczny	Przestrzenny układ orbitali	Geometria cząsteczki	Kształt cząsteczki
b) amoniak NH_3			
c) woda H_2O			

4.4. Hybrydyzacja orbitali atomów tworzących wiązania wielokrotne

Hybrydyzacja sp^3 jest charakterystyczna dla atomów węgla wchodzących w skład bardzo wielu związków chemicznych, przede wszystkim organicznych. Każdy atom węgla zhybrydyzowany w ten sposób tworzy **cztery wiązania pojedyncze** typu σ z sąsiednimi atomami, a kąt między wiązaniami jest typowy dla geometrii tetraedycznej i wynosi $109,5^\circ$. Przykładem związku, którego cząsteczki są zbudowane z atomów węgla o hybrydyzacji wyłącznie sp^3 , jest etan C_2H_6 (rys. 4.3.).

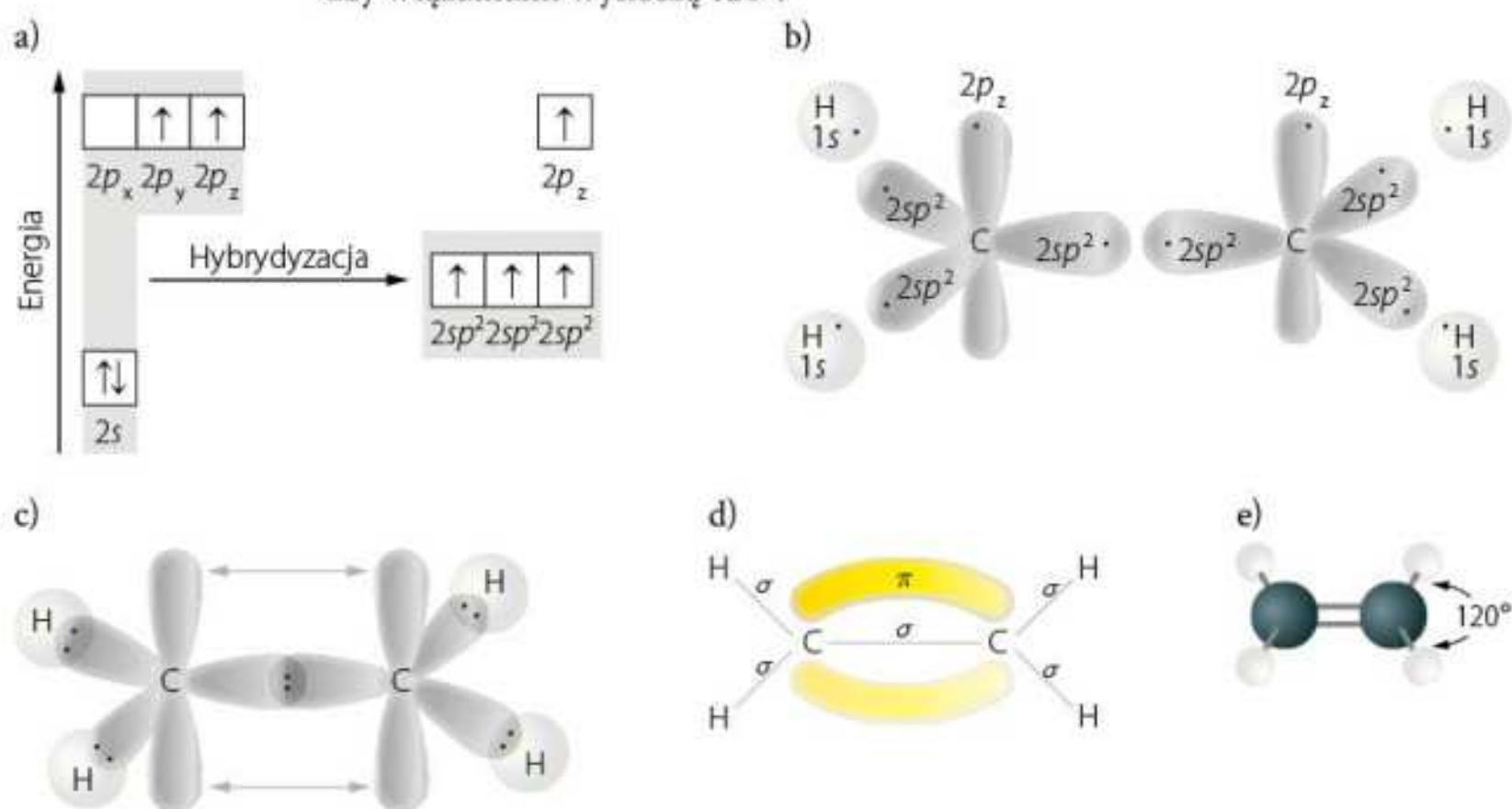


Rys. 4.3. Model cząsteczki etanu C_2H_6 , w której wszystkie atomy węgla są zhybrydyzowane sp^3 .

hybrydyzacja
a powstawanie
wiązań
wielokrotnych

wiązanie podwójne

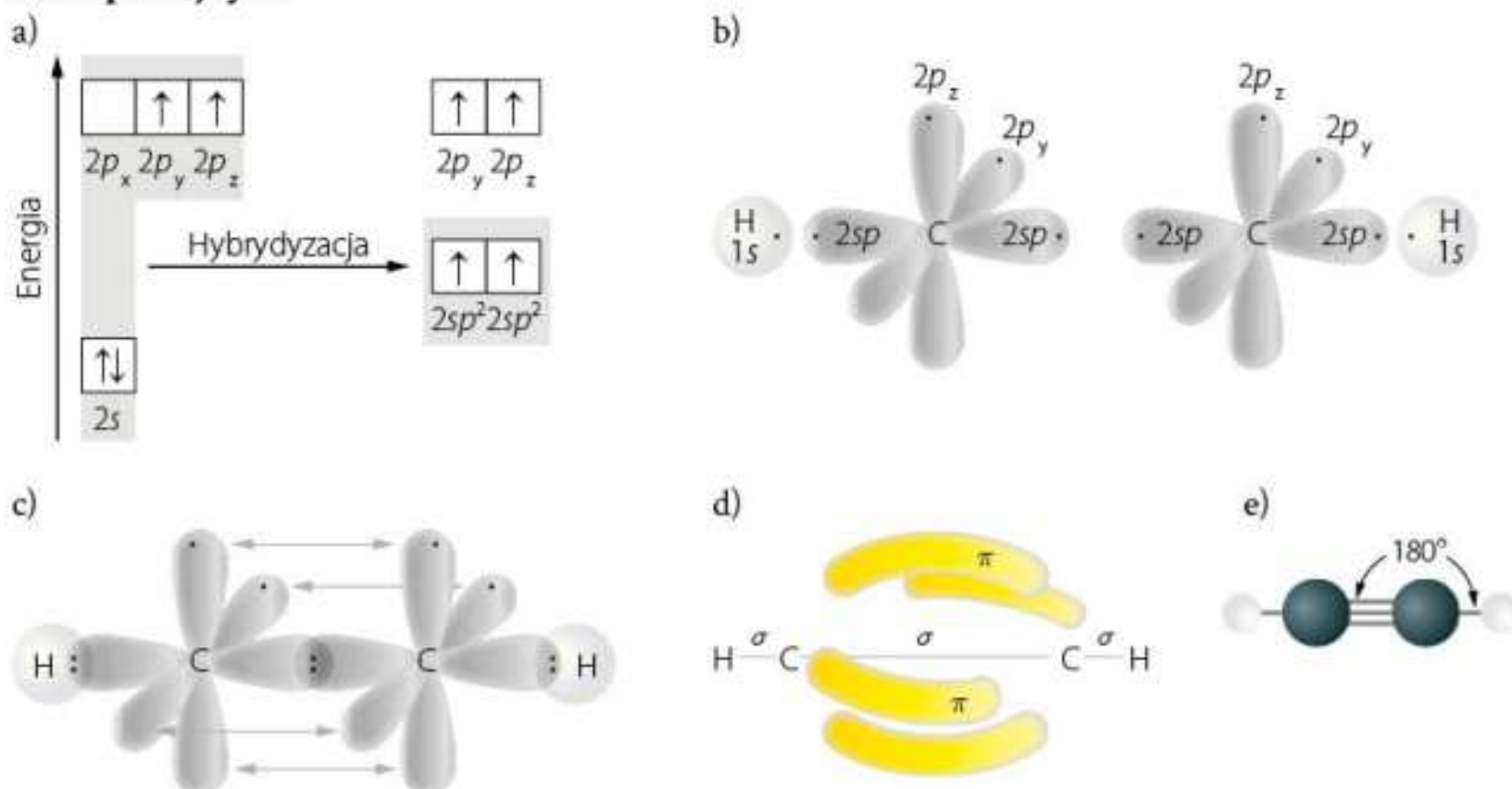
Ale orbitale atomów węgla mogą „się mieszać” również w inny sposób. W etenie C_2H_4 oba atomy tego pierwiastka ulegają **hybrydyzacji sp^2** , tzn. wymieszaniu ulegają orbitale $2s$, $2p_x$ i $2p_y$, tworząc trzy orbitale $2sp^2$ skierowane do wierzchołków trójkąta równobocznego. Orbital $2p_z$ pozostaje niezhybrydyzowany i jest prostopadły do płaszczyzny trójkąta. W każdym atomie węgla jeden z orbitali $2sp^2$ nakłada się czołowo z orbitalem $2sp^2$ sąsiedniego atomu węgla, tworząc wiązanie C–C typu σ . Dwa pozostałe orbitale $2sp^2$ nakładają się z orbitalami $1s$ atomów wodoru, tworząc dwa wiązania C–H, również typu σ . Jeżeli wszystkie wiązania σ znajdują się w jednej płaszczyźnie, wówczas może dojść do bocznego nakładania się niezhybrydyzowanych orbitali $2p_z$. Powstaje dodatkowe wiązanie typu π i oba atomy węgla zostają związane **wiązaniem podwójnym**. Częsteczka etenu jest płaska, tzn. wszystkie atomy leżą w jednej płaszczyźnie, a kąty między wiązaniami wynoszą 120° .



Rys. 4.4. Hybrydyzacja sp^2 atomów węgla w cząsteczce etenu C_2H_4 : a) diagram energetyczny przedstawiający powstawanie zhybrydyzowanych orbitali $2sp^2$, b) orbitale atomów biorących udział w wiązaniach, c) nakładanie się orbitali atomowych; strzałki z podwójnymi ostrzami symbolizują boczne nakładanie się orbitali $2p_z$, d) orbital molekularny π , wiązania σ zostały przedstawione w postaci linii łączących atomy, e) model cząsteczki.

Cząsteczka etynu C_2H_2 zawiera dwa atomy węgla o **hybrydyzacji sp** . „Wymieszaniu” ulegają orbital $2s$ i $2p_x$ z utworzeniem dwóch orbitali $2sp$, orbitale $2p_y$ i $2p_z$ pozostają niezhybrydyzowane. Orbitale $2sp$ układają się w jednej linii, kąt między nimi wynosi 180° . W każdym atomie węgla orbitale $2sp$ tworzą dwa wiązania typu σ – jedno poprzez czołowe nakładanie się z orbitalem $2sp$ drugiego atomu węgla, a drugie poprzez nakładanie się z orbitalem $1s$ atomu wodoru. Wszystkie trzy wiązania σ leżą w jednej linii. Zarówno orbitale $2p_y$, jak i $2p_z$ są

prostopadle do tej linii. Ich boczne nakładanie prowadzi do powstania dwóch wiązań typu π . Zatem wiązanie węgiel – węgiel w cząsteczce etynu jest **wiązaniem potrójnym**. ◀ wiązanie potrójne



Rys. 4.5. Hybrydyzacja sp atomów węgla w cząsteczce etynu C_2H_2 : a) diagram energetyczny przedstawiający powstawanie zhybrydyzowanych orbitali $2sp$, b) orbitale atomów biorących udział w wiązaniach, c) nakładanie się orbitali atomowych; strzałki z podwójnymi ostrzami symbolizują boczne nakładanie się orbitali $2p_y$ i $2p_z$, d) orbitale molekularne π , wiązania σ zostały przedstawione w postaci linii łączących atomy, e) model cząsteczki.

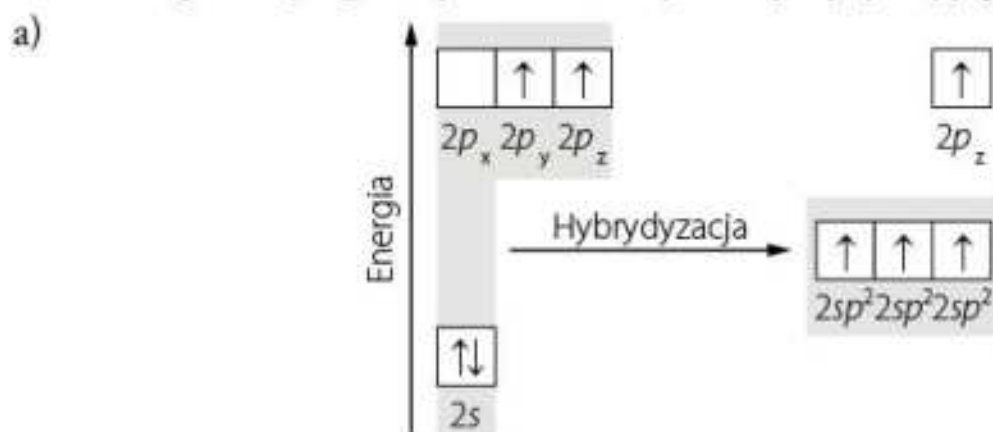
Zdolność do hybrydyzowania w różny sposób nie ogranicza się wyłącznie do atomów węgla. W ten sposób mogą się zachowywać również inne atomy (np. tlenu, azotu), biorąc udział w tworzeniu wiązań wielokrotnych.

Przykład 1.

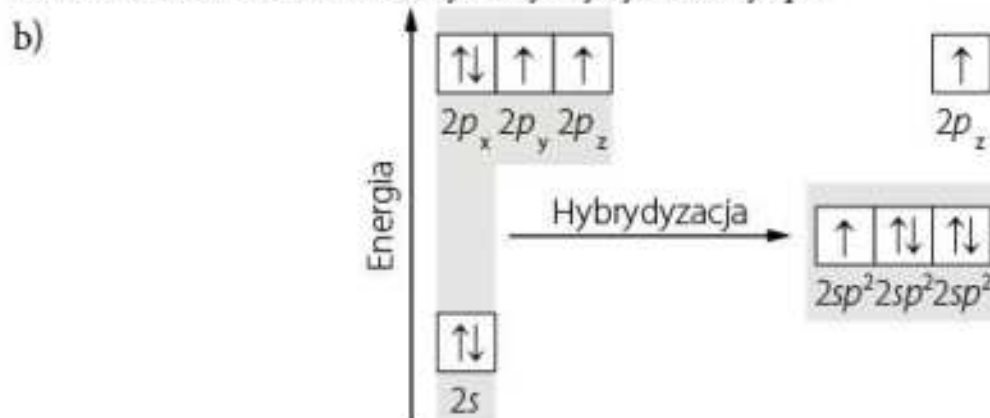
Przedstaw, w jaki sposób powstają wiązania w cząsteczce metanal (aldehydu mrówkowego) $H_2C=O$.

Rozwiązanie:

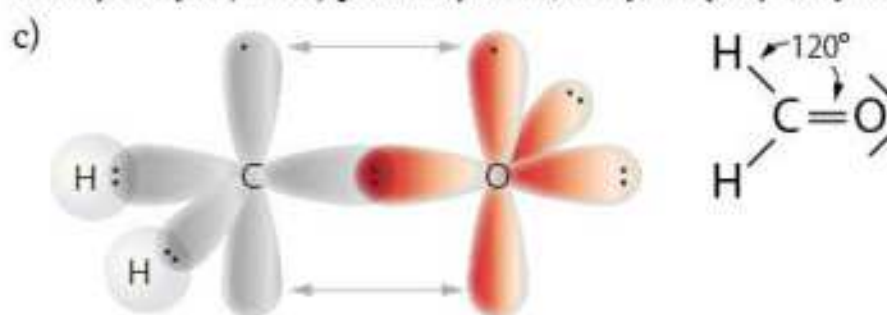
Obecność podwójnego wiązania wskazuje na hybrydyzację sp^2 atomu węgla:



Aby elektron na orbitalu $2p_z$ mógł utworzyć wiązanie typu π z atomem tlenu, również atom tlenu musi być zhybrydyzowany sp^2 :



Czołowe nakładanie się orbitalu $2sp$ atomu węgla z orbitalem $2sp$ atomu tlenu prowadzi do utworzenia wiązania typu σ . Boczne nakładanie się orbitalu $2p_z$ atomu węgla z orbitalem $2p_z$ atomu tlenu prowadzi do powstania wiązania typu π . Zatem wiązanie węgiel – tlen jest wiązaniem podwójnym. Dwa pozostałe orbitale $2sp^2$ atomu węgla są zaangażowane w utworzenie wiązań σ z atomami wodoru, a dwa pozostałe orbitale $2sp^2$ atomu tlenu są zajęte przez niewiążące pary elektronowe. Cząsteczka ma kształt płaski (tzn. wszystkie atomy leżą w jednej płaszczyźnie), a kąt między wiązaniami wynosi 120° .



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Podaj wielkość kątów między wiązaniami w hybrydyzacji sp , sp^2 i sp^3 .
- Wyjaśnij, dlaczego orbitale sp są bardziej „pękate” niż orbitale sp^3 .
- Określ typ hybrydyzacji atomu centralnego, kształt i przybliżony kąt między wiązaniami w cząsteczkach:
 - tetrafluorosilanu SiF_4 ,
 - siarkowodou H_2S ,
 - chlorku fosforu(III) PCl_3 .
- Budowę cząsteczki wody można również wyjaśnić za pomocą tworzenia wiązań O–H przez niezhybrydyzowane orbitale $2p$ atomu tlenu. Zaproponuj takie wyjaśnienie i określ kąt między wiązaniami. Oceń, czy taki model lepiej opisuje budowę cząsteczki niż model oparty na hybrydyzacji orbitali atomowych.
- Wskaż, które z poniższych twierdzeń są prawdziwe, a które fałszywe.
 - Wiązanie podwójne składa się z dwóch wiązań π .
 - Jeżeli atom węgla tworzy jedno wiązanie podwójne, to jego orbitale atomowe ulegają hybrydyzacji sp^2 .

- c) Ponieważ w cząsteczce amoniaku znajdują się trzy wiązania N–H, kąt między wiązaniami wynosi 120° .
- d) Kąt między wiązaniami w cząsteczce wody O–H jest mniejszy niż kąt między wiązaniami C–H w cząsteczce metanu.
6. W cząsteczce cyjanowodoru HCN atom wodoru związany jest z atomem węgla, a ten z kolei z atomem azotu.
- a) Zaproponuj kropkowy wzór elektronowy cyjanowodoru.
- b) Określ typ hybrydyzacji atomów węgla i azotu w cząsteczce HCN.
- c) Określ rodzaj wiązań łączących atomy (krotność, typ σ lub π).
- d) Omów kształt cząsteczki z uwzględnieniem wielkości kąta między wiązaniami.
7. Określ typ hybrydyzacji orbitali w atomach węgla, tlenu i azotu w cząsteczkach o następujących wzorach skróconych:
- a) $\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$
- b) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2$
- c) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\ddot{\text{O}}\text{H}$
- d) $\text{H}_3\text{C}-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \ddot{\text{O}}: \\ \searrow \ddot{\text{O}}\text{H} \end{array}$
- e) $\text{H}_3\text{C}-\text{C} \equiv \text{N}:$
- f) $\text{H}_3\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{CH}_3$

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Hybrydyzacja polega na „mieszaniu” się orbitali atomowych z utworzeniem układu zhybrydowanych orbitali. Liczba zhybrydowanych orbitali jest równa liczbie orbitali atomowych, które ulegają hybrydyzacji. Zhybrydowane orbitale odpychają się wzajemnie i starają się zająć takie położenie w przestrzeni, aby być możliwie jak najdalej od siebie. ◀ s. 127
- Wyróżniamy trzy rodzaje hybrydyzacji orbitali s i p : sp , sp^2 i sp^3 . ◀ s. 127, 129
- Zhybrydowane orbitale mogą być zajmowane zarówno przez wiążące, jak i niewiążące pary elektronowe. ◀ s. 127
- Atomy tego samego pierwiastka mogą ulegać hybrydyzacji różnego rodzaju. Tak zachowują się np. atomy węgla, które ulegają zarówno hybrydyzacji sp^3 , sp^2 , jak i sp . Rodzaj hybrydyzacji decyduje o krotności wiązania, które atom tworzy z innymi atomami. ◀ s. 131

5. Oddziaływania międzycząsteczkowe

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, w jaki sposób elektrycznie obojętne cząsteczki mogą się wzajemnie przyciągać;
- odkryjesz, na czym polegają siły van der Waalsa;
- wyjaśnisz, czym się różnią między sobą oddziaływania międzycząsteczkowe typu: dipol–dipol, dipol–dipol indukowany oraz dipol indukowany–dipol indukowany (siły dyspersyjne);
- scharakteryzujesz zmiany wielkość sił dyspersyjnych w zależności od masy (wielkości) oddziałujących ze sobą cząsteczek;
- wykażesz, dlaczego cząsteczki o podłużnym kształcie przyciągają się silniej niż cząsteczki kuliste o podobnej masie;
- dowiesz się, czym jest wiązanie wodorowe;
- wyjaśnisz, w jaki sposób jony mogą być przyciągane do elektrycznie obojętnych cząsteczek;
- poznasz definicję hydratacji;
- wykażesz, od czego zależy wielkość oddziaływań międzycząsteczkowych;
- odkryjesz, jak wielkość oddziaływań międzycząsteczkowych wpływa na wysokość temperatury wrzenia i topnienia związków o budowie molekularnej.

Wiązania chemiczne (kowalencyjne, koordynacyjne, jonowe, metaliczne), określamy mianem oddziaływań silnych, gdyż do ich rozerwania jest potrzebny znaczny nakład energii, rzędu kilkuset kilodżuli na mol wiązań. Atomy lub cząsteczki mogą się łączyć ze sobą również za pomocą znacznie słabszych sił (rzędu kilku – kilkudziesięciu kilodżuli na mol), które noszą nazwę oddziaływań międzycząsteczkowych. Do najważniejszych oddziaływań tego typu zaliczamy tzw. siły van der Waalsa, oddziaływania jonów z obojętnymi elektrycznie cząsteczkami oraz wiązanie wodorowe.

5.1. Siły van der Waalsa

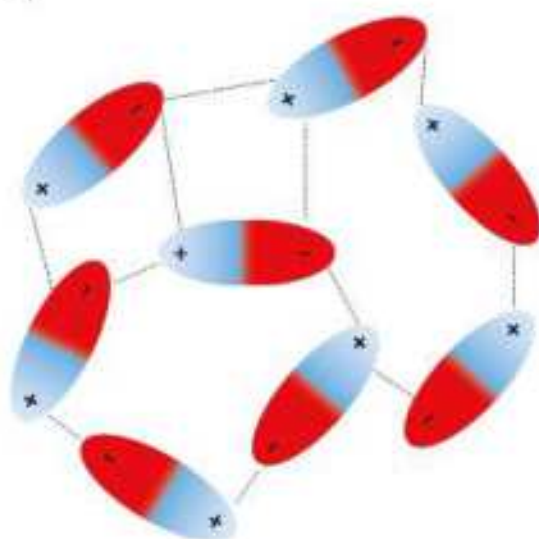
Elektrycznie obojętne cząsteczki (jak również pojedyncze atomy gazów szlachetnych) przyciągają się wzajemnie z pewną określoną siłą. Oddziaływania te noszą nazwę sił van der Waalsa – od nazwiska holenderskiego uczonego, który w 1873 r. jako pierwszy postulował ich istnienie. **Siły van der Waalsa** mają charakter oddziaływań elektrostatycznych, tzn. przyciągania kulombowskiego między ładunkami elektrycznymi o przeciwnych znakach.

siły van der Waalsa ►

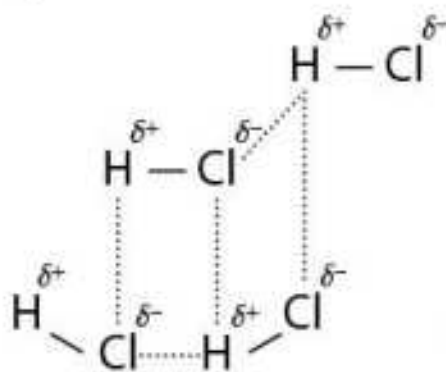
Ładunki w elektrycznie obojętnych cząsteczkach lub atomach mogą powstawać w trojaki sposób. Po pierwsze, cząsteczki związków chemicznych zawierające spolaryzowane wiązania kowalencyjne mogą być polarne (podrozdział III.2.2.). Cząsteczki te zachowują się jak trwałe dipole elektryczne, można w nich wyróżnić biegun z cząstkowym ładunkiem dodatnim δ^+ oraz biegun z cząstkowym ładunkiem ujemnym δ^- . **Oddziaływanie dipol–dipol** pomiędzy biegunem dodatnim jednej cząsteczki a biegunem ujemnym drugiej powoduje ich wzajemne przyciąganie (rys. 5.1.a). W ten sposób oddziałują ze sobą np. cząsteczki chlorowodoru HCl lub propanonu, w którym występuje silnie spolaryzowane wiązanie podwójne C=O (rys. 5.1.b, c).

◀ oddziaływanie dipol–dipol

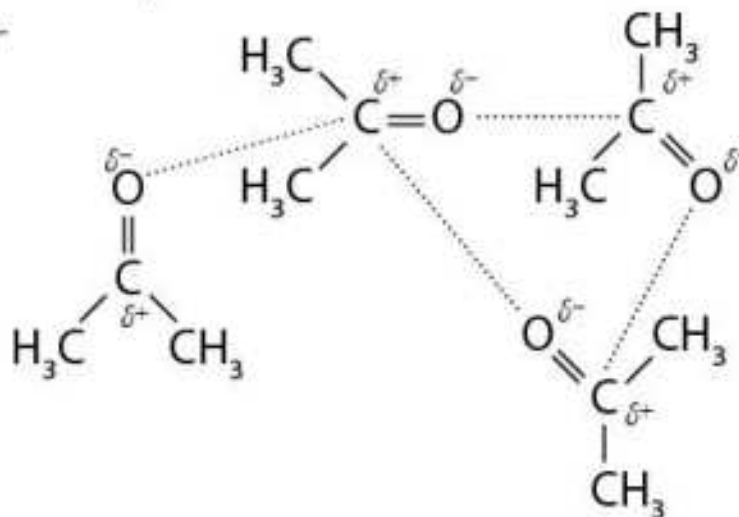
a)



b)



c)



Rys. 5.1. a) Model oddziaływań międzycząsteczkowych (linia kropkowana) dipol–dipol pomiędzy cząsteczkami o charakterze trwałego dipolu elektrycznego.

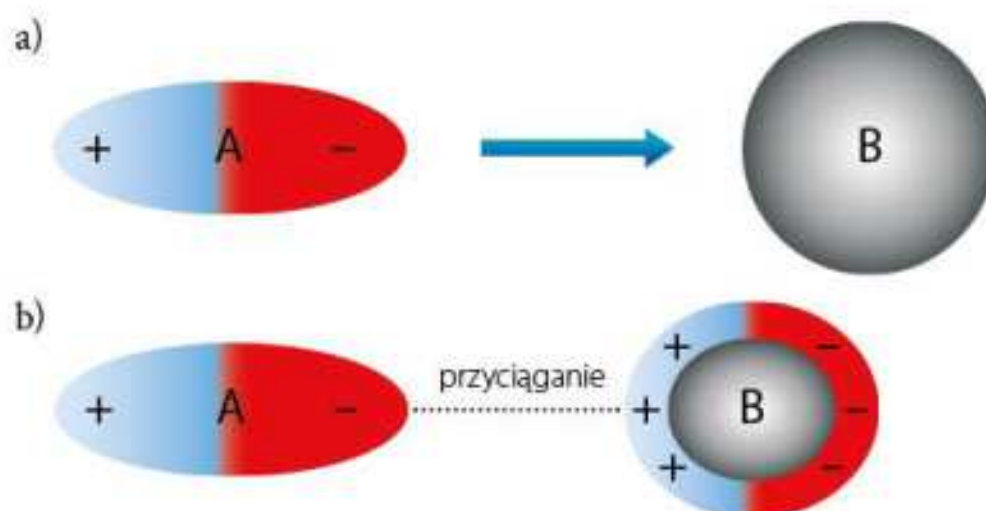
b) Schematyczne przedstawienie oddziaływań między cząsteczkami chlorowodoru HCl.

c) Schematyczne przedstawienie oddziaływań między cząsteczkami propanonu (acetonu).

Po drugie, cząsteczki polarne mogą powodować polaryzację innych, niepolarnych cząsteczek, czyli **indukować** (tzn. wywoływać) w nich pojawienie się dipolu elektrycznego (rys. 5.2.). Wyobraźmy sobie, że polarna cząsteczka A zbliża się swoim ujemnie naładowanym końcem do niepolarnej cząsteczki B. Gdy znajdzie się odpowiednio blisko, nastąpi odpychanie pomiędzy ujemnym biegunem

◀ trwały dipol indukowany

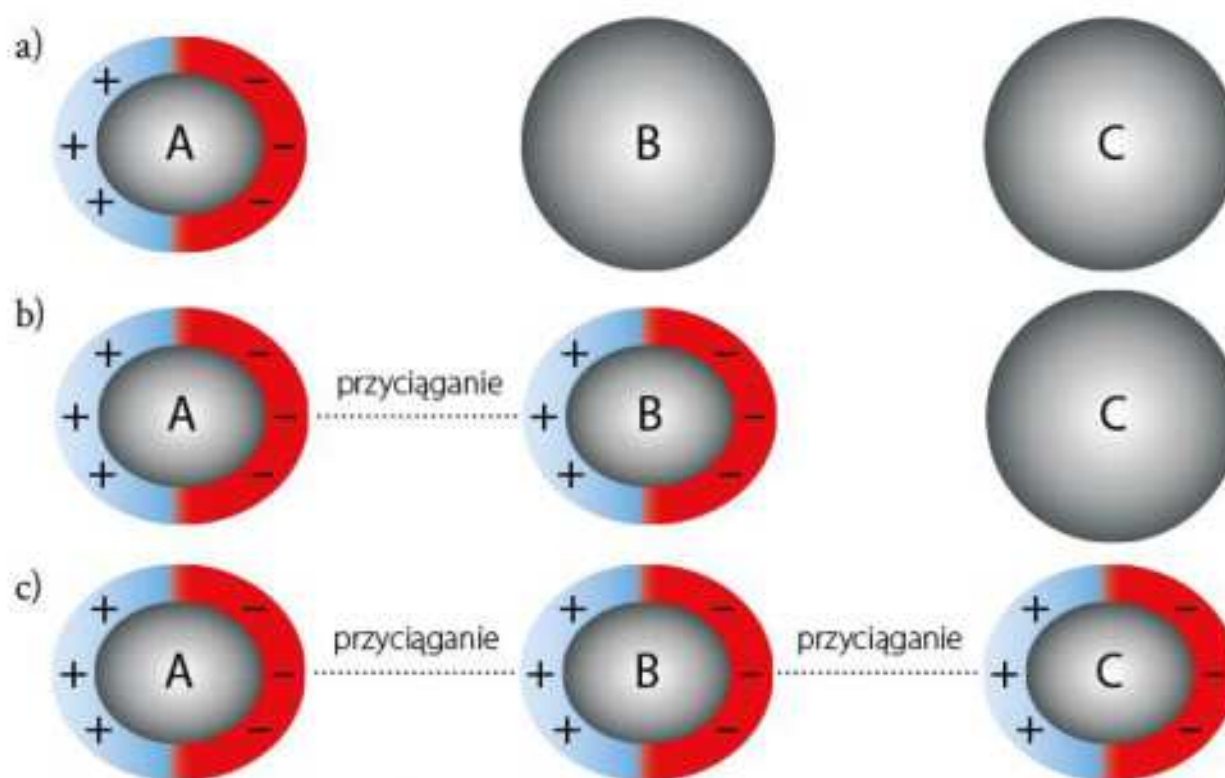
cząsteczki A a elektronami otaczającymi cząsteczkę B – zostaną one przesunięte w kierunku przeciwnego końca cząsteczki B, dzięki czemu niepolarna cząsteczka B ulegnie polaryzacji i też stanie się dipolem. Oddziaływanie pomiędzy przeciwnie naładowanymi fragmentami cząsteczek A i B spowoduje ich wzajemne przyciąganie. Oddziaływanie **dipol trwały–dipol indukowany** występuje w mieszaninach substancji polarnych i niepolarnych, np. chloroformu CHCl_3 zawierającego silnie spolaryzowane wiązania C–Cl i heksanu C_6H_{14} , którego cząsteczki są praktycznie niepolarne.



Rys. 5.2. Model oddziaływania między dipolem trwałym a dipolem indukowanym: a) polarna cząsteczka A zbliża się do niepolarnej cząsteczki B, b) polaryzacja cząsteczki B i przyciąganie pomiędzy cząsteczkami A i B.

Po trzecie, dipole elektryczne mogą powstawać spontanicznie nawet w całkowicie niepolarnych cząsteczkach lub pojedynczych atomach (rys. 5.3.). Wynika to z faktu, że ruch elektronów otaczających cząsteczki (atomy) jest do pewnego stopnia przypadkowy, co powoduje chwilowe **fluktuacje** (niejednorodności) w rozmieszczeniu elektronów. W rezultacie w pewnych miejscach spontanicznie powstają zagęszczenia elektronów, a w innych gęstość elektronowa spada, czemu towarzyszy pojawienie się cząstkowych ładunków o przeciwnych znakach. Ładunki te, choć niewielkie, są wystarczające, aby wystąpiło przyciąganie pomiędzy cząsteczkami. Ponadto spontanicznie powstające dipole mogą indukować polaryzację kolejnych cząsteczek, co również skutkuje przyciąganiem między nimi. Oddziaływania tego typu nazywamy **siłami dyspersyjnymi** lub siłami Londona. Siły dyspersyjne należą do najsłabszych oddziaływań, gdyż ładunki elektryczne w dipolach indukowanych są niewielkie. Są jednak powszechne, występują pomiędzy wszelkiego rodzaju cząsteczkami, niezależnie od tego, czy są polarne, czy też nie. Im więcej elektronów znajduje się wokół cząsteczki, tym większe prawdopodobieństwo powstania fluktuacji prowadzącej do indukowania dipolu. Dlatego siła oddziaływań dyspersyjnych na ogół rośnie wraz z wielkością cząsteczki (jej masą). W substancjach niepolarnych, takich jak: metan CH_4 , heksan C_6H_{14} czy też gazy szlachetne, cząsteczki (atomy) oddziałują ze sobą wyłącznie za pomocą sił dyspersyjnych.

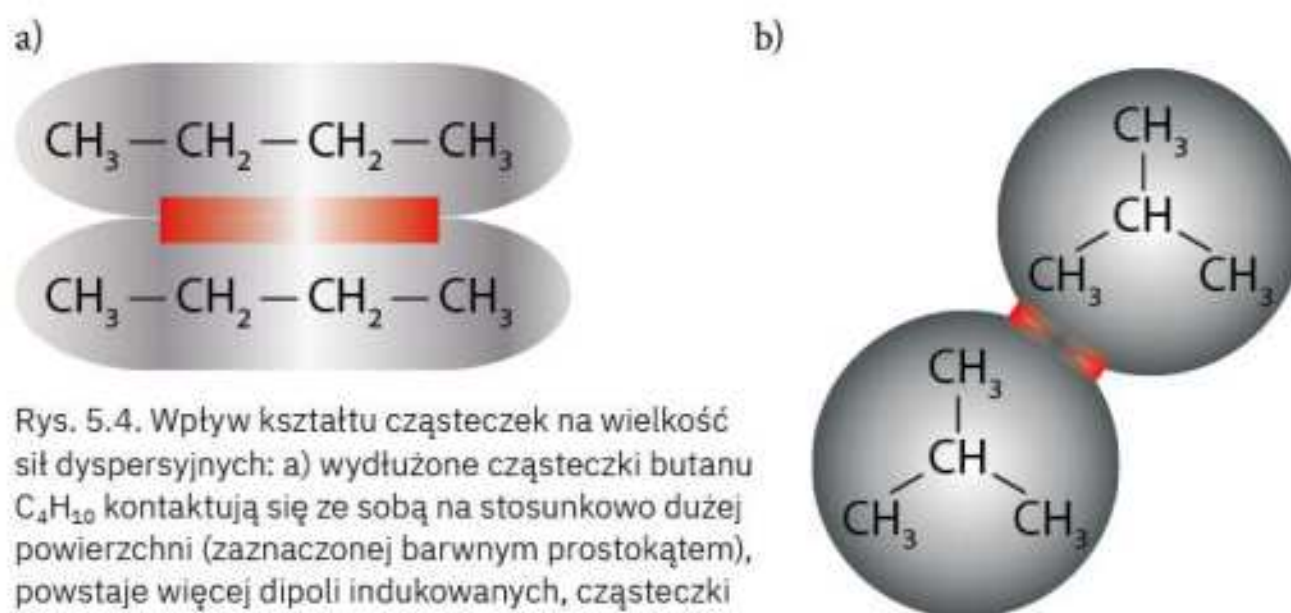
siły dyspersyjne ▶



Rys. 5.3. Model sił dyspersyjnych (oddziaływań między dipolami indukowanymi): a) spontaniczna fluktuacja w cząsteczce A powoduje powstanie dipolu, b) dipol A indukuje powstanie dipolu w cząsteczce B i przyciąganie między A i B, c) dipol B z kolei indukuje dipol w cząsteczce C itd.

Wielkość sił dyspersyjnych zależy również do pewnego stopnia od kształtu oddziałujących cząsteczek. Cząsteczki prostoliniowe, o wydłużonym kształcie, mogą się stykać ze sobą na znacznie większej powierzchni niż cząsteczki rozgałęzione, o kształcie zbliżonym do kuli (rys. 5.4.). Większa powierzchnia kontaktu oznacza, że między wydłużonymi cząsteczkami może powstać więcej dipoli indukowanych niż w przypadku cząsteczek kulistych, stykających się ze sobą jedynie punktowo. Zatem jeżeli cząsteczki mają taką samą lub podobną masę, to przyciąganie między cząsteczkami o podłużnym kształcie jest silniejsze niż przyciąganie między cząsteczkami o kształcie kulistym.

wielkość sił dyspersyjnych

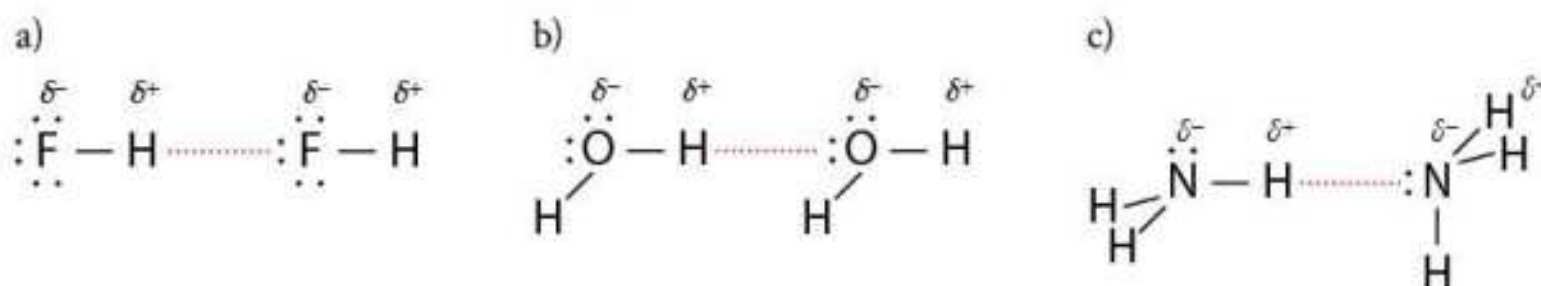


Rys. 5.4. Wpływ kształtu cząsteczek na wielkość sił dyspersyjnych: a) wydłużone cząsteczki butanu C_4H_{10} kontaktują się ze sobą na stosunkowo dużej powierzchni (zaznaczonej barwnym prostokątem), powstaje więcej dipoli indukowanych, cząsteczki przyciągają się silniej, b) rozgałęzione cząsteczki metylopropanu C_4H_{10} o tej samej masie cząsteczkowej kontaktują się ze sobą jedynie na niewielkiej powierzchni, powstaje mniej dipoli indukowanych, cząsteczki przyciągają się słabiej.

5.2. Wiązanie wodorowe

wiązanie
wodorowe

► **Wiązanie wodorowe** jest szczególnym rodzajem oddziaływań międzycząsteczkowych, w którym bierze udział atom wodoru związany wiązaniem kowalencyjnym z atomem fluoru, tlenu lub azotu. Te niewielkie atomy charakteryzują się bardzo wysoką elektroujemnością, dlatego wiązania F–H, O–H i N–H są silnie spolaryzowane, a na atomie wodoru pojawia się znaczny cząstkowy ładunek dodatni. Jednocześnie atomy fluoru, tlenu i azotu mają wolne pary elektronowe, które stanowią lokalne zagęszczenie ujemnego ładunku elektrycznego. Na skutek oddziaływań elektrostatycznych atom wodoru jednej cząsteczki (z cząstkowym ładunkiem dodatnim δ^+) jest przyciągany do pary elektronowej atomu fluoru, azotu lub tlenu innej cząsteczki (z cząstkowym ładunkiem ujemnym δ^-). W ten sposób cząsteczki przyciągają się nawzajem, a powstałe oddziaływanie nazywamy właśnie wiązaniem wodorowym. Rysunek 5.5. przedstawia schematycznie wiązania wodorowe między cząsteczkami fluorowodoru HF, wody H_2O i amoniaku NH_3 .

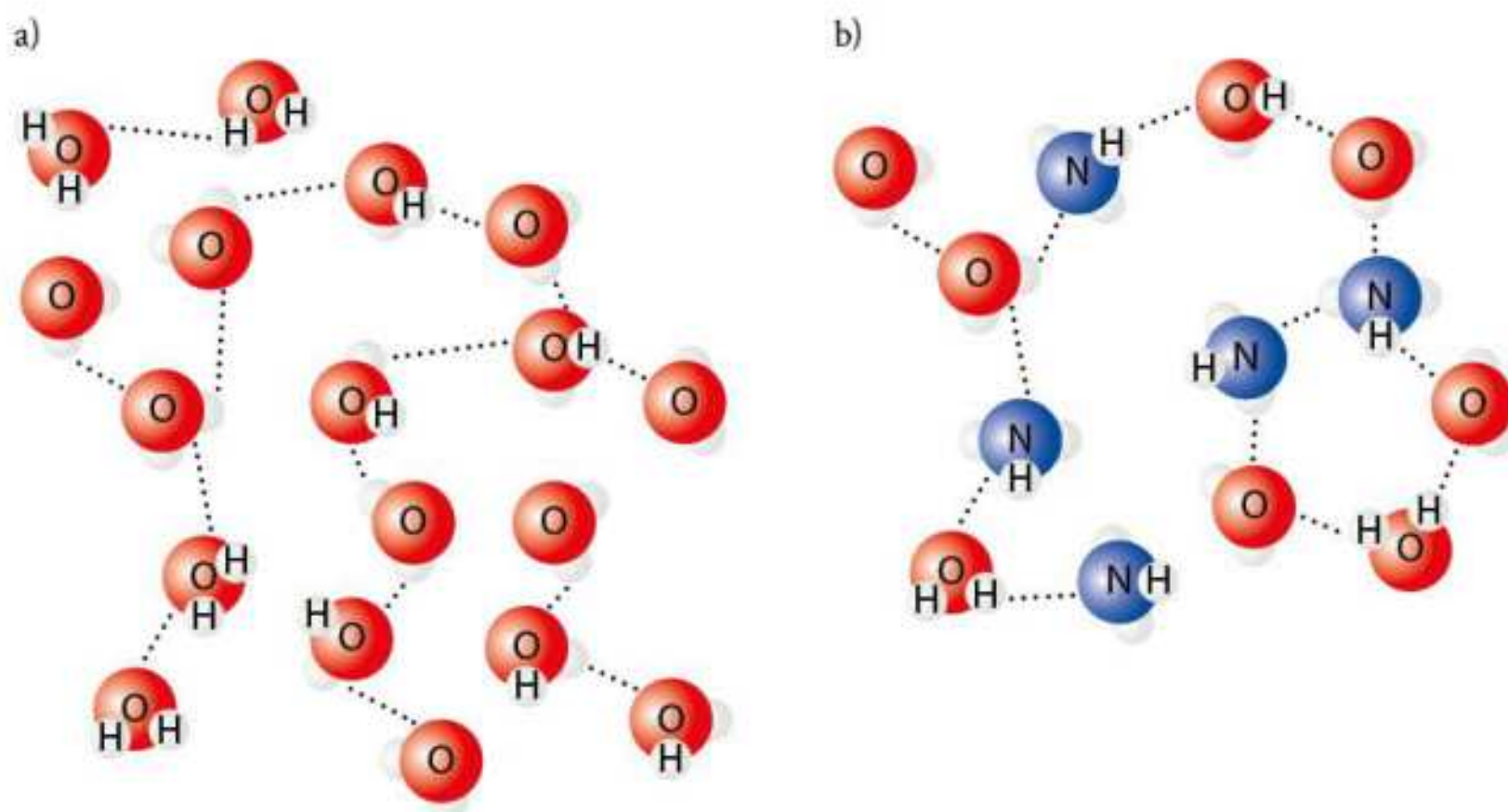


Rys. 5.5. Wiązanie wodorowe (linia kropkowana) między cząsteczkami: a) fluorowodoru HF, b) wody H_2O , c) amoniaku NH_3 .

charakterystyka
wiązania
wodorowego

► Formalnie wiązanie wodorowe można zaliczyć do oddziaływań międzycząsteczkowych typu dipol–dipol. Jednak ma ono również do pewnego stopnia charakter wiązania kowalencyjnego, a właściwie koordynacyjnego, w którym wolna para elektronowa atomu zlokalizowana na orbitalu atomu donora (fluoru, tlenu lub azotu) jest akceptowana przez atom wodoru obdarzony cząstkowym ładunkiem dodatnim. Dlatego wiązanie wodorowe wyodrębnia się często jako osobną kategorię oddziaływań międzycząsteczkowych.

Wiązanie wodorowe należy do najsilniejszych oddziaływań między cząsteczkami. Energia potrzebna do rozerwania 1 mola takich wiązań wynosi 10–40 kilodżuli. Występuje powszechnie w substancjach, które zawierają silnie spolaryzowane wiązania O–H, N–H i F–H, np. w wodzie, alkoholach, amoniaku, aminach, fluorowodorze. Rysunek 5.6.a przedstawia schematycznie wiązania wodorowe w wodzie w stanie ciekłym. Wiązania wodorowe mogą powstawać również pomiędzy różnymi cząsteczkami, np. między cząsteczkami amoniaku a cząsteczkami wody (rys. 5.6.b).



Rys. 5.6. Wiązania wodorowe (linia kropkowana): a) w ciekłej wodzie H_2O , b) w roztworze amoniaku NH_3 w wodzie H_2O .

Wiązania wodorowe odgrywają ogromną rolę w chemii biomolekuł. Między innymi biorą udział w nadawaniu cząsteczkom białek odpowiedniego kształtu czy też wiążą ze sobą dwie komplementarne nici w cząsteczce kwasu deoksyrybonukleinowego (DNA).

◀ rola wiązania wodorowego

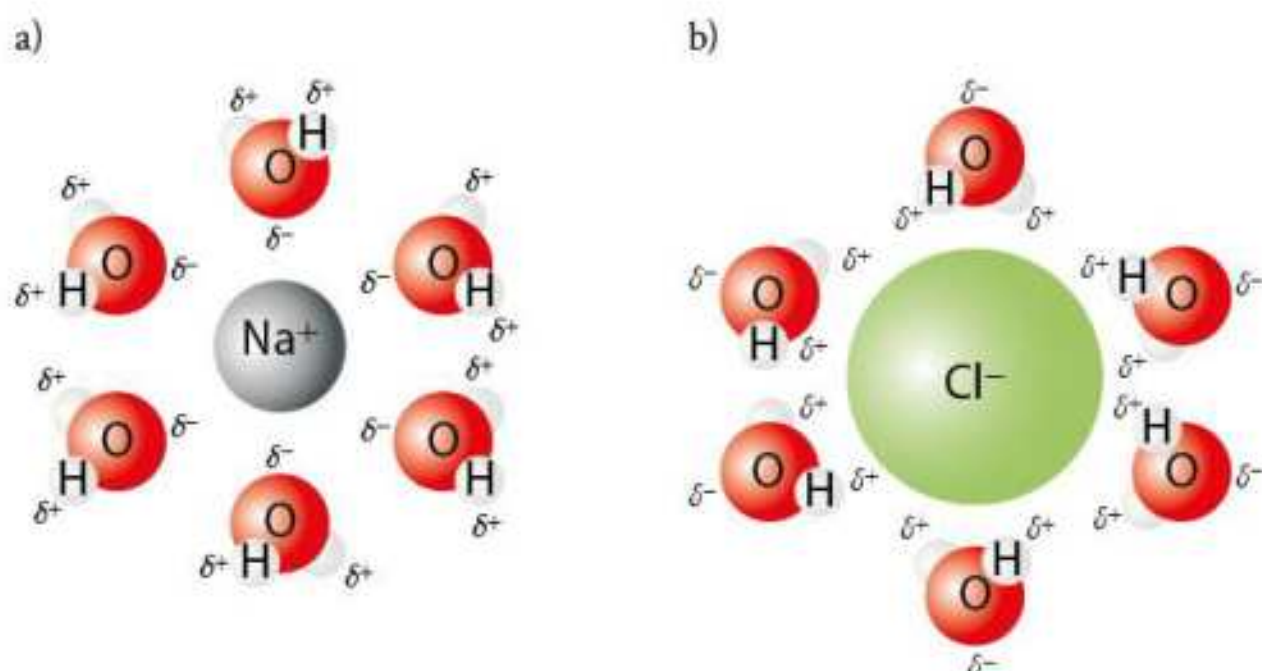
5.3. Międzycząsteczkowe oddziaływania jonów

Oddziaływania między jonami o przeciwnych znakach są bardzo silne i noszą nazwę **wiązania jonowego**. Zostało ono omówione w rozdziale III.1. Jony mogą oddziaływać również z cząsteczkami obojętnymi. Siła tych oddziaływań jest mniejsza, dlatego klasyfikuje się je jako oddziaływania międzycząsteczkowe.

Jeżeli cząsteczka jest polarna i ma formę dipolu elektrycznego, może dojść do przyciągania pomiędzy jonem a biegunem dipolu o znaku przeciwnym. W ten sposób dochodzi do oddziaływań typu **jon-dipol**. Oddziaływania te występują powszechnie w roztworach związków jonowych w wodzie. Przykładowo: rozpuszczaniu chlorku sodu w wodzie towarzyszy dysocjacja na kationy sodu Na^+ i aniony chlorkowe Cl^- . Cząsteczki wody są bardzo polarne, z cząstkowym ładunkiem dodatnim zlokalizowanym na atomach wodoru i cząstkowym ładunkiem ujemnym na atomie tlenu. Zatem jony Na^+ będą silnie przyciągać bieguny ujemne cząsteczek wody, natomiast jony Cl^- – bieguny dodatnie tych cząsteczek. W rezultacie oba jony zostaną otoczone warstwą mocno przylegających cząsteczek wody. Taki proces nazywamy **hydratacją jonów**. Zachodzi on zawsze

◀ oddziaływanie jon-dipol

◀ hydratacja



Rys. 5.7. Oddziaływanie a) jonu sodu Na^+ , b) jonu chlorkowego Cl^- z cząsteczkami wody H_2O .

oddziaływanie jon-
-dipol indukowany

Jony mogą oddziaływać również z cząsteczkami niepolarnymi, indukując ich polaryzację. Przykładowo: jony żelaza(II) Fe^{2+} oddziałują z niepolarnymi cząsteczkami tlenu O_2 , powodując przesunięcie gęstości elektronowej w obrębie cząsteczki i powstanie dipolu indukowanego. Oddziaływanie to nosi nazwę **jon-dipol indukowany**.

5.4. Siła oddziaływań międzycząsteczkowych

zależność siły
oddziaływań
od rodzaju
cząsteczek

Siła oddziaływania między atomami i cząsteczkami jest bardzo zróżnicowana. Miarą tej siły jest energia potrzebna do zniesienia tego oddziaływania – im mocniejsze oddziaływanie, tym więcej energii musimy dostarczyć, aby je przerwać. W tabeli 5.1. przedstawiono podsumowanie omówionych dotąd rodzajów wiązań i oddziaływań międzycząsteczkowych. Zostały one uszeregowane w kolejności typowych wartości takiej energii. Wiązania chemiczne są 10–100 razy mocniejsze niż typowe oddziaływania międzycząsteczkowe. Dalej w kolejności są oddziaływania między jonami a cząsteczkami polarnymi. Cząsteczki elektrycznie obojętne przyciągają się najslabiej, przy czym najmocniejszymi oddziaływaniami w tej grupie są wiązania wodorowe, dalej oddziaływania dipol-dipol, a najslabsze są siły dyspersyjne. Należy jednak pamiętać, że wielkość sił dyspersyjnych rośnie wraz z rozmiarem (masą) cząsteczki i dla bardzo dużych, niepolarnych cząsteczek siła oddziaływań dyspersyjnych może być porównywalna z siłą wiązań wodorowych między cząsteczkami wody.

Tab. 5.1. Porównanie siły wiązań chemicznych i oddziaływań międzycząsteczkowych

Rodzaj	Zasada działania	Energia [kJ/mol]	Przykład
Wiązania chemiczne			
jonowe	Jony o przeciwnych znakach przyciągają się wzajemnie.	400–4000	chlorek sodu NaCl
kowalencyjne	Atomy łączą się, uwspólniając pary elektronowe.	150–1100	cząsteczka chloru Cl ₂
metaliczne	Kationy metali są utrzymywane w sieci krystalicznej przez chmurę przenikającego je, ujemnie naładowanego gazu elektronowego.	75–1000	magnez metaliczny Mg
Oddziaływania międzycząsteczkowe			
jon–dipol	Ładunek jonu przyciąga przeciwnie naładowany biegun polarnej cząsteczki.	40–600	hydratacja jonu sodu Na ⁺ cząsteczkami wody
wiązanie wodorowe	Atom wodoru w silnie spolaryzowanym wiązaniu z atomem fluoru, tlenu lub azotu jest przyciągany do pary elektronowej na atomie fluoru, tlenu lub azotu innej cząsteczki.	10–40	oddziaływanie między cząsteczkami wody H ₂ O
dipol–dipol	Polarne cząsteczki przyciągają się wzajemnie poprzez oddziaływanie biegunów o przeciwnych znakach.	5–25	oddziaływanie między cząsteczkami chlorowodoru HCl
jon–dipol indukowany	Ładunek jonu indukuje powstanie dipolu w niepolarniej cząsteczce. Następuje przyciąganie między jonem a biegunem dipolu o przeciwnym znaku.	3–15	oddziaływanie między jonem żelaza(II) Fe ²⁺ a cząsteczką tlenu O ₂
dipol–dipol indukowany	Polarna cząsteczka indukuje powstanie dipolu w niepolarniej cząsteczce. Następuje przyciąganie pomiędzy biegunem dipolu trwałego a biegunem dipolu indukowanego o przeciwnym znaku.	2–10	oddziaływanie między cząsteczką chloroformu CHCl ₃ a cząsteczką heksanu C ₆ H ₁₄
siły dyspersyjne	Fluktuacja gęstości elektronowej w niepolarniej cząsteczce powoduje powstanie dipolu indukowanego. Ten z kolei indukuje powstanie dipolu w kolejnej cząsteczce. Następuje przyciąganie między dipolami indukowanymi.	0,05–40	oddziaływanie między atomami gazów szlachetnych, np. neonu Ne

O wielkości siły oddziaływań międzycząsteczkowych i niektórych wiązań możemy wnioskować na podstawie obserwowanych właściwości fizycznych substancji, a w szczególności temperatury topnienia i wrzenia. W stanie ciekłym cząsteczki znajdują się blisko siebie, przyciągając się wzajemnie. Natomiast w stanie gazowym oddalają się od siebie, a oddziaływania pomiędzy nimi stają się pomijalnie małe. Aby przeprowadzić ciecz w gaz, trzeba dostarczyć odpowiednią ilość energii do pokonania przyciągania między cząsteczkami w stanie ciekłym. Im silniejsze to oddziaływanie, tym więcej energii trzeba do jego zniesienia i tym wyższa temperatura, do której należy ciecz podgrzać, żeby zaczęła wrzeć. Podobne rozumowanie można przeprowadzić, analizując proces topnienia, czyli przeprowadzenia ciała stałego w ciecz. Zatem substancje, w których oddziaływanie pomiędzy cząsteczkami lub atomami są słabe, wykazują tendencję do

ocena siły oddziaływań na podstawie właściwości fizycznych



występowania w stanie gazowym, a ich temperatury wrzenia i topnienia będą stosunkowo niskie. Natomiast substancje, w których występują silne oddziaływania między cząsteczkami lub atomami, mają wysokie temperatury topnienia i wrzenia. Przykładowo: temperatura topnienia i wrzenia neonu Ne, gazu szlachetnego, którego niewielkie atomy oddziałują ze sobą wyłącznie za pomocą słabych sił dyspersyjnych, wynoszą odpowiednio -249°C i -246°C . Natomiast dla chlorku sodu NaCl, w którym jony o przeciwnych znakach przyciągają się wzajemnie z dużą siłą, tworząc wiązania jonowe, te temperatury wynoszą odpowiednio 801°C i 1413°C .

Przykład 1.

Temperatura wrzenia wody H_2O wynosi 100°C , podczas gdy temperatura wrzenia siarkowodoru H_2S tylko -60°C . Wyjaśnij tę różnicę.

Rozwiązanie:

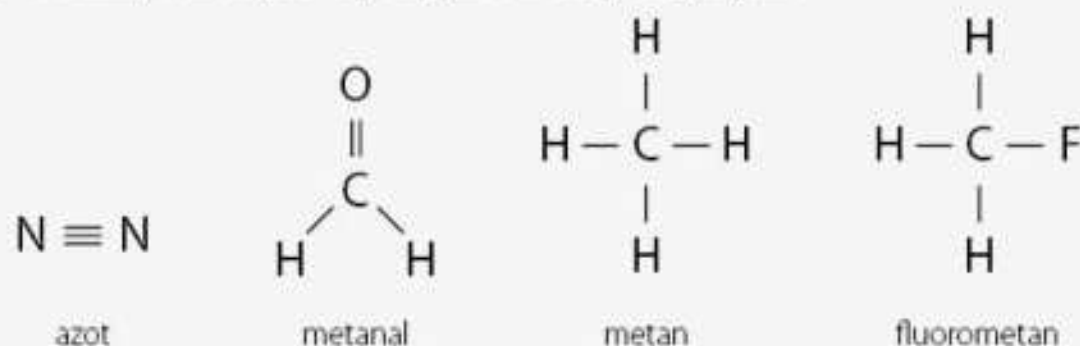
Cząsteczki obu związków mają bardzo podobną budowę:



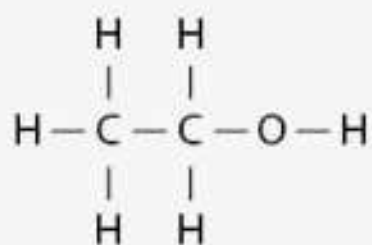
W cząsteczkach wody występują bardzo silnie spolaryzowane wiązania O–H (różnica elektroujemności $3,5 - 2,1 = 1,4$), dzięki czemu oddziałują one ze sobą za pomocą mocnych wiązań wodorowych. Aby przeprowadzić wodę w parę, trzeba dostarczyć znacznej energii potrzebnej do pokonania tych oddziaływań. Dlatego wodę trzeba podgrzać aż do 100°C , żeby zaczęła wrzeć. W cząsteczkach siarkowodoru natomiast występują słabo spolaryzowane wiązania S–H (różnica elektroujemności $2,5 - 2,1 = 0,4$), dlatego przyciągają się one jedynie słabymi siłami dyspersyjnymi. Wystarczy niewiele energii, by pokonać te oddziaływania – siarkowodór wrze w znacznie niższej temperaturze.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

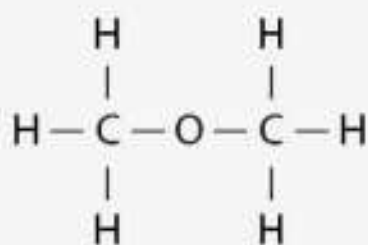
- Omów charakter oddziaływań międzycząsteczkowych, które nazywamy siłami van der Waalsa.
- Spośród podanych substancji wskaż te, których cząsteczki oddziałują ze sobą za pomocą:
 - tylko oddziaływań dipol–dipol,
 - jedynie sił dyspersyjnych,
 - zarówno oddziaływań dipol–dipol, jak i sił dyspersyjnych.



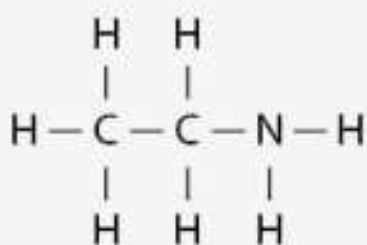
3. Wskaż cząsteczki, które mogą wytwarzać między sobą wiązania wodorowe.



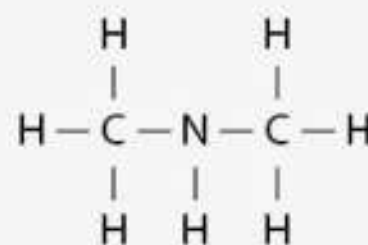
etanol



metoksymetan

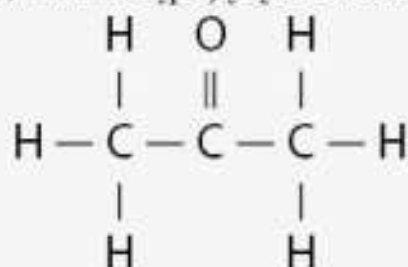


etyloamina



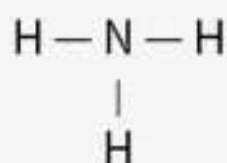
dimetyloamina

4. Cząsteczka propanonu (acetonu) ma następującą strukturę:

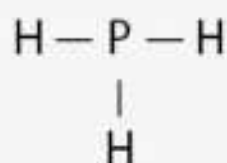


- Zdecyduj, czy cząsteczki propanonu mogą wytwarzać między sobą wiązania wodorowe.
 - Określ rodzaj oddziaływań międzycząsteczkowych, które dominują w czystym propanonie.
 - Propanon dobrze rozpuszcza się w wodzie. Zastanów się, czy w takim roztworze mogą powstawać wiązania wodorowe pomiędzy cząsteczkami propanonu a cząsteczkami wody. Jeżeli tak, naskicuj w zeszycie, w jaki sposób takie wiązania mogą powstawać.
5. W temperaturze pokojowej zarówno fluorowodór HF, jak i chlorowodór HCl są gazami. Substancje te różnią się jednak bardzo temperaturami wrzenia, które wynoszą odpowiednio dla fluorowodoru $+19^{\circ}\text{C}$ i dla chlorowodoru -85°C . Wyjaśnij przyczynę tej różnicy.
6. W następujących parach związków wskaż ten, który będzie się charakteryzował wyższą temperaturą wrzenia:

a)

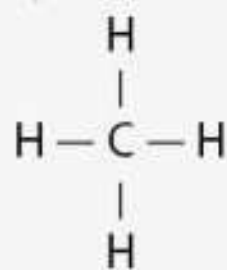


amoniak

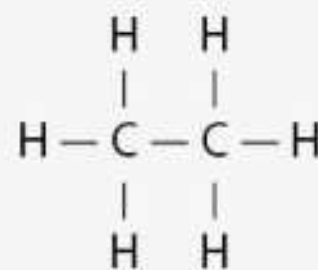


fosfina

b)

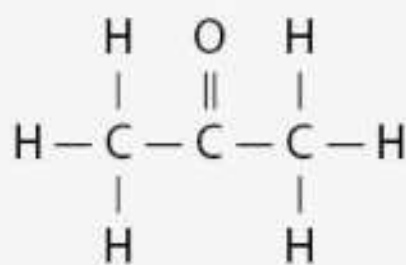


metan

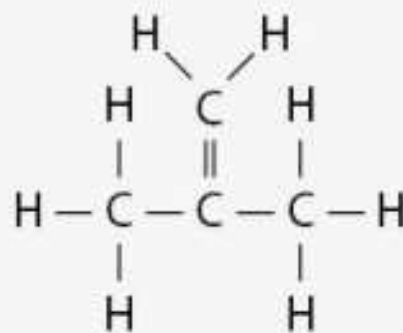


etan

c)



propanon



metylopropen

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 136 ▶ • Elektrycznie obojętne cząsteczki przyciągają się wzajemnie wskutek działania **sił van der Waalsa**. Rozróżniamy trzy rodzaje tych sił: oddziaływania dipol–dipol, oddziaływania dipol–dipol indukowany oraz siły dyspersyjne (oddziaływanie dipol indukowany–dipol indukowany).
- s. 140 ▶ • **Wiązanie wodorowe** jest szczególnym typem międzycząsteczkowego oddziaływania typu dipol–dipol, który ma również pewne cechy wiązania chemicznego o charakterze akceptorowo-donorowym. W wiązaniu wodorowym biorą udział atomy wodoru związane wiązaniem kowalencyjnym z atomami fluoru, tlenu lub azotu. Wiązanie wodorowe należy do najsilniejszych oddziaływań międzycząsteczkowych.
- s. 141 ▶ • Oddziaływania międzycząsteczkowe występują również pomiędzy jonami a obojętnymi elektrycznie cząsteczkami. Mają one charakter oddziaływań jon–dipol lub jon–dipol indukowany.
- s. 142 ▶ • Siła oddziaływań pomiędzy atomami i cząsteczkami jest bardzo zróżnicowana. Najsilniejszym oddziaływaniem są wiązania chemiczne. Spośród oddziaływań międzycząsteczkowych najsilniejsze jest wiązanie wodorowe, słabsze to oddziaływanie dipol–dipol, a najslabsze są siły dyspersyjne.
- s. 143 ▶ • Temperatura wrzenia i temperatura topnienia wskazują na wielkość oddziaływań pomiędzy cząsteczkami i atomami. Im te parametry są wyższe, tym silniejsze oddziaływania.

6. Związki kowalencyjne o strukturze molekularnej

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, czym są związki o strukturze molekularnej;
- wyjaśnisz, do czego służą wzory strukturalne cząsteczek;
- scharakteryzujesz właściwości kryształów molekularnych;
- wykażesz, dlaczego temperatury wrzenia i topnienia związków molekularnych rosną wraz ze wzrostem wielkości cząsteczek w obrębie grupy związków o zbliżonym charakterze;
- odkryjesz, dlaczego związki o strukturze molekularnej najlepiej rozpuszczają się w rozpuszczalnikach złożonych z cząsteczek o podobnej polarności;
- poznasz, jak na rozpuszczalność związku wpływa względna wielkość polarnego i niepolarnego fragmentu cząsteczki.

Atomy mogą łączyć się ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi, tworząc większe twory zwane cząsteczkami lub molekulami. Budowę cząsteczek przedstawiamy symbolicznie w postaci wzorów chemicznych. O substancjach składających się z cząsteczek mówimy, że mają strukturę molekularną. Właściwości fizyczne takich substancji w dużej mierze zależą od rodzaju oraz siły oddziaływań międzycząsteczkowych. Substancje, w których cząsteczki przyciągają się wzajemnie z dużą siłą, cechują się wysokimi temperaturami topnienia i wrzenia. Natomiast rozpuszczalność substancji zależy od oddziaływań między cząsteczkami substancji rozpuszczonej, między cząsteczkami rozpuszczalnika oraz między cząsteczkami substancji rozpuszczonej a cząsteczkami rozpuszczalnika.

6.1. Struktura molekularna (cząsteczkowa)

Bardzo często związki kowalencyjne (i niektóre pierwiastki) składają się z odrębnych cząsteczek, które przyciągają się wzajemnie za pomocą oddziaływań międzycząsteczkowych. Budowę molekularną mają na przykład wodór H_2 , siarka S_8 , woda H_2O , amoniak NH_3 , metan CH_4 , tlenek węgla(IV) CO_2 oraz praktycznie wszystkie związki organiczne.

Wzór sumaryczny związku o strukturze molekularnej określa liczbę atomów każdego rodzaju, z których składa się jedna cząsteczka. Przykładowo: wzór sumaryczny kwasu węglowego H_2CO_3 informuje nas, że każda cząsteczka tego kwasu składa się z jednego atomu węgla C, dwóch atomów wodoru H i trzech atomów tlenu O. Wewnętrzną budowę cząsteczki możemy przedstawić w formie pełnego (rozszerzonego) **wzoru strukturalnego**. Pokazuje on, w jaki sposób atomy są powiązane ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi (tab. 6.1.). Na przykład ze wzoru strukturalnego kwasu węglowego dowiemy się, że w każdej cząsteczce tego związku atom węgla jest związany podwójnym wiązaniem z atomem tlenu i jednocześnie dwoma wiązaniami pojedynczymi z dwoma innymi atomami tlenu, z których każdy jest z kolei związany wiązaniem pojedynczym z atomem wodoru. Cząsteczki większe, o bardziej złożonej budowie, często przedstawia się w postaci **skrótowych wzorów strukturalnych** (zwanych również wzorami półstrukturalnymi). We wzorach tych niektóre grupy atomów o znanej strukturze zapisuje się prościej – w formie sumarycznej.

wzór sumaryczny
(związków
cząsteczkowych)

wzór strukturalny
(związków
cząsteczkowych)

wzory skrócone
(półstrukturalne)

Porównaj różne wzory cząsteczek etanolu i kwasu octowego w tabeli 6.1. Zwróć uwagę, że we wzorach skrótowych nie zawsze przedstawia się wiązania kowalencyjne w postaci kresek.

Tab. 6.1. Różne formy wzorów cząsteczek

Nazwa	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny pełny	Wzory strukturalne skrócone
kwas węglowy	H_2CO_3	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-C-O-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ HO-C-OH \end{array}$
etanol	C_2H_6O	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-O-H \\ & \\ H & H \end{array}$	$H_3C-CH_2-OH,$ CH_3CH_2OH, C_2H_5OH
kwas octowy	$C_2H_4O_2$	$\begin{array}{c} H & O \\ & \\ H-C & -C-O-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ H_3C-C-OH, \quad H_3C-COOH, \\ CH_3COOH \end{array}$

wielkości
cząsteczek

- Wielkość cząsteczek może być bardzo różna – od najmniejszych dwuatomowych o niewielkiej masie cząsteczkowej, np. wodoru H_2 ($M = 2$ u) lub tlenku azotu(II) NO ($M = 30$ u), po olbrzymie cząsteczki polimerów i biomolekuł, które mogą się składać z wielu tysięcy atomów. Przykładowo: hemoglobina, czyli czerwone białko zawarte w naszej krwi odpowiedzialne za przenoszenie tlenu, jest złożonym związkiem chemicznym o wzorze sumarycznym $C_{2932}H_{4724}N_{828}O_{840}S_8Fe_4$. Oznacza to, że jedna cząsteczka hemoglobiny składa się z 9336 atomów, a jej masa cząsteczkowa wynosi ok. 65000 u.

kryształy
molekularne

- W stanie ciekłym i stałym cząsteczki przyciągają się wzajemnie za pomocą oddziaływań międzycząsteczkowych. W cieczach cząsteczki te mają swobodę ruchu, natomiast w stanie stałym tworzą tzw. **kryształy molekularne**, w których obojętne elektrycznie cząsteczki są ułożone regularnie w sieci krystalicznej.

6.2. Właściwości fizyczne związków o strukturze molekularnej

Doświadczenie 1.

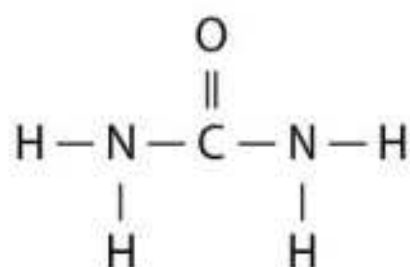
Badanie właściwości fizycznych mocznika

Odczynniki: mocznik, woda destylowana

Sprzęt laboratoryjny: probówka, palnik, zlewka o pojemności 200 cm³, zestaw do pomiaru przewodnictwa elektrycznego.

Opis: Umieść ok. 2 g mocznika w suchej probówce. Ogrzewaj łagodnie w płomieniu palnika do stopienia związku. W zlewce odważ ok. 5 g mocznika, dodaj 50 cm³ wody destylowanej i wymieszaj do powstania przezroczystego roztworu. Zbadaj przewodnictwo elektryczne roztworu.

Mocznik $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$ jest typowym związkiem o strukturze molekularnej, składającym się z cząsteczek o wzorze:



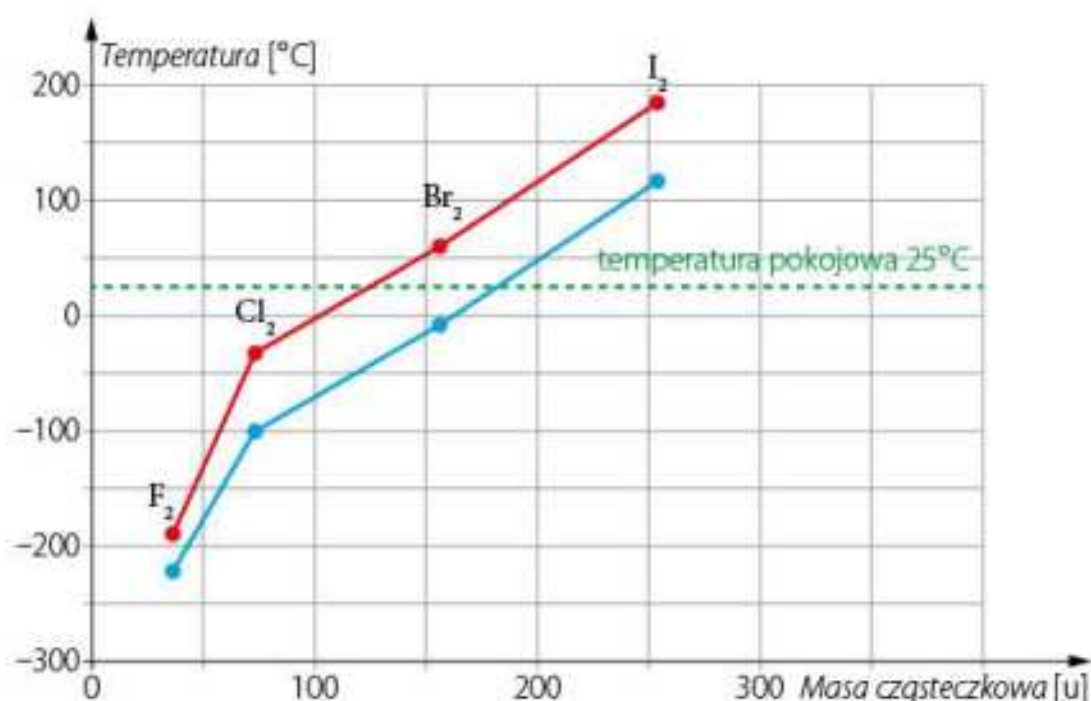
Charakteryzuje się stosunkowo niską temperaturą topnienia (133°C) i dobrą rozpuszczalnością w wodzie. Wodne roztwory mocznika praktycznie nie przewodzą prądu elektrycznego.

W stanie ciekłym i stałym cząsteczki przyciągają się wzajemnie za pomocą oddziaływań międzycząsteczkowych. W cieczach cząsteczki mają swobodę ruchu, natomiast w stanie stałym tworzą tzw. **kryształy molekularne**, w których cząsteczki są ułożone regularnie w sieci krystalicznej. Ponieważ oddziaływania pomiędzy elektrycznie obojętnymi cząsteczkami nie są silne, kryształy molekularne są miękkie i kruche, można je łatwo stopić w stosunkowo niskiej temperaturze. Związki o strukturze molekularnej na ogół nie przewodzą prądu elektrycznego, gdyż brak w nich ruchomych nośników obdarzonych ładunkiem elektrycznym, takich jak jony. Wyjątek stanowią związki, których cząsteczki zdolne są do dysocjacji w stanie ciekłym i w roztworze wodnym, np. chlorowódór, amoniak, kwas octowy.

Temperatura topnienia i wrzenia związków o strukturze molekularnej w dużej mierze zależy od rodzaju i wielkości oddziaływań międzycząsteczkowych. Cząsteczki substancji niepolarnych oddziałują ze sobą jedynie za pomocą słabych **sił dyspersyjnych**. Do ich rozdzielenia potrzeba niewielkiego nakładu energii, zatem takie substancje charakteryzują się raczej **niskimi temperaturami wrzenia i topnienia**. Trzeba jednak pamiętać, że siły dyspersyjne rosną wraz ze wzrostem wielkości i masy cząsteczki. Dlatego niepolarne związki molekularne o małych cząsteczkach są w temperaturze pokojowej gazami. Jednak w miarę jak rośnie wielkość cząsteczki, mogą być cieczami, a nawet ciałami stałymi. Rysunek 6.1. przedstawia temperatury wrzenia i topnienia fluorowców w zależności od ich masy cząsteczkowej. Pierwiastki te, fluor F_2 , chlor Cl_2 , brom Br_2 i jod I_2 , występują w formie cząsteczek dwuatomowych, które oddziałują ze sobą wyłącznie siłami dyspersyjnymi. Z wykresu możemy odczytać, że w temperaturze pokojowej fluor i chlor są gazami, brom jest cieczą, a jod ciałem stałym.

budowa
związków
o strukturze
molekularnej

temperatura
topnienia i wrzenia
związków
o strukturze
molekularnej



Rys. 6.1. Temperatury wrzenia (wykres czerwony) i topnienia (wykres niebieski) w zależności od masy cząsteczkowej fluorowców: fluoru, chloru, bromu i jodu.

oddziaływania
dipol–dipol
i wiązania
wodorowe

W miarę wzrostu polarności cząsteczek oprócz sił dyspersyjnych mogą pojawić się oddziaływania **dipol–dipol**, a nawet **wiązania wodorowe** (wiązania takie przykładowo występują w kryształach molekularnym mocznika). Ponieważ są to oddziaływania silniejsze, cząsteczki trudniej od siebie oddzielić i następuje znaczący wzrost temperatury wrzenia i topnienia. Efekt ten jest najbardziej widoczny, jeżeli porównujemy ze sobą substancje o podobnej masie cząsteczkowej, w których siły dyspersyjne są podobne. W tabeli 6.2. zestawiono temperatury wrzenia i topnienia związków organicznych o masie cząsteczkowej zbliżonej do 60 u, których cząsteczki różnią się polarnością i zdolnością do tworzenia wiązań wodorowych.

Tab. 6.2. Temperatury topnienia i wrzenia związków organicznych o masie cząsteczkowej zbliżonej do 60 u, różniących się polarnością

Nazwa	Wzór	Masa cząst. [u]	Polarność	Wiązania	Oddziaływania	Temp. topnienia [°C]	Temp. wrzenia [°C]
metylopropan	$ \begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ & \text{C} & \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{CH}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & & \text{H} \end{array} $	58	niepolarny	tylko C–C i C–H, praktycznie niespolaryzowane	tylko dyspersyjne	–159	–12
metoksyetan	$ \begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} & \text{H} \\ & & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & & \\ \text{H} & & \text{H} & \text{H} \end{array} $	60	słabo polarny	zawiera C–O, spolaryzowane	dyspersyjne + dipol–dipol	–113	7
chloroetan	$ \begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{Cl} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array} $	64	polarny	zawiera C–Cl, spolaryzowane	dyspersyjne + dipol–dipol	–135	12

Nazwa	Wzór	Masa czast. [u]	Polarność	Wiązania	Oddziaływania	Temp. topnienia [°C]	Temp. wrzenia [°C]
propanon	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array} $	58	silnie polarny	zawiera C=O, spolaryzowane	dyspersyjne + dipol-dipol	-95	56
propan-2-ol	$ \begin{array}{c} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array} $	60	silnie polarny	zawiera C-O i O-H, spolaryzowane	dyspersyjne + wiązanie wodorowe	-89	83
kwas octowy	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $	60	bardzo silnie polarny	zawiera C=O, C-O i O-H, spolaryzowane	dyspersyjne + wiązanie wodorowe	16	118
mocznik	$ \begin{array}{c} \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{N}-\text{C}-\text{N}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array} $	60	bardzo silnie polarny	zawiera C=O, C-O i N-H, spolaryzowane	dyspersyjne + wiązanie wodorowe	133	rozkład

W cząsteczce węglowodoru metylopropanu znajdują się wyłącznie niepolarne wiązania C-C i C-H. Zatem cząsteczki tego związku przyciągają się wzajemnie jedynie słabymi siłami dyspersyjnymi, a temperatura topnienia i wrzenia tego związku jest bardzo niska. W cząsteczkach metoksyetanu, chloroetanu i propanonu występują już spolaryzowane wiązania C-O, C-Cl i C=O. Cząsteczki tych związków zachowują się jak dipole elektryczne, przyciągając się wzajemnie nie tylko siłami dyspersyjnymi, lecz także siłami dipol-dipol. Oddziaływania międzycząsteczkowe są silniejsze, a temperatury topnienia i wrzenia tych związków – wyraźnie wyższe. W cząsteczkach alkoholu propan-2-olu i kwasu octowego, oprócz spolaryzowanych wiązań C-O i C=O, występują również silnie spolaryzowane grupy hydroksylowe O-H, które mogą tworzyć między sobą wiązania wodorowe. Podobnie, cząsteczki mocznika oddziałują między sobą licznymi wiązaniami wodorowymi, w które zaangażowane są spolaryzowane wiązania N-H. W rezultacie oddziaływania międzycząsteczkowe są szczególnie silne, a związki charakteryzują się wysokimi temperaturami topnienia i wrzenia.

Należy pamiętać, że oprócz oddziaływań dipol-dipol i wiązań wodorowych w związkach polarnych występują również siły dyspersyjne, których wielkość rośnie wraz z wielkością cząsteczki. Jeżeli zatem cząsteczki dwóch związków mają podobną polarność, ale różnią się wielkością, to wyższą temperaturę wrzenia i topnienia będzie miał związek o większej cząsteczce. W tabeli 6.3. przedstawiono, jak zmieniają się temperatury wrzenia i topnienia alkoholi w zależności od wielkości cząsteczki.

Tab. 6.3. Właściwości fizyczne alkoholi

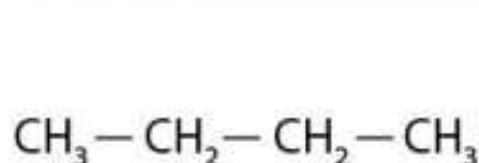
Nazwa i wzór sumaryczny	Masa cząst. [u]	Wzór* i model cząsteczki	Temp. topnienia [°C]	Temp. wrzenia [°C]	Rozpuszczalność [g/1 kg wody]
metanol CH_4O	32	$\text{CH}_3\text{-OH}$ 	-98	65	∞^{**}
etanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	46	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ 	-114	78	∞^{**}
propan-1-ol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	60	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ 	-126	97	∞^{**}
butan-1-ol $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	74	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ 	-89	118	80
pentan-1-ol $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$	88	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ 	-79	138	22
heksan-1-ol $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$	102	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ 	-45	156	5,9
heptan-1-ol $\text{C}_7\text{H}_{16}\text{O}$	116	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ 	-35	176	2,4
oktan-1-ol $\text{C}_8\text{H}_{18}\text{O}$	130	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ 	-16	195	0,3

* We wzorach skróconych kolorem czerwonym wyróżniono polarny fragment cząsteczki, a czarnym – niepolarny fragment węglowodorowy.

** Miesza się z wodą w każdym stosunku.

Na temperaturę wrzenia i topnienia związku ma również wpływ kształt cząsteczek. Oddziaływania dyspersyjne pomiędzy cząsteczkami o wydłużonym kształcie są silniejsze niż między cząsteczkami o kształcie bardziej kulistym (podrozdział III.5.1.). Dlatego związki składające się z cząsteczek w formie pro-

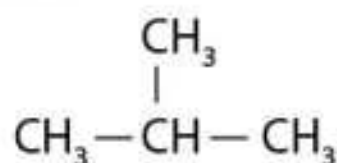
stoliniowych łańcuchów mają z reguły wyższe temperatury wrzenia i topnienia niż związki o cząsteczkach bardziej rozgałęzionych. Przykładowo: efekt ten można zaobserwować, porównując ze sobą właściwości fizyczne butanu i metylopropanu, związków o identycznej masie cząsteczkowej:



butan

temp. topnienia: -140°C

temp. wrzenia: -1°C



metylopropan

temp. topnienia: -160°C

temp. wrzenia: -12°C

6.3. Rozpuszczalność związków o strukturze molekularnej

Doświadczenie 2.

Badanie rozpuszczalności różnych substancji w wodzie i w benzynie

Odczynniki: woda destylowana, benzyna ekstrakcyjna, glukoza, etanol, stearyna (ze sproszkowanej świecy), olej roślinny

Sprzęt: probówki

Opis:

Przygotuj dwa identyczne zestawy składające się z czterech probówek, w których umieścisz kolejno: szczyptę glukozy, $0,5\text{ cm}^3$ etanolu, szczyptę stearyny i $0,5\text{ cm}^3$ oleju roślinnego. Do probówek w pierwszym zestawie dodaj po 2 cm^3 wody, a do probówek w drugim zestawie – po 2 cm^3 benzyny ekstrakcyjnej. Wytrząśnij zawartość każdej probówki, aby sprawdzić rozpuszczalność każdej z badanych substancji. Zapisz wyniki swoich obserwacji w tabeli przerysowanej do zeszytu zgodnie ze wzorem:

	woda	benzyna
glukoza		
etanol		
stearyna		
olej roślinny		

Wpisz R, jeżeli substancja uległa rozpuszczeniu, lub N, jeżeli substancja się nie rozpuściła.

UWAGA: Etanol i benzyna ekstrakcyjna są łatwopalne i trujące. Zachowaj szczególną ostrożność przy pracy z tymi odczynnikami.

Z przeprowadzonego doświadczenia wynika, że rozpuszczalność zależy zarówno od rodzaju substancji rozpuszczonej, jak i od rodzaju rozpuszczalnika. Glukoza i etanol świetnie rozpuszczają się w wodzie, natomiast stearyna i olej – nie. Z kolei w benzynie rozpuszczają się dobrze stearyna i olej, etanol słabiej, a gluko-

rozpuszczalność
związków
o strukturze
molekularnej

za – nie. Jeżeli weźmiemy pod uwagę polarność substancji i rozpuszczalników, to okazuje się, że substancje o charakterze polarnym, zdolne do tworzenia wiązań wodorowych (etanol, glukoza), dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalniku polarnym (w wodzie), natomiast substancje o charakterze niepolarnym (stearyna, olej) rozpuszczają się w rozpuszczalniku niepolarnym (w benzynie). Ta obserwacja jest zgodna ze znaną zasadą empiryczną, która mówi, że „podobne rozpuszcza się w podobnym” (łac. *similia similibus solventur*).

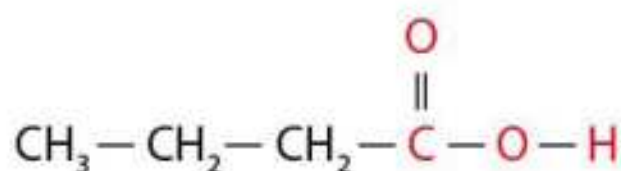
► Aby zrozumieć, dlaczego substancje dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach o podobnej polarności, przyjrzyjmy się bliżej procesowi rozpuszczania. Możemy w nim wyodrębnić trzy etapy:

1. Cząsteczki rozpuszczalnika R oddalają się od siebie, aby zrobić miejsce na cząsteczki substancji rozpuszczonej S. Etap ten wymaga nakładu energii, potrzebnej na pokonanie przyciągania między cząsteczkami R.
2. Cząsteczki substancji rozpuszczonej S oddalają się od siebie, aby cząsteczki rozpuszczalnika R mogły między nie wnikać. Ten etap również wymaga nakładu energii niezbędnej do pokonania oddziaływań między cząsteczkami S.
3. Cząsteczki substancji rozpuszczonej S mieszają się z cząsteczkami rozpuszczalnika R i pojawia się przyciąganie pomiędzy S a R. Cząsteczki S zbliżają się do cząsteczek R, czemu towarzyszy wydzielanie energii.

Jeżeli przyciąganie R...R pomiędzy cząsteczkami rozpuszczalnika jest porównywalne do przyciągania S...S między cząsteczkami substancji rozpuszczonej i jednocześnie do przyciągania R...S pomiędzy cząsteczkami rozpuszczalnika a cząsteczkami substancji rozpuszczonej, wówczas roztwór powstaje z łatwością. Substancja S dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalniku R, gdyż wszystkie oddziaływania międzycząsteczkowe są w przybliżeniu równocenne. Tak się dzieje w przypadku, gdy zarówno substancja rozpuszczana, jak i rozpuszczalnik, są polarne, np. gdy rozpuszczamy etanol w wodzie. W obu występują międzycząsteczkowe wiązania wodorowe. Tworzą się one również między cząsteczkami wody a cząsteczkami etanolu. Zatem nie ma przeszkód, aby cząsteczki wzajemnie się przenikały i etanol miesza się z wodą w każdym stosunku. Z podobnej przyczyny mocznik i glukoza dobrze rozpuszczają się w wodzie, gdyż zawarte w ich cząsteczkach spolaryzowane grupy aminowe NH_2 lub hydroksylowe OH , są zdolne do tworzenia wiązań wodorowych z cząsteczkami wody. Z kolei substancje niepolarne dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych, np. olej w benzynie. Słabo polarne cząsteczki tłuszczów w oleju przyciągają się wzajemnie słabymi siłami dyspersyjnymi, podobnie jak cząsteczki węglowodorów w benzynie. Cząsteczki tłuszczów oddziałują z cząsteczkami węglowodorów również siłami dyspersyjnymi o podobnej wielkości. Zatem cząsteczki tłuszczów i węglowodorów mieszają się bez przeszkód i powstaje roztwór.

Jeżeli jednak występują znaczne różnice w oddziaływaniach $R\cdots R$, $S\cdots S$ i $R\cdots S$ oraz substancja rozpuszczana S znacznie się różni polarnością od rozpuszczalnika R , wówczas roztwór nie powstaje. Przykładowo: nie możemy rozpuścić oleju w wodzie. Słabo polarne cząsteczki tłuszczów zawartych w oleju oddziałują między sobą głównie za pomocą słabych sił dyspersyjnych. Natomiast cząsteczki wody są silnie polarne i tworzą między sobą silne wiązania wodorowe. Cząsteczki tłuszczów oddziałują z cząsteczkami wody tylko za pomocą słabych sił dyspersyjnych, które nie są w stanie pokonać silnego przyciągania między cząsteczkami wody. Zatem woda i olej nie mieszają się ze sobą – pozostają w odrębnych fazach ciekłych. Z podobnych przyczyn stearyna (mieszanina niepolarnych cząsteczek węglowodorów o długich łańcuchach) nie rozpuszcza się w wodzie, a glukoza nie rozpuszcza się w benzynie. Polarność etanolu jest niższa niż polarność glukozy, dlatego rozpuszcza się do pewnego stopnia również w benzynie.

Wiele związków, zwłaszcza organicznych, zawiera w swoich cząsteczkach fragmenty polarne i niepolarne. Fragmenty niepolarne składają się zazwyczaj z atomów węgla C i wodoru H , a fragmenty polarne zawierają atomy o wysokiej elektroujemności, takie jak: tlen O , azot N , fluor F czy chlor Cl . Przykładowo: w cząsteczce kwasu masłowego (butanowego) możemy wyróżnić niepolarny fragment węglowodorowy C_3H_7 oraz silnie polarną grupę karboksylową $COOH$ (rys. 6.2.).



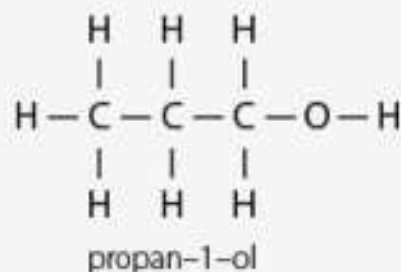
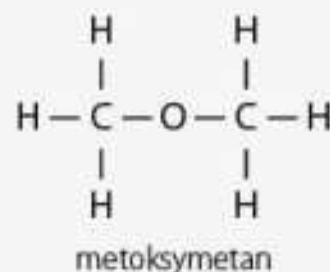
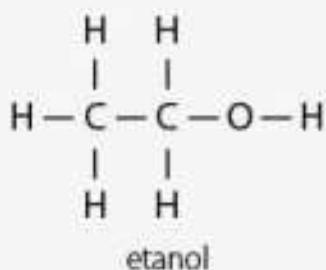
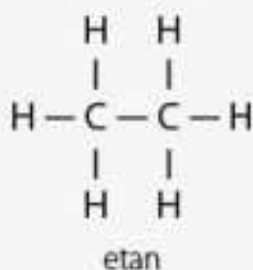
Rys. 6.2. Skrócony wzór strukturalny i model cząsteczki kwasu masłowego (butanowego) z wyróżnionym niepolarnym fragmentem węglowodorowym i polarną grupą karboksylową.

O rozpuszczalności związków o takiej budowie decyduje ogólna polarność cząsteczki, która zależy od wzajemnej proporcji fragmentów polarnego i niepolarnego. Im fragment węglowodorowy jest większy, tym mniej polarna cząsteczka i związek lepiej rozpuszcza się w rozpuszczalnikach niepolarnych (np. benzynie), a gorzej w polarnych (np. w wodzie). Zależność tę możemy prześledzić na przykładzie rozpuszczalności alkoholi w wodzie, która w istotny sposób zależy od wielkości ich cząsteczek (tab. 6.3.). Alkohole o małych cząsteczkach – metanol, etanol i propanol – mieszają się z wodą w każdym stosunku. Butanol, którego cząsteczka zawiera cztery atomy węgla, rozpuszcza się w wodzie już tylko częściowo. W miarę wydłużania się fragmentu węglowodorowego rozpuszczalność alkoholi w wodzie szybko maleje i oktanol już praktycznie się w wodzie nie rozpuszcza. Wszystkie alkohole zawierają grupę hydroksylową OH w cząsteczce, zatem są zdolne do tworzenia wiązań wodorowych z cząsteczkami wody. Jeżeli cząsteczki alkoholu są niewielkie, siły dyspersyjne są słabe, a wiązania wodoro-

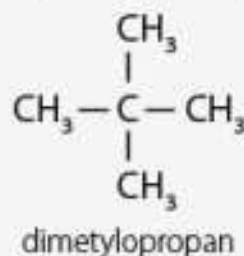
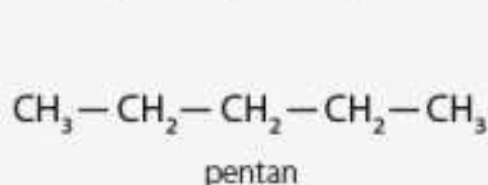
we to dominujący rodzaj oddziaływań międzycząsteczkowych i alkohole dobrze rozpuszczają się w wodzie. Gdy jednak fragment węglowodorowy staje się większy, rośnie również udział sił dyspersyjnych w oddziaływaniach między cząsteczkami alkoholi i coraz trudniej je od siebie odseparować. W rezultacie rozpuszczalność alkoholi w wodzie maleje wraz ze wzrostem wielkości cząsteczki.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Zaproponuj wzory skrócone (półstrukturalne) cząsteczki mocznika (p. doświadczenie 1.). Podaj jego wzór sumaryczny i oblicz masę molową.
2. Węglowodory stanowią grupę związków organicznych, których cząsteczki są zbudowane wyłącznie z atomów węgla i wodoru łączących się ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi.
 - a) Określ, czy węglowodory należą do związków polarnych, czy też niepolarnych.
 - b) W jaki sposób cząsteczki węglowodorów mogą się przyciągać?
 - c) Wskaż, który z węglowodorów będzie miał wyższą temperaturę wrzenia: butan C_4H_{10} czy oktan C_8H_{18} .
 - d) Węglowodory, których cząsteczki zawierają 18 i więcej atomów węgla, są stałe w temperaturze pokojowej. Natomiast węglowodory, których cząsteczki zawierają 1–4 atomy węgla, są w tej temperaturze gazami. Wyjaśnij to zjawisko.
3. U szereguj w kolejności rosnącej temperatury wrzenia podanych związków. Zaproponuj wzory skrócone tych związków.

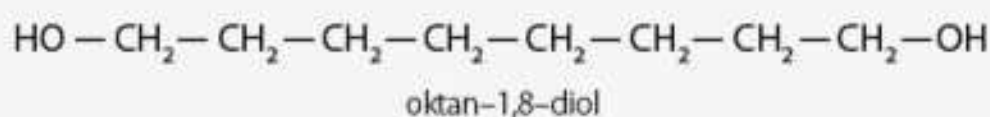
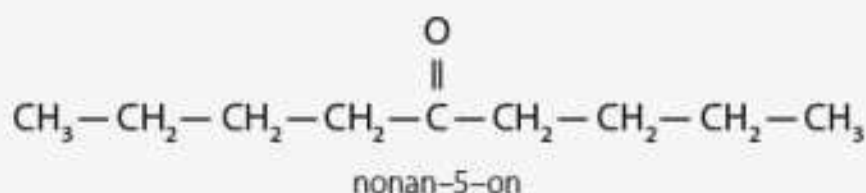
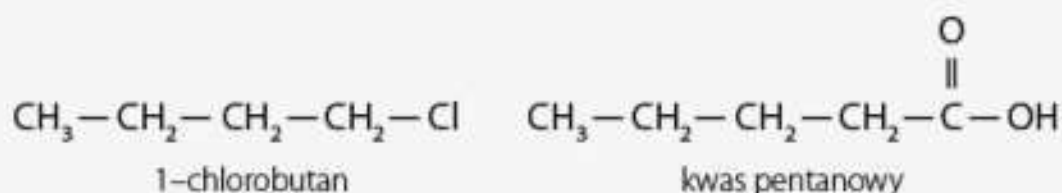


4. Wskaż, który z poniższych związków będzie miał wyższą temperaturę wrzenia.



5. Oceń, czy węglowodory (patrz zadanie 2.) rozpuszczają się w wodzie. Uzasadnij odpowiedź.

6. W poniższych cząsteczkach wskaż fragmenty polarne i niepolarne.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- Związki o strukturze molekularnej składają się z odrębnych, elektrycznie obojętnych cząsteczek, zbudowanych z atomów połączonych ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi. Budowę cząsteczki można przedstawić w postaci pełnego (rozszerzonego) lub skróconego wzoru strukturalnego. Wzór sumaryczny określa liczbę atomów każdego rodzaju zawartych w cząsteczce. ◀ s. 147
- Substancje o strukturze molekularnej na ogół nie przewodzą prądu elektrycznego, chyba że ich cząsteczki są zdolne do dysocjacji w roztworze wodnym. ◀ s. 149
- Obserwowane właściwości związków o strukturze molekularnej w dużej mierze zależą od rodzaju i siły oddziaływań międzycząsteczkowych. Związki niepolarne i słabo polarne, w których działają wyłącznie słabe siły dyspersyjne między cząsteczkami, charakteryzują się względnie niskimi temperaturami wrzenia i topnienia. Związki polarne, w których występują również silniejsze oddziaływania dipol-dipol, a zwłaszcza wiązania wodorowe, cechują się wyższymi temperaturami topnienia i wrzenia. ◀ s. 149
- Dla związków o podobnej polarności temperatura wrzenia i topnienia rośnie w miarę wzrostu wielkości cząsteczek. Związki o cząsteczkach rozgałęzionych mają niższe temperatury wrzenia i topnienia niż związki o podobnej masie cząsteczkowej składające się z cząsteczek prostoliniowych. ◀ s. 149

- s. 153 ▶ • Rozpuszczalność związków zależy od polarności zarówno substancji rozpuszczonej, jak i rozpuszczalnika. Jeżeli polarność związku jest podobna do polarności rozpuszczalnika, wówczas związek dobrze się rozpuszcza i roztwór tworzy się z łatwością. W przeciwnym razie, gdy różnica polarności jest znaczna, związek nie rozpuszcza się w rozpuszczalniku.
- s. 155 ▶ • Często w cząsteczkach związków możemy wyróżnić fragmenty polarne i niepolarne. Rozpuszczalność takich związków w danym rozpuszczalniku zależy od wzajemnej proporcji obu fragmentów.

7. Kryształy kowalencyjne

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jak zbudowane są kryształy kowalencyjne;
- wyjaśnisz, jaką strukturę wewnętrzną ma kryształ kowalencyjny tlenku krzemu(IV) SiO_2 ;
- odkryjesz, dlaczego kryształy kowalencyjne charakteryzują się bardzo wysokimi temperaturami topnienia, wysoką twardością oraz bardzo niską rozpuszczalnością;
- poznasz definicję kamieni szlachetnych;
- dowiesz się, co to są odmiany alotropowe pierwiastków;
- wykażesz, jak właściwości odmian alotropowych węgla, m.in. diamentu, grafitu i fulerenu, zależą od ich struktury wewnętrznej;
- wymienisz zastosowania diamentu i grafitu;
- poznasz odmiany alotropowe innych pierwiastków, np. tlenu i fosforu.

Atomy łączące się ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi nie zawsze tworzą odrębne cząsteczki. Czasami tworzą struktury przestrzenne złożone z niewyobrażalnie wielkiej liczby atomów powiązanych wzajemnie wiązaniami kowalencyjnymi. Takie struktury nazywamy kryształami kowalencyjnymi. Wskutek silnych oddziaływań między atomami (wiązanie chemiczne) kryształy kowalencyjne różnią się właściwościami fizycznymi od związków kowalencyjnych o strukturze molekularnej. Wiele pierwiastków występuje w kilku różnych odmianach różniących się sposobem powiązania ze sobą atomów i strukturą wewnętrzną. Nazywamy je odmianami alotropowymi pierwiastka.

7.1. Struktura i właściwości kryształów kowalencyjnych

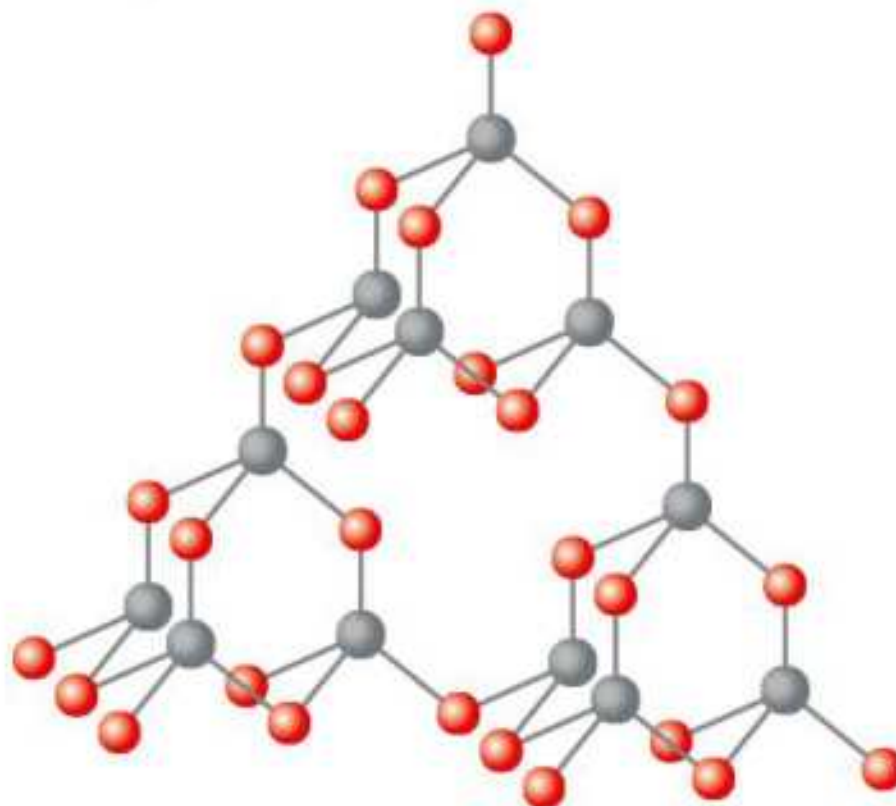
Przykładem związku chemicznego tworzącego **kryształy kowalencyjne** jest tlenek krzemu(IV) (dwutlenek krzemu) SiO_2 . W związku tym każdy atom krzemu Si o hybrydyzacji sp^3 łączy się czterema pojedynczymi wiązaniami kowalencyjnymi z czterema różnymi atomami tlenu O również o hybrydyzacji sp^3 , rozmieszczonymi w narożach czworościanu foremnego. Z kolei każdy z atomów tlenu O łączy się drugim wiązaniem kowalencyjnym z kolejnym atomem krzemu Si. Każdy z tych atomów krzemu dalej wiąże się jeszcze z trzema innymi atomami tlenu, a każdy z nich dalej wiąże się z kolejnym atomem krzemu itd. (rys. 7.1.). Powstaje struktura składająca się z niewyobrażalnie wielkiej liczby atomów krzemu i tlenu powiązanych wzajemnie wiązaniami kowalencyjnymi w regularny sposób. Taką strukturę nazywamy kryształem kowalencyjnym. Nie ma w nim odrębnych cząsteczek przyciągających się wzajemnie oddziaływaniami międzycząsteczkowymi, natomiast atomy wiążą się ze sobą w sieci krystalicznej wiązaniami kowalencyjnymi. Wzór sumaryczny SiO_2 określa jedynie wzajemną proporcję atomów krzemu i tlenu w kryształach – na jeden atom krzemu przypadają dwa atomy tlenu.

kryształy
kowalencyjne –
struktura

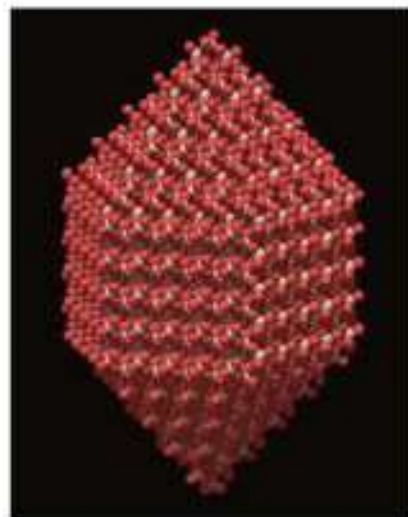
a)



b)

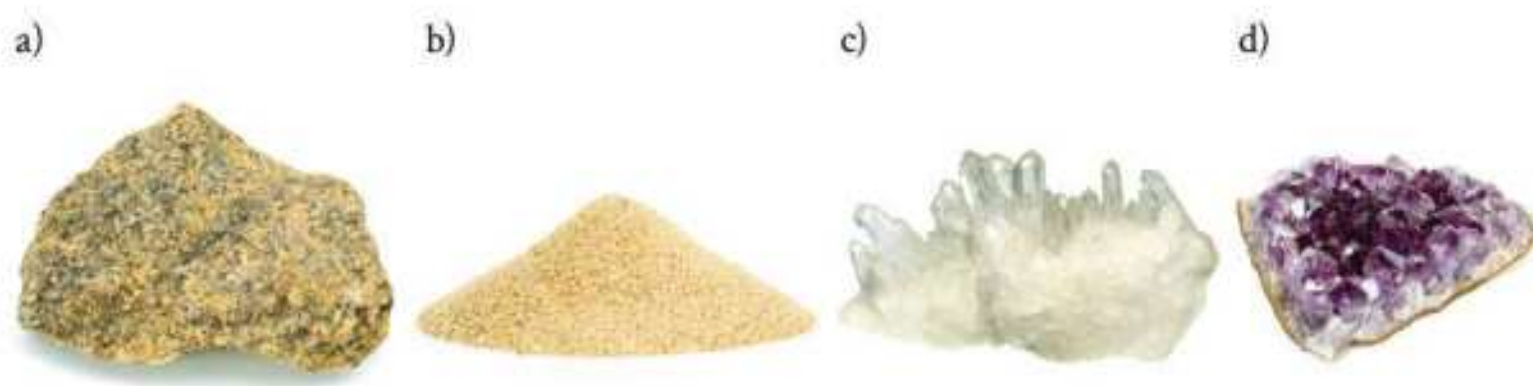


c)



Rys. 7.1. Struktura tlenku krzemu(IV) SiO_2 : a) układ atomów tlenu O wokół atomu krzemu Si, b) fragment wewnętrznej struktury kowalencyjnego kryształu SiO_2 , c) model kryształu SiO_2 .

Ze względu na to, że wiązania kowalencyjne są mocne, ich rozerwanie wymaga bardzo dużego nakładu energii. Zatem związki o strukturze kryształu kowalencyjnego są w temperaturze pokojowej ciałami stałymi, charakteryzują się bardzo wysokimi temperaturami topnienia i nie rozpuszczają się praktycznie w niczym. Kryształy kowalencyjne są bardzo twarde i odporne na zniszczenie mechaniczne. Krystaliczny tlenek krzemu(IV), zwany również kwarcem, topi się dopiero w temperaturze 1713°C , jest również jednym z najtwardszych minerałów. Kwarc występuje powszechnie w skorupie ziemskiej, wchodzi w skład wielu skał, np. granitu, kwarcytu. Silnie rozdrobniony kwarc stanowi główny składnik piasku. W przyrodzie można znaleźć duże, pięknie wykształcone i czasem zabarwione kryształy kwarcu, które wykorzystuje się jako kamienie ozdobne w jubilerstwie.



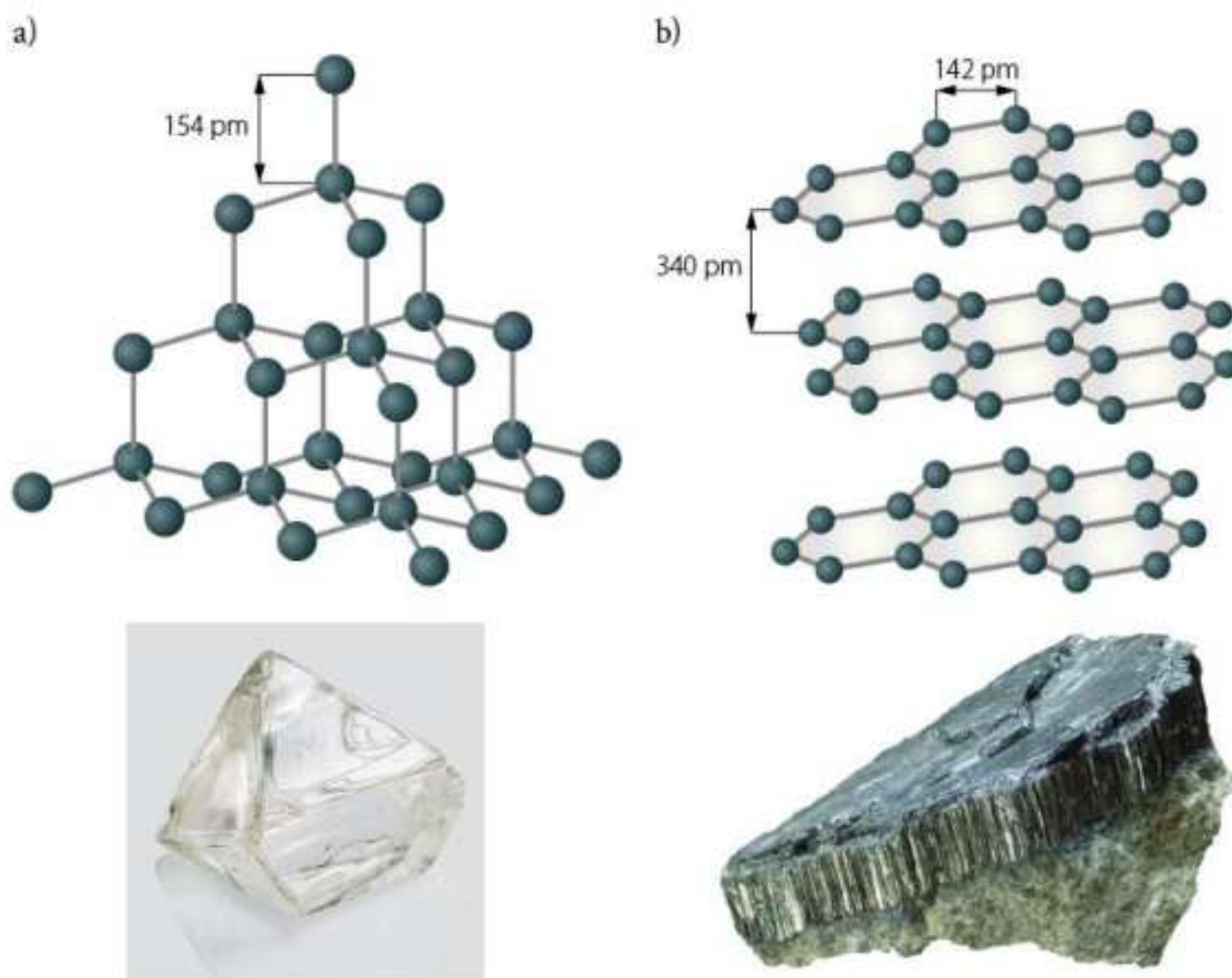
Rys. 7.2. Różne formy występowania kwarcu (tlenku krzemu(IV)) SiO_2 : a) kwarc wchodzi w skład granitu (jasne ziarna), b) drobnoziarnisty kwarc jest głównym składnikiem piasku, c) dobrze wykształcone bezbarwne kryształy kwarcu nazywamy kryształem górskim, d) kryształy ametystu – zabarwionej na fioletowo odmiany kwarcu.

Glinokrzemiany, bardzo liczna grupa minerałów wchodzących w skład skorupy ziemskiej, również tworzą kryształy kowalencyjne o różnorodnej strukturze. W glinokrzemianach atomy krzemu, glinu i tlenu łączą się ze sobą wiązaniami Si-O-Si , Al-O-Al i Si-O-Al . Na przykład mika, pospolity składnik granitu, jest glinokrzemianem o złożonej strukturze wewnętrznej. Niektóre pierwiastki, np. węgiel i fosfor, wytwarzają również kryształy kowalencyjne (niżej).

7.2. Odmiany alotropowe pierwiastków

Niektóre pierwiastki występują w dwóch lub więcej formach różniących się strukturą wewnętrzną oraz właściwościami fizycznymi. Nazywamy je **odmianami alotropowymi**.

Węgiel jest przykładem pierwiastka, który występuje w wielu odmianach alotropowych, między innymi diament, grafit, grafen, nanorurki i fulereny. Odmiany te różnią się hybrydyzacją i sposobem powiązania atomów węgla ze sobą, dzięki czemu mają bardzo zróżnicowane właściwości fizyczne. Najbardziej znanymi odmianami alotropowymi węgla są diament i grafit. Ich strukturę przedstawiono na rysunku 7.3.



Rys. 7.3. Struktura odmian alotropowych węgla: a) diamentu, b) grafitu. Odległości międzyatomowe zostały podane w pikometrach pm, $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$.

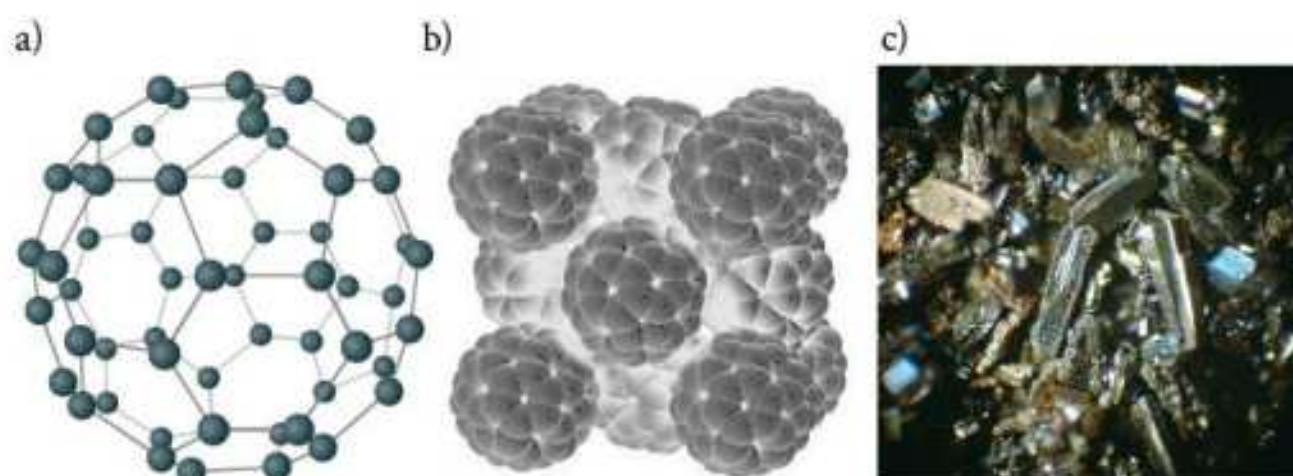
W **diamencie** wszystkie atomy węgla ulegają hybrydyzacji sp^3 . Każdy z nich ❖ diament łączy się czterema wiązaniami kowalencyjnymi typu σ z czterema innymi atomami węgla, a te łączą się w podobny sposób z kolejnymi atomami węgla itd. Powstaje regularna struktura kryształu kowalencyjnego, w którym każdy atom jest związany z czterema sąsiadami rozmieszczonymi wokół niego w narożach czworościanu foremnego, kąt między wiązaniami wynosi $109,5^\circ$. Ponieważ wiązania C–C są bardzo mocne, kryształ diamentu jest bardzo twardy, uważa się go za najtwardszy materiał znany człowiekowi. Sproszkowane techniczne diamenty wykorzystuje się do produkcji materiałów ściernych, końcówek wiertel, tarczy tnących itp. Diamentu nie można stopić pod normalnym ciśnieniem, ogrzewany powyżej 700°C stopniowo przekształca się w grafit. Kryształy diamentu są przezroczyste i wykazują wysoki współczynnik załamania światła. Po odpowiednim oszlifowaniu wykorzystuje się je w jubilerstwie jako drogocenne kamienie zwane brylantami. Diament nie przewodzi prądu, gdyż wszystkie cztery elektrony walencyjne każdego atomu węgla są zaangażowane w wiązania kowalencyjne.

Kryształ kowalencyjny **grafitu** ma inną strukturę. Atomy węgla są zhybrydyzowane sp^2 . Trzy orbitale sp^2 zorientowane względem siebie pod kątem 120° są zaangażowane w wiązania kowalencyjne typu σ z sąsiadującymi atomami. Po- ❖ grafit

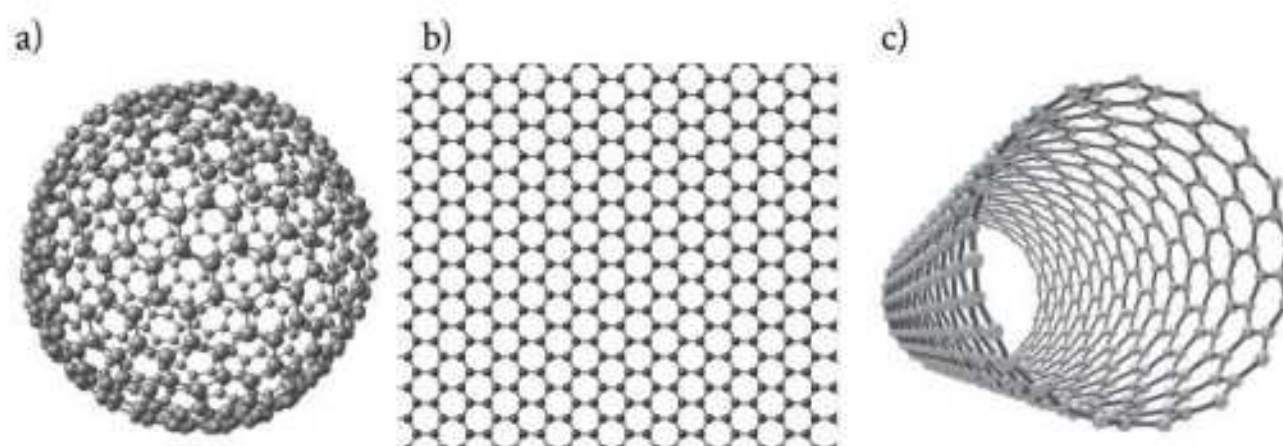
wstają płaskie warstwy (arkusze), z których każda składa się z sześciokątnych pierścieni zbudowanych z atomów węgla. Każdy atom ma ponadto niezhybrydowany orbital p_z prostopadły do tej płaszczyzny i obsadzony czwartym elektronem walencyjnym. Boczne nakładanie się tych orbitali prowadzi do delokalizacji elektronów p_z , które mogą się swobodnie poruszać między płaskimi warstwami w obrębie całego kryształu grafitu. Dzięki temu grafit jest dobrym przewodnikiem elektryczności, co wykorzystuje się m.in. w elektrodach wykonanych z tego materiału. Odległość między warstwami atomów węgla jest znacznie większa niż długość wiązania kowalencyjnego C–C, skutkiem czego grafit ma niższą gęstość niż diament. Warstwy oddziałują ze sobą za pomocą jedynie słabych sił dyspersyjnych, dzięki czemu mogą się one przesuwąć („ślizgać”) względem siebie. Z tego względu grafit jest materiałem wyjątkowo miękkim i łatwo się ściera – te właściwości wykorzystuje się w smarach na bazie grafitu, obniżających tarcie między częściami maszyn, oraz w grafitach do ołówków.

W latach 80. XX wieku zaczęto poznawać inne odmiany alotropowe węgla: fule-
 fulereny > reny, grafen, nanorurki itd. We wszystkich tych odmianach atomy węgla ulegają hybrydyzacji sp^2 . **Fulereny** są związkami o strukturze molekularnej, zbudowanymi z cząsteczek o kulistym kształcie. Strukturę najbardziej znanego fulerenu C_{60} , przedstawia rysunek 7.4. Jego cząsteczki składają się z sześćdziesięciu atomów węgla, z których każdy tworzy trzy wiązania kowalencyjne typu σ z sąsiadami. Powstające pierścienie sześcioczłonowe i pięcioczłonowe przypominają trochę fragmenty, z których zszywana jest piłka futbolowa. W stanie stałym fulereny tworzą kryształy molekularne, w których kuliste cząsteczki przyciągają się jedynie za pomocą słabych sił dyspersyjnych. Rozdzielenie tych cząsteczek wymaga stosunkowo niskiego nakładu energii, zatem fulereny rozpuszczają się do pewnego stopnia w rozpuszczalnikach niepolarnych, a w podwyższonej temperaturze przechodzą w stan gazowy (sublimują). Istnieją również fulereny złożone z większej liczby atomów węgla, np. fuleren olbrzymi C_{540} . **Grafen** jest odmianą alotropową węgla, która ma formę pojedynczego arkusza grafitu, natomiast **nanorurki** przyjmują kształt rulonu zwiniętego z arkusza grafenu (rys. 7.5.).

grafen >



Rys. 7.4. Fuleren C_{60} : a) struktura cząsteczki, b) budowa kryształu, c) wygląd zewnętrzny kryształów.



Rys. 7.5. Struktura innych odmian alotropowych węgla: a) fuleren olbrzymi C_{60} , b) grafen, c) nanorurka.

Odmiany alotropowe węgla dobitnie pokazują, jak bardzo obserwowane właściwości substancji zależą od rodzaju oddziaływań pomiędzy atomami. W tabeli 7.1. zestawiono niektóre właściwości diamentu, grafitu i fulerenu C_{60} . Są to zupełnie różne substancje, chociaż wszystkie składają się z identycznych atomów. Diament i grafit tworzą nierozpuszczalne kryształy kowalencyjne złożone z olbrzymiej liczby wzajemnie powiązanych atomów. W graficie występują jednak dodatkowo oddziaływania dyspersyjne, dzięki czemu różni się w zasadniczy sposób od diamentu wyglądem, twardością i przewodnictwem elektrycznym. Fulereny są natomiast związkami o strukturze molekularnej, w których stosunkowo niewielkie cząsteczki oddziałują ze sobą za pomocą sił dyspersyjnych. Zatem rozpuszczają się do pewnego stopnia w rozpuszczalnikach niepolarnych i sublimują w podwyższonej temperaturze.

◀ odmiany alotropowe węgla – porównanie

Tab. 7.1. Porównanie właściwości odmian alotropowych węgla

	Diament	Grafit	Fuleren C_{60}
Struktura	kryształ kowalencyjny	kryształ kowalencyjny, siły dyspersyjne	kryształ molekularny, siły dyspersyjne
Wygląd	przezroczyste, bezbarwne kryształy	szaroczarne, nieprzezroczyste kryształy o metalicznym połysku	fioletowobłękitne kryształy
Zachowanie podczas ogrzewania	przekształca się w grafit powyżej 700°C	utlenia się i pali powyżej 700°C	sublimuje (przekształca się bezpośrednio w parę) powyżej 600°C
Gęstość [g/cm^3]	3,51	2,27	1,65
Twardość	najtwardszy znany materiał, stosowany jako materiał ścierny	miękki, łatwo się ściera, tłusty w dotyku	miękki i kruchy
Przewodnictwo elektryczne	nie przewodzi prądu	dobrze przewodzi prąd	nie przewodzi prądu
Rozpuszczalność	nie rozpuszcza się	nie rozpuszcza się	rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych z utworzeniem fioletowego roztworu

► Inne pierwiastki również mogą występować w różnych odmianach alotropowych. Przykładowo: tlen ma dwie takie odmiany: tlen zwykły składający się z cząsteczek dwuatomowych O_2 oraz ozon zbudowany z cząsteczek O_3 . Fosfor z kolei występuje w postaci przynajmniej trzech alotropów: białego, czerwonego i czarnego. Fosfor biały ma strukturę molekularną i składa się z czteroatomowych cząsteczek P_4 . Natomiast fosfor czerwony i fosfor czarny tworzą kryształy kowalencyjne o różnej strukturze (tab. 7.2.).

Tab. 7.2. Właściwości odmian alotropowych tlenu i fosforu

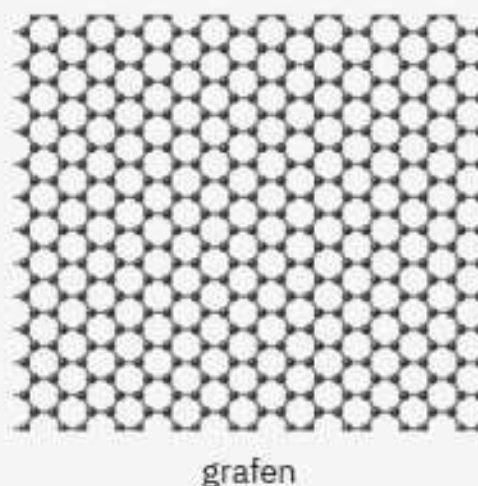
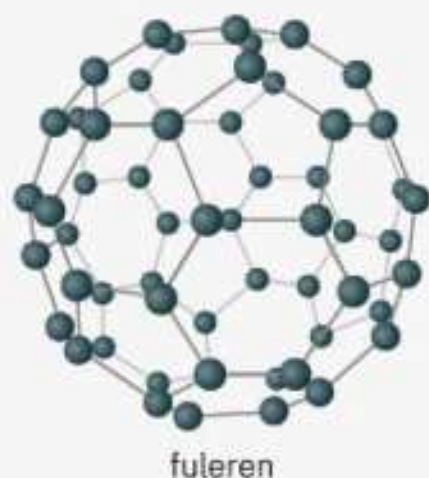
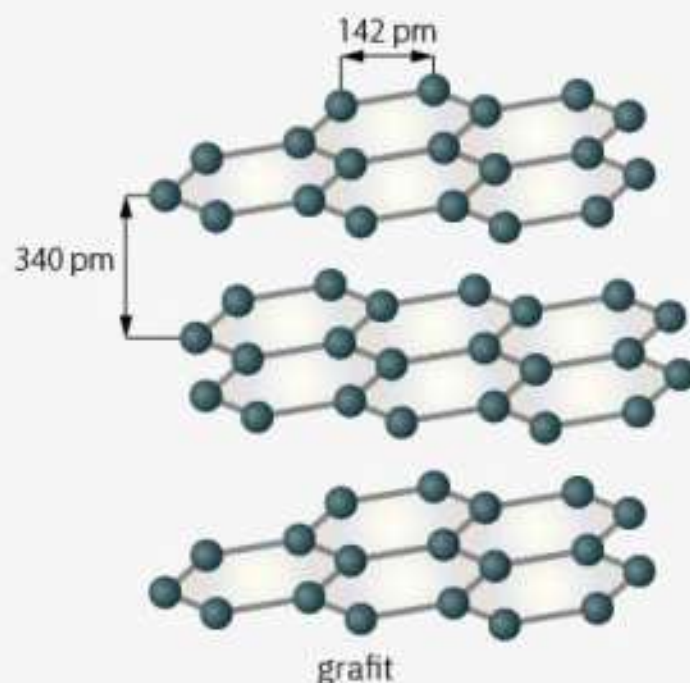
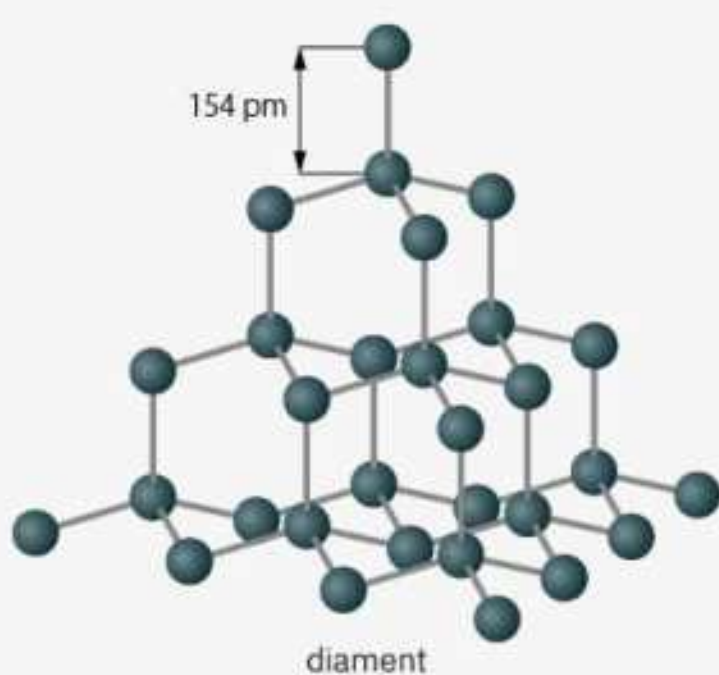
	Tlen		Fosfor		
	tlen zwykły	ozon	biały	czerwony	czarny
Struktura	molekularna, cząsteczki O_2	molekularna, cząsteczki O_3	molekularna, cząsteczki P_4	kryształ kowalencyjny	kryształ kowalencyjny
Wygląd	bezbarwny gaz	bezbarwny gaz	biała, woskowata substancja, żółknąca na powietrzu	ciemnoczerwone ciało stałe	czarne ciało stałe
Temperatura topnienia [$^{\circ}C$]	-218	-192			
Temperatura wrzenia [$^{\circ}C$]	-183	-112	44	nie ulega stopieniu	400
Gęstość [g/cm^3]	0,00143	0,00214	1,84	2,10	2,69
Rozpuszczalność			rozpuszczalny w rozpuszczalnikach niepolarnych	nierozpuszczalny	nierozpuszczalny

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij różnicę pomiędzy kryształem molekularnym a kryształem kowalencyjnym.
- Wskaż podobieństwa i różnice w strukturze i właściwości kryształów kowalencyjnych (np. kwarcu) i jonowych (np. chlorku sodu).
- Wyjaśnij, dlaczego:
 - grafit i diament różnią się gęstością i twardością,
 - gęstość fullerenu C_{60} jest niższa od gęstości diamentu.
- Wskaż właściwości diamentów, które zadecydowały o ich zastosowaniu w:
 - jubilerstwie,
 - technice.
- Określ, czy wszystkie odmiany alotropowe węgla (diament, grafit, fuleren C_{60}) nadają się do wytwarzania elektrod (prętów przewodzących prąd elektryczny).
- Wskaż podobieństwa i różnice w budowie grafitu i fullerenu C_{60} .

PODSUMOWANIE LEKCJI

- W kryształach kowalencyjnych olbrzymia liczba atomów wiąże się ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi. Związki o takiej strukturze charakteryzują się bardzo wysoką twardością i temperaturą topnienia. ♦ s. 159
- Węgiel występuje w wielu odmianach alotropowych, z których najbardziej znane to diament, grafit, fulereny, grafen i nanorurki. Odmiany te różnią się w zasadniczy sposób właściwościami fizycznymi, co wynika z ich odmiennej budowy wewnętrznej. ♦ s. 160



Podsumowanie przed sprawdzianem

- s. 100 • Atomy łączą się ze sobą wiązaniami chemicznymi. Ze względu na sposób, w jaki te wiązania powstają, wyróżniamy **wiązanie jonowe, metaliczne, kowalencyjne i koordynacyjne**.
- s. 100 • **Wiązanie jonowe** polega na przyciąganiu elektrostatycznym pomiędzy jonami o przeciwnych znakach. W stanie stałym związki jonowe tworzą kryształy, w których jony są ułożone naprzemiennie w regularny sposób. Związki jonowe charakteryzują się stosunkowo wysoką temperaturą topnienia. Nie przewodzą prądu w stanie stałym, natomiast stają się przewodnikami po stopieniu lub rozpuszczeniu w wodzie.
- s. 105 • **Wiązanie metaliczne** występuje w metalach i ich stopach. Polega na przyciąganiu elektrostatycznym pomiędzy kationami metali, ułożonymi w regularną sieć krystaliczną, a chmurą zdelokalizowanych elektronów poruszających się swobodnie pomiędzy nimi. Metale są doskonałymi przewodnikami prądu elektrycznego i ciepła.
- s. 109 • **Wiązanie kowalencyjne** powstaje wskutek nakładania się orbitali atomowych obsadzonych pojedynczymi elektronami z utworzeniem orbitalu molekularnego obsadzonego wiążącą parą elektronową. Czołowe nakładania się orbitali atomowych prowadzi do powstania wiązania typu σ , nakładanie boczne – wiązania typu π . Wiazania wielokrotne (podwójne, potrójne) składają się z jednego wiązania σ i jednego lub dwóch wiązań π . Wiazania kowalencyjne łączące atomy pierwiastków o różnej elektroujemności są spolaryzowane. Wiazanie koordynacyjne jest rodzajem wiązania kowalencyjnego, w którym wiążąca para elektronowa pochodzi od jednego z atomów.
- s. 118 • Kształt prostych cząsteczek można przewidzieć na podstawie **teorii VSEPR**, która przyjmuje, że wiążące i niewiążące pary elektronów walencyjnych odpychają się wzajemnie. Dla bardziej złożonych cząsteczek układ wiązań chemicznych w przestrzeni można określić zakładając, że orbitale atomowe ulegają hybrydyzacji, tzn. „mieszają się” ze sobą. Najczęstszym typem hybrydyzacji występującej w cząsteczkach jest hybrydyzacja sp^3 , sp^2 i sp .
- s. 136 • Elektrycznie obojętne cząsteczki przyciągają się **siłami van der Waalsa**, wśród których wyróżniamy oddziaływania dipol–dipol, dipol–dipol indukowany oraz dipol indukowany–dipol indukowany (siły dyspersyjne). **Wiązanie wodorowe** jest szczególnym typem oddziaływania dipol–dipol, w którym bierze udział atom wodoru związany wiązaniem kowalencyjnym z atomem fluoru, tlenu lub azotu.
- s. 137 • Właściwości związków o strukturze molekularnej zależą od wielkości i polarności cząsteczek oraz charakteru i siły oddziaływań międzycząsteczkowych. Wzrost polarności cząsteczek prowadzi na ogół do wzrostu oddziaływania typu dipol–dipol, a wzrost wielkości cząsteczki do wzrostu sił dyspersyjnych. Związki, w których oddziaływania międzycząsteczkowe są silniejsze, wykazują się wyższą temperaturą wrzenia i topnienia. Rozpuszczalność związków zależy od polarności zarówno substancji rozpuszczonej, jak i rozpuszczalnika. Jeżeli jest podobna, roztwór tworzy się z łatwością, jeżeli natomiast jest bardzo różna, związek się nie rozpuszcza.

- Atomy mogą łączyć się wiązaniami kowalencyjnymi w struktury zwane kryształami kowalencyjnymi, składające się z olbrzymiej liczby atomów. Takie związki charakteryzują się bardzo wysoką twardością i temperaturą topnienia. Niektóre z odmian alotropowych węgla (diament, grafit) mają strukturę kryształu kowalencyjnego, podczas gdy inne (np. fulereny) strukturę kryształu molekularnego.

Sprawdź, czy umiesz!

- Węglan sodu jest związkiem jonowym o wzorze sumarycznym Na_2CO_3 .
 - Określ:
 - typ jonów wchodzących w skład tego związku (proste, złożone);
 - ładunek tych jonów;
 - rodzaj wiązania między jonem sodu a jonem węglanowym;
 - rodzaj wiązań występujących między atomem węgla a atomami tlenu w jonie węglanowym.
 - Omów hybrydyzację atomów wchodzących w skład jonu węglanowego.
 - Wyjaśnij, czy węglan sodu przewodzi prąd elektryczny w stanie krystalicznym i czy sytuacja się zmieni, jeżeli go rozpuścimy w wodzie.
- Metaliczny magnez gwałtownie reaguje z tlenem powietrza, spalając się oślepiająco białym płomieniem. Produktem reakcji jest tlenek magnezu MgO .
 - W układzie okresowym zmieszczonym z tyłu książki odzyskaj wartości elektroujemności magnezu i tlenu i określ rodzaj wiązania chemicznego występującego w tlenku magnezu MgO .
 - Temperatura topnienia tlenku magnezu wynosi 2852°C . Oszacuj siłę wiązań występujących w tym związku.
 - Tlenek magnezu słabo rozpuszcza się w wodzie, jednak zmienia jej odczyn. Określ odczyn wodnej zawiesiny tlenku magnezu.
 - Wyjaśnij, czy metaliczny magnez przewodzi prąd elektryczny. Odpowiedź uzasadnij, opisując budowę wewnętrzną tego pierwiastka.
 - Określ, czy tlenek magnezu będzie przewodził prąd elektryczny w temperaturze: 25°C , 3000°C . Odpowiedź uzasadnij, opisując budowę wewnętrzną tego związku w obu temperaturach.
- Podaj, jaki rodzaj wiązań występuje w podanych substancjach.
 - wodorotlenek sodu NaOH
 - kwaz azotowy HNO_3
 - tlenek węgla(IV) CO_2
 - węgiel C (diament)
 - mosiądz (stop miedzi Cu i cynku Zn)
- Narysuj w zeszycie kropkowe wzory elektronowe i wzory strukturalne podanych cząsteczek i jonów. Określ geometrię tych cząsteczek oraz wielkości kątów między wiązaniami.
 - disiarczek węgla CS_2
 - trichlorek fosforu PCl_3
 - jon amonowy NH_4^+

5. Skrócony wzór strukturalny cząsteczki aldehydu octowego (acetaldehydu, etanal) można zapisać jako $\text{CH}_3\text{-CHO}$. Wykonaj polecenia w zeszycie.
- Narysuj kropkowy wzór elektronowy oraz rozszerzony wzór strukturalny tej cząsteczki.
 - Podaj liczbę wiążących i niewiążących par elektronowych.
 - Określ hybrydyzację atomów węgla i tlenu.
 - Zaproponuj wielkości kątów pomiędzy każdą parą wiązań.
 - Oceń, które wiązania są silnie spolaryzowane, a które słabo spolaryzowane (niespolaryzowane).
 - Określ rodzaj oddziaływań pomiędzy cząsteczkami tego związku w stanie ciekłym.
 - Aldehyd octowy bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Jakie oddziaływania mogą występować pomiędzy cząsteczkami tego związku a cząsteczkami wody?
 - Uzasadnij różnice pomiędzy temperaturą wrzenia aldehydu octowego a temperaturami wrzenia innych związków podanymi poniżej.

Nazwa	Skrócony wzór strukturalny	Masa cząsteczkowa [u]	Temperatura wrzenia [$^{\circ}\text{C}$]
aldehyd octowy (etanal)	CH_3CHO	44	+20
propan	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	44	-42
aldehyd propionowy (propanal)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$	58	+48

6. Węgiel C i krzem Si są pierwiastkami grupy 14 układu okresowego, które angażują swoje cztery elektrony walencyjne w tworzenie wiązań kowalencyjnych z innymi pierwiastkami. Oba tworzą tlenki o podobnym wzorze sumarycznym: tlenek węgla(IV) (dwutlenek węgla) CO_2 i tlenek krzemu (dwutlenek krzemu) SiO_2 . Mają one bardzo różne właściwości fizyczne: w temperaturze pokojowej tlenek CO_2 jest gazem, podczas gdy tlenek SiO_2 jest twardym, krystalicznym ciałem stałym o bardzo wysokiej temperaturze topnienia 1710°C . Wyjaśnij, czym jest spowodowana ta różnica.
7. Wskaż, które z następujących ciał stałych przewodzą prąd elektryczny. Odpowiedź uzasadnij, opisując budowę wewnętrzną tych substancji.
- węgiel C – diament
 - węgiel C – grafit
 - metaliczny sód Na
 - węglan sodu Na_2CO_3



Reakcje chemiczne są częścią naszego codziennego życia. Przebiegają w różnym tempie, co możemy wykorzystywać stosownie do potrzeb. Dział chemii zajmujący się badaniem szybkości reakcji chemicznych nazywamy kinetyką chemiczną. Przy produkcji większości substancji chemicznych – leków, nawozów sztucznych, klejów, farb czy różnorodnych tworzyw sztucznych – inżynierowie chemicy dążą do uzyskania jak najwyższej wydajności. Jednak większość reakcji chemicznych nie przebiega do końca, co oznacza pokaźne straty finansowe. Jak rozwiązać ten problem? Jakie działania trzeba wprowadzić, aby zwiększyć ilość produktów powstających w wyniku reakcji? Odpowiedź na te pytania przynosi statyka chemiczna – dział chemii badający stany równowagi reakcji chemicznej.

IV Kinetyka i statyka chemiczna. Energetyka reakcji chemicznych



1. Efekty energetyczne reakcji chemicznych

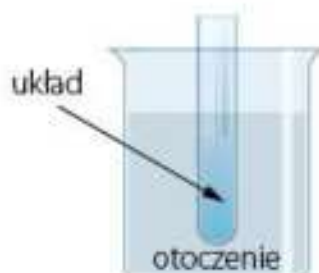
NA TEJ LEKCJI:

- wymienisz różnice między układem otwartym, zamkniętym i izolowanym;
- wyjaśnisz, czym jest efekt energetyczny reakcji chemicznej;
- dowiesz się, co to są reakcje egzo- i endoenergetyczne;
- dowiesz się, co to są reakcje egzo- i endotermiczne;
- nauczysz się przewidywać efekt energetyczny reakcji chemicznej;
- odkryjesz, czym jest zmiana entalpii;
- zinterpretujesz znaki entalpii podanej reakcji;
- poznasz pojęcie *równanie termochemiczne*.

Prom kosmiczny jest napędzany wodorem, samochód – benzyną, a sportowiec czerpie energię ze spalania cukru w komórkach mięśniowych. We wszystkich przypadkach podstawowe reakcje chemiczne są takie same – paliwo reaguje z tlenem i dostarcza użytecznej energii. Spalanie to najbardziej wymowny przykład przepływu energii podczas reakcji chemicznych. Poznajmy efekty energetyczne przemian chemicznych.

1.1. Układ i otoczenie

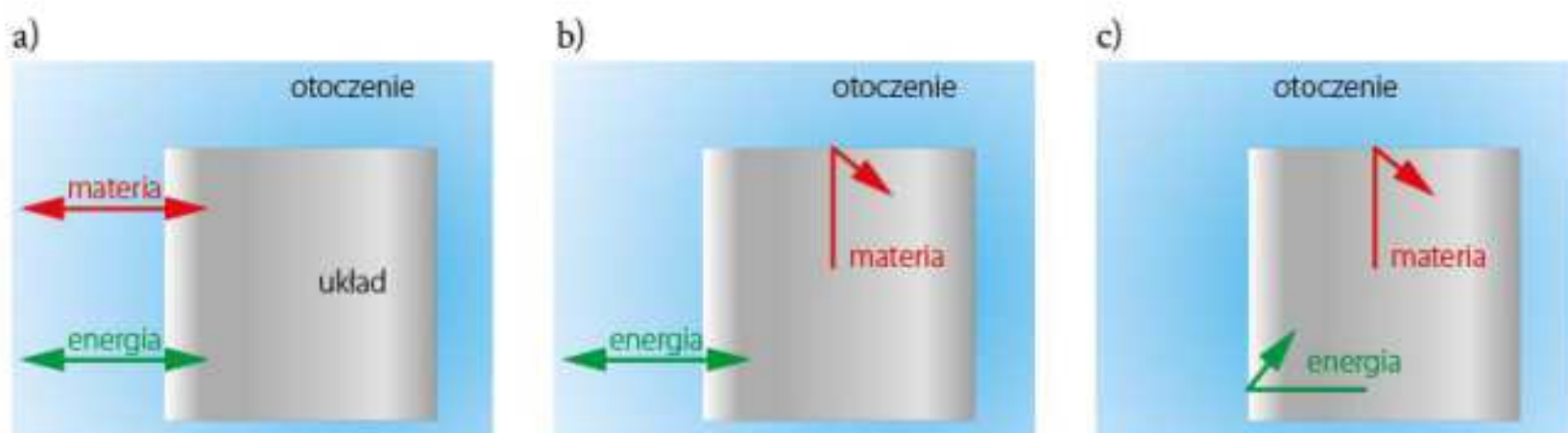
układ ➤ **Układ** to wyodrębniona część przyrody, której zachowanie badamy, np. substancje podlegające reakcji chemicznej. **Otoczenie** oznacza wszystko, co znajduje się wokół układu (rys. 1.1.).



Rys. 1.1. Probówka z cieczą stanowi układ, reszta świata jest otoczeniem. W praktyce otoczeniem jest obszar, w którym prowadzimy obserwację układu. Tutaj za otoczenie można uznać naczynie wypełnione wodą.

typy układów ➤ Wyróżniamy trzy typy układów (rys. 1.2.):

- otwarty, który może wymieniać z otoczeniem zarówno materię, jak i energię;
- zamknięty, który może wymieniać z otoczeniem energię, lecz nie materię;
- izolowany, który nie dopuszcza wymiany z otoczeniem ani materii, ani energii.



Rys. 1.2. Trzy rodzaje układów według ich oddziaływania z otoczeniem: a) układ otwarty, b) układ zamknięty, c) układ izolowany.

1.2. Procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne

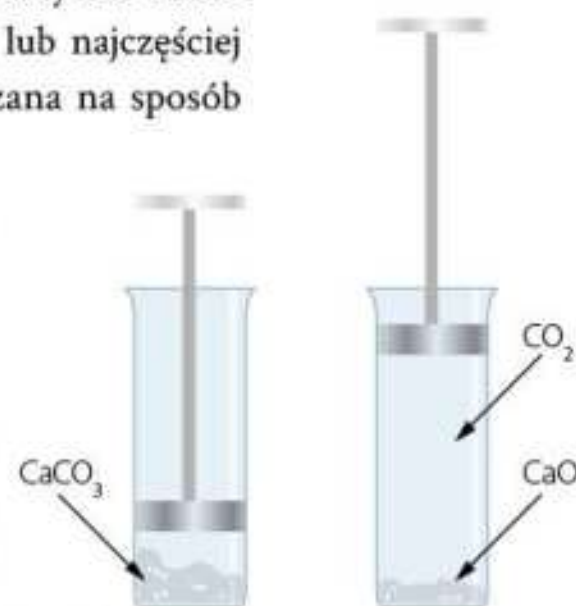
Energia układu wyraża jego zdolność wykonania pracy. Jednostką energii jest dżul [J]. Energii nie można wytworzyć ani zniszczyć. Dokonuje się jedynie przemiany jednej formy energii w inną. Badamy efekt przepływu energii, a nie samą energię. Przepływ energii w reakcjach chemicznych może wywoływać różne efekty, np. dźwiękowe, świetlne, ruchowe (przesunięcie tłoka) lub najczęściej zmiany temperatury. Rozróżnienie, czy energia została przekazana na sposób ciepła lub pracy, polega na obserwacji dokonanej na otoczeniu.

energia reakcji chemicznych

W wyniku ogrzewania węglanu wapnia wewnątrz cylindra zamkniętego tłokiem wydziela się tlenek węgla(IV).

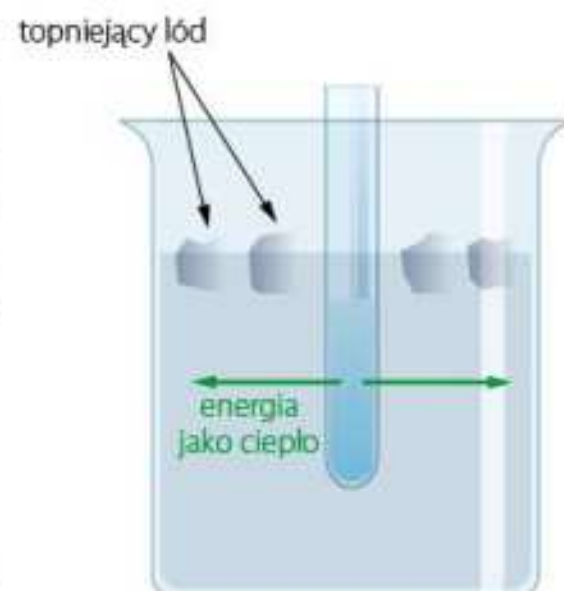


Tworzący się gaz przesuwając tłok, a zatem część energii pochodząca z procesu przemiany chemicznej jest zamieniana na pracę. W tym przypadku układ przekazał do otoczenia energię, gdyż w otoczeniu nastąpiło wzniesienie ciężaru (tłoka) na pewną wysokość (rys. 1.3.).



Rys. 1.3. Układ przekazuje energię jako pracę do otoczenia.

Jeśli w naczyniu zanurzone w łaźni lodowej zmieszamy roztwór kwasu chlorowodorowego z roztworem wodorotlenku sodu, to pewna ilość lodu ulegnie stopieniu (rys. 1.4.). Układ straci energię. Dowodem tego będzie właśnie topiący się lód, ponieważ aby stopić lód, trzeba doprowadzić do niego energię. Energia ta przepłynęła z układu do łaźni lodowej. Przykład ten, ze względu na to, że dochodzi do zmian temperatury, pokazuje wymianę energii na sposób ciepła.



Rys. 1.4. Układ przekazuje energię do otoczenia na sposób ciepła.

Proces (np. reakcja chemiczna), w którym energia jest przekazywana z układu do otoczenia, nazywa się **procesem egzoenergetycznym**. Proces (np. reakcja chemiczna), podczas którego energia jest przekazywana z otoczenia do układu, to **proces endoenergetyczny**. Oba rodzaje procesów dotyczą całej wymienionej energii, czyli łącznie sposobem cieplnym i na sposób pracy.

Proces egzoenergetyczny – proces, podczas którego energia jest przekazywana z układu do otoczenia.

Proces endoenergetyczny – proces, podczas którego energia jest przekazywana z otoczenia do układu.

1.3. Zmiana entalpii, ΔH

zmiana entalpii ▶ Większość reakcji chemicznych przebiega w układach otwartych, w warunkach stałego ciśnienia (atmosferycznego). Ta część energii, która w warunkach stałego ciśnienia jest pobierana lub wydzielana przez układ na sposób ciepła, nazywa się **zmianą entalpii** (od greckiego słowa *enthalpo* – rozgrzewam), a w skrócie – entalpią. Jej symbolem jest ΔH (czytaj: delta ha). **Entalpia jest funkcją stanu**. Oznacza to, że jej wartość zależy jedynie od warunków początkowych i końcowych, a nie zależy od drogi (sposobu) przejścia od stanu początkowego do końcowego.

Zmiana entalpii ΔH – funkcja stanu równa energii wymienionej na sposób ciepła między układem i otoczeniem w warunkach stałego ciśnienia.

Zmianę entalpii reakcji wyraża się jako różnicę entalpii produktów i substratów.

$$\Delta H = H_p - H_s$$

gdzie:

ΔH – zmiana entalpii

H_p – entalpia produktów

H_s – entalpia substratów

1.4. Procesy egzotermiczne i endotermiczne

proces egzotermiczny ▶ Podczas **procesu egzotermicznego** (np. reakcja chemiczna) energia przepływa na sposób ciepła z układu do otoczenia. Każda strata energii układu jest równoważona przez taki sam przyrost energii w otoczeniu, w którym temperatura wzrasta. Pod stałym ciśnieniem wydzielona energia na sposób ciepła odpowiada zmniejszeniu entalpii układu. Zmiany entalpii w procesach egzotermicznych mają znak ujemny $\Delta H < 0$ (np. -200 kJ). Znak entalpii wynika z umowy.

Pod stałym ciśnieniem $\Delta H < 0$ oznacza proces egzotermiczny.

W **procesie endotermicznym** (np. reakcja chemiczna) energia przepływa na sposób ciepła z otoczenia do układu. Wszelkie zyski energii dla układu zapewnia taka sama strata energii otoczenia, w którym temperatura spada. Pod stałym ciśnieniem pochłonięta energia sposobem cieplnym powoduje wzrost entalpii układu. Zmiany entalpii w procesach endotermicznych mają znak dodatni $\Delta H > 0$ (np. +100 kJ, znak „+” zawsze musi być napisany).

proces
endotermiczny

Pod stałym ciśnieniem $\Delta H > 0$ oznacza proces endotermiczny.

Proces egzotermiczny – proces, w którym energia na sposób ciepła przepływa z układu do otoczenia. Zmiana entalpii ma znak ujemny: $\Delta H < 0$.

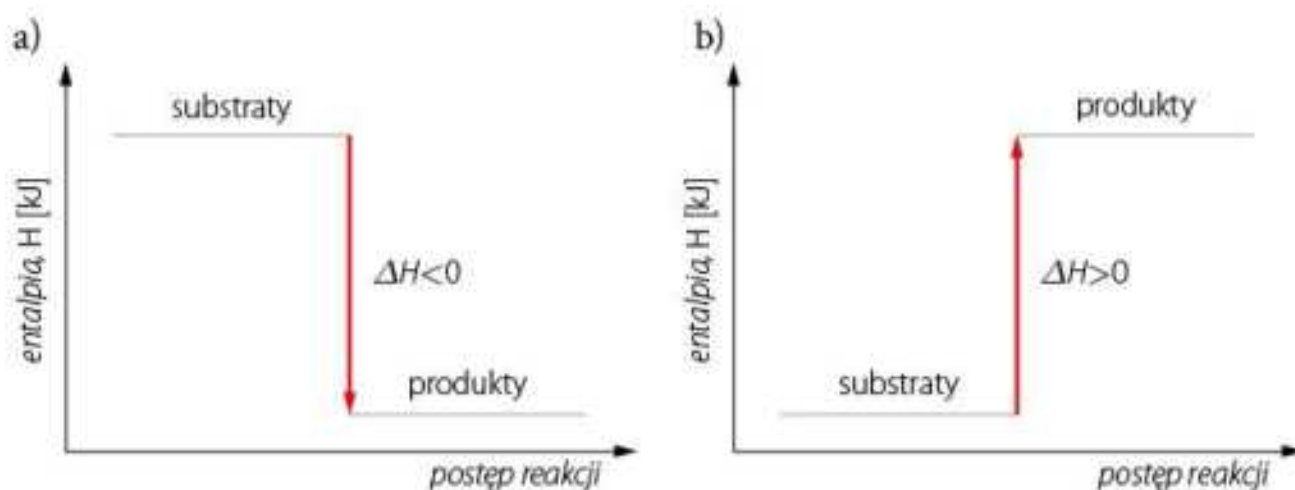
Proces endotermiczny – proces, w którym energia na sposób ciepła przepływa z otoczenia do układu. Zmiana entalpii ma znak dodatni: $\Delta H > 0$.

1.5. Wykresy zmian entalpii w reakcjach chemicznych

Do przedstawiania zmian entalpii reakcji chemicznych można używać wykresów. Pokazują one poziomy entalpii substratów i produktów. Zazwyczaj interesuje nas początek reakcji, czyli 100% substratów, i koniec reakcji, czyli 0% substratów (i 100% produktów). Na rysunku 1.5.a przedstawiono typowy wykres zmian entalpii reakcji egzotermicznej. Ponieważ energia przepływa z mieszaniny reakcyjnej do otoczenia, to entalpia produktów jest mniejsza od entalpii substratów. Odpowiada to zmniejszeniu entalpii $\Delta H < 0$. Na rysunku 1.5.b przedstawiono zmianę entalpii dla reakcji endotermicznej. W tym przypadku energia przepływa z otoczenia do mieszaniny reakcyjnej, więc entalpia produktów jest większa od entalpii substratów. Towarzyszy temu wzrost entalpii $\Delta H > 0$. Jeśli efekt energetyczny reakcji chemicznej wynosi np. –200 kJ, to oznacza, że produkty mają entalpię o 200 kJ mniejszą niż substraty.

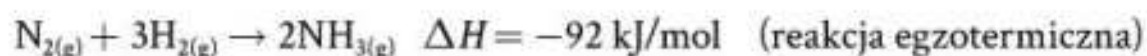
reakcja
egzotermiczna –
wykres

reakcja
endotermiczna –
wykres



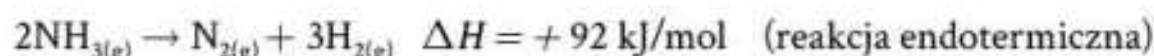
Ryc. 1.5. Wykres zmian entalpii: a) reakcji egzotermicznej, b) reakcji endotermicznej.

Wartość efektu energetycznego reakcji chemicznej zależy również od ilości reagentów. Aby uniknąć jakichkolwiek nieporozumień dotyczących ilości, zawsze podaje się równanie reakcji chemicznej. Na efekt energetyczny procesu mają również wpływ zmiany stanu skupienia substancji. Na przykład przemiana cieczy w gaz wiąże się z pochłanianiem energii sposobem cieplnym przez układ, a kiedy gaz zmienia się w ciecz, energia na sposób ciepła jest wydzielana z układu. To oznacza, że przy substratach i produktach w równaniu chemicznym zawsze określa się ich stany skupienia. Równanie chemiczne z zapisaną wartością entalpii nosi nazwę **równania termochemicznego**, np.:



Współczynniki stechiometryczne w równaniu termochemicznym określają liczby moli reagentów odpowiadające podanej zmianie entalpii. W tym przypadku przy N_2 występuje współczynnik 1, a przy H_2 – współczynnik 3. To oznacza, że kiedy 1 mol N_2 reaguje z 3 molami H_2 , wydzielą się 92 kJ energii na sposób ciepła.

Entalpia reakcji odwrotnej do danej reakcji ma przeciwny znak, ale jest taka sama co do bezwzględnej wartości.



Prawidłowość ta wynika z faktu, że entalpia jest funkcją stanu, a zatem jej wartość musi powrócić do wartości początkowej, jeżeli po jakiejś przemianie następuje przemiana odwrotna, przywracająca układowi stan początkowy.

Równanie termochemiczne – równanie reakcji chemicznej z zapisaną przy równaniu wartością zmiany entalpii.

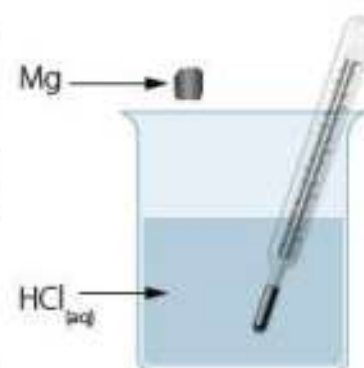
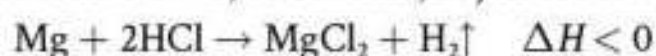
Doświadczenie 1.

Badanie efektu energetycznego reakcji chemicznej

Opis: Do zlewki nalej 10 cm³ roztworu rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego i zmierz temperaturę. Następnie dodaj kawałek wstążki magnezowej. Obserwuj zmiany temperatury i notuj, o ile stopni zmieniła się temperatura mieszaniny reakcyjnej.

Obserwacje: Temperatura roztworu kwasu chlorowodorowego przed reakcją chemiczną była równa 20°C. Magnez stopniowo roztwarzał się i wydzielal się gaz. Temperatura mieszaniny reakcyjnej maksymalnie osiągnęła wartość 39°C.

Wnioski: W wyniku reakcji kwasu chlorowodorowego z magnezem temperatura roztworu wzrosła o 19°C, co oznacza, że jest to reakcja egzotermiczna.



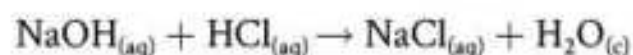
Przykłady reakcji egzotermicznych:

Spalanie węglowodorów

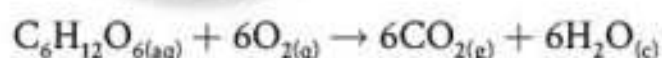


Wszystkie reakcje spalania są egzotermiczne i zmniejszają entalpię układu. Część z nich ze względu na wysoką energię aktywacji zachodzi po zainicjowaniu. Wówczas wydzielające się ciepło pozwala na swobodne przekraczanie tej bariery energetycznej i dalej reakcja sama się napędza.

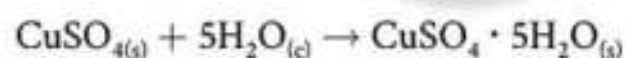
Zobojętnianie



Oddychanie komórkowe



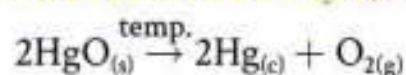
Hydratacja bezwodnych soli



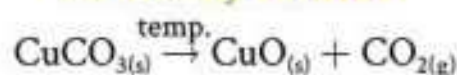
Przykłady reakcji endotermicznych:

Reakcje endotermiczne konsumują ciepło, dlatego wymagają ciągłego dostarczania energii z zewnątrz, aby bariera energii aktywacji mogła być efektywnie pokonywana.

Rozkład tlenku rtęci(II)



Termiczny rozkład



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wskaż, który z poniższych elementów jest stały w układzie zamkniętym.
 - masa
 - energia
 - temperatura
 - objętość
- Zidentyfikuj każdy z następujących układów jako: otwarty, zamknięty lub izolowany.
 - stały CO_2 w termosie
 - paląca się świeca
 - kompot w słoiku z zakręcanym wieczkiem
 - jajo
 - ciało ludzkie
- Czym różni się reakcja egzoenergetyczna od endoenergetycznej?

4. Uzupełnij zdania, wybierając właściwe określenia. Poprawny tekst zapisz w zeszycie.
 W reakcji egzotermicznej energia układu (zwiększa się/zmniejsza) się, a ΔH ma znak (dodatni/ujemny).
 W reakcji endotermicznej energia układu (zwiększa się/zmniejsza) się, a ΔH ma znak (dodatni/ujemny).
5. Dane jest równanie reakcji:
- $$2C_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{2(g)} \quad \Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$$
- a) Wyjaśnij, co oznacza symbol ΔH .
 b) Określ, czy jest to proces endotermiczny, czy egzotermiczny.
 c) Ustal, czy temperatura mieszaniny reakcyjnej wzrośnie, czy spadnie podczas przebiegu tej reakcji chemicznej.
6. Narysuj w zeszycie wykres zmian entalpii substratów i produktów dla podanych reakcji.
- a) $N_2O_4 \rightarrow 2NO_2 \quad \Delta H = +58 \text{ kJ/mol}$
 b) $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3 \quad \Delta H = -92 \text{ kJ/mol}$

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 172 ♦ • Proces egzoenergetyczny (np. reakcja chemiczna) to proces, podczas którego energia jest przekazywana z układu do otoczenia.
- s. 172 ♦ • Proces endoenergetyczny (np. reakcja chemiczna) to proces, podczas którego energia jest przekazywana z otoczenia do układu.
- s. 172 ♦ • Zmiana entalpii ΔH jest funkcją stanu równą energii wymienionej sposobem cieplnym między układem i otoczeniem w warunkach stałego ciśnienia.
- s. 172 ♦ • Proces egzotermiczny (np. reakcja chemiczna) to proces, podczas którego energia na sposób ciepła jest przekazywana z układu do otoczenia.
- $\Delta H < 0$ oznacza proces egzotermiczny
- s. 173 ♦ • Proces endotermiczny (np. reakcja chemiczna) to proces, w którym energia na sposób ciepła jest przekazywana z otoczenia do układu.
- $\Delta H > 0$ oznacza proces endotermiczny
- s. 173 ♦ • Reakcje przebiegające w jednym kierunku jako egzotermiczne są reakcjami endotermicznymi, gdy przebiegają w kierunku przeciwnym.

2. Prawo Hessa

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz pojęcie *standardowa entalpia reakcji chemicznej*;
- wyjaśnisz, o czym mówi prawo Hessa i do czego się je stosuje;
- dowiesz się, jak definiuje się standardową entalpię tworzenia, a jak standardową entalpię spalania;
- nauczysz się obliczać efekt energetyczny wskazanej reakcji.

Zmiany entalpii reakcji chemicznych nie zawsze można wyznaczyć laboratoryjnie. Wówczas możemy je obliczyć metodą pośrednią, wykorzystując znane entalpie innych reakcji chemicznych, które figurują w tablicach. Umożliwia to prawo Hessa sformułowane w XIX w. przez rosyjskiego chemika Germana Hessa. W tym rozdziale poznasz to prawo oraz związek między nim a entalpią jako funkcją stanu.

2.1. Standardowa zmiana entalpii

Wartość zmiany entalpii ΔH zależy od warunków, w jakich przemiana (np. reakcja chemiczna) zachodzi. Aby zestawiać wartości ΔH w tablicach, podaje się je w takich samych, uzgodnionych warunkach. Zwykle stosuje się warunki standardowe.

Warunki standardowe obejmują:

- ciśnienie 1000 hPa (w przybliżeniu normalne ciśnienie atmosferyczne);
- dowolną, lecz określoną temperaturę, zaznaczoną liczbą kelwinów w prawym dolnym indeksie np. ΔH°_{327} , pominięcie indeksu oznacza zwyczajowo temperaturę 298 K (25°C).

warunki standardowe

Wszystkie substancje biorące udział w przemianie znajdują się w ich stanach podstawowych, w najtrwalszej postaci (czyli fizycznych stanach substancji w 298 K i 1000 hPa, np. tlen jako O_2 , a nie O, woda jako ciecz $H_2O_{(l)}$, sól jako ciało stałe $Na_{(s)}$, węgiel jako grafit).

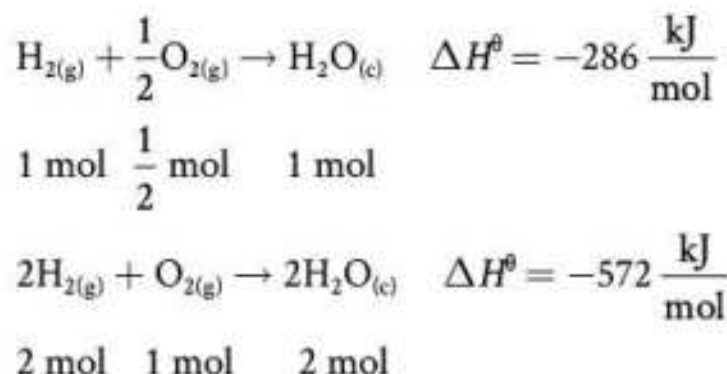
Zapis ΔH° odnosi się do zmiany (Δ) entalpii (H) w warunkach standardowych ($^\circ$).

Standardowa zmiana entalpii reakcji chemicznej ΔH° jest zmianą entalpii reakcji zachodzącej w warunkach standardowych dla molowych ilości reagentów określonych współczynnikami stechiometrycznymi równania reakcji. Wyraża się ją w kilodżulach na mol $\left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right)$.

standardowa zmiana entalpii reakcji chemicznej

Standardowa zmiana entalpii reakcji chemicznej ΔH° zależy od liczby moli substancji w równaniu chemicznym. Dlatego wartość ΔH° powinna być zawsze po-

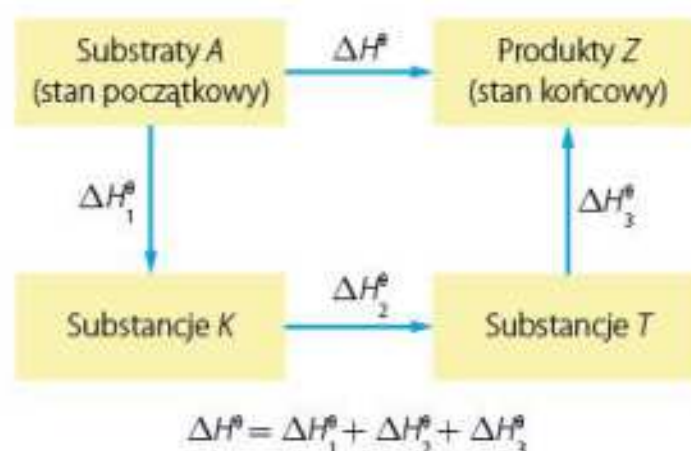
dawana z równaniem chemicznym. Jeżeli współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznej są pomnożone przez jakąś liczbę, to należy pomnożyć entalpię reakcji przez ten sam czynnik, np.:



prawo Hessa ▶ **Prawo Hessa** opiera się na tym, że entalpia jest funkcją stanu. Jej wartość nie zależy od drogi, którą przebył układ, aby ze stanu początkowego osiągnąć stan końcowy. Stanem początkowym reakcji chemicznej są substraty, a końcowym – produkty. Można zatem sumaryczną reakcję chemiczną podzielić na szereg etapów. Entalpia sumarycznej reakcji chemicznej jest sumą entalpii etapów, na które reakcja została podzielona. Reakcje chemiczne poszczególnych etapów nie muszą być reakcjami, które realnie mogą przebiegać. Jeśli tylko suma ich równań stanowi sumaryczne równanie interesującej nas reakcji, można je wykorzystać do obliczeń zmiany entalpii tej reakcji chemicznej.

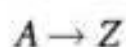
Prawo Hessa – standardowa zmiana entalpii procesu nie zależy od jego drogi, a jedynie od stanu początkowego i końcowego układu.

cykl termochemiczny ▶ Prawo Hessa często przedstawia się graficznie jako **cykl termochemiczny** (rys. 2.1.). Strzałki na poniższym schemacie reprezentują różne drogi danej reakcji chemicznej:



Rys. 2.1. Schemat cyklu termochemicznego.

Można przyjąć, że reakcja chemiczna zachodzi bezpośrednio – substraty A reagują i tworzą produkty Z:



lub pośrednio poprzez powstawanie substancji K i T:



Ten wieloetapowy proces jest przykładem **sekwencji reakcji** chemicznych (szeregu reakcji), w którym produkty jednej reakcji uczestniczą jako substraty w reakcji następnej. Równanie reakcji sumarycznej stanowiącej wynik sekwencji reakcji jest sumą równań poszczególnych etapów reakcji chemicznej. Prawo Hessa mówi, że:

$$\Delta H^\theta = \Delta H^\theta_1 + \Delta H^\theta_2 + \Delta H^\theta_3,$$

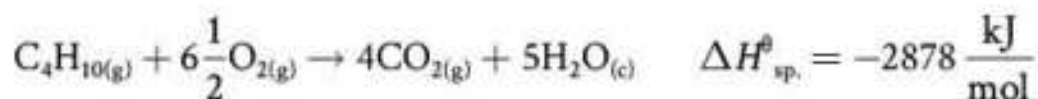
zatem jeżeli trzy z podanych zmian entalpii są znane, to czwarta może być zawsze obliczona.

2.2. Wykorzystanie prawa Hessa do obliczeń

Standardową zmianę entalpii reakcji chemicznej można wyznaczyć na podstawie standardowych entalpii spalania lub standardowych entalpii tworzenia.

Standardowa entalpia spalania $\Delta H^\theta_{sp.}$ jest zmianą entalpii reakcji chemicznej, w której 1 mol substancji zostaje całkowicie spalony w tlenie w warunkach standardowych, np.:

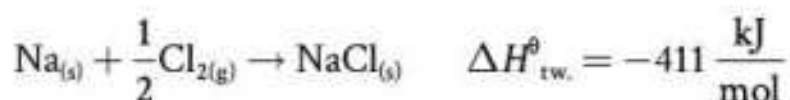
standardowa entalpia spalania



Ponieważ definicja odnosi się do spalania **1 mola** substancji, to pozostałe współczynniki stechiometryczne równania czasami muszą być ułamekami.

Standardowa entalpia tworzenia $\Delta H^\theta_{tw.}$ jest zmianą entalpii reakcji chemicznej, w której 1 mol danej substancji tworzy się z pierwiastków chemicznych w warunkach standardowych, np.:

standardowa entalpia tworzenia



Równanie reakcji chemicznej zawsze zapisuje się tak, aby powstał **1 mol** substancji, co może powodować, że współczynniki stechiometryczne przy substratach będą w postaci ułamków. Lewa strona równania zawiera tylko pierwiastki chemiczne. Jedynym związkiem chemicznym w równaniu jest ten, który się tworzy.

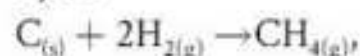
Standardowa entalpia tworzenia pierwiastka chemicznego w jego najtrwalszej postaci jest równa **zero**. Natomiast standardowe entalpie tworzenia większości (prostych) związków chemicznych są zebrane w tabelach.

2.3. Wykorzystanie wartości standardowych entalpii spalania $\Delta H_{\text{sp}}^\circ$ do obliczenia standardowej zmiany entalpii reakcji chemicznej

Zastosowanie prawa Hessa prześledźmy na przykładzie.

Przykład 1.

Oblicz standardową zmianę entalpii reakcji opisaną równaniem chemicznym:



wykorzystując podane wartości standardowych entalpii spalania.

$$\Delta H_{\text{sp}}^\circ (\text{C}_{(\text{s})}) = -394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

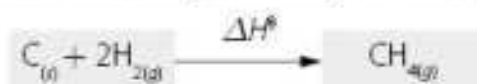
$$\Delta H_{\text{sp}}^\circ (\text{H}_{2(\text{g})}) = -286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{sp}}^\circ (\text{CH}_{4(\text{g})}) = -890 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Rozwiązanie:

Krok 1.

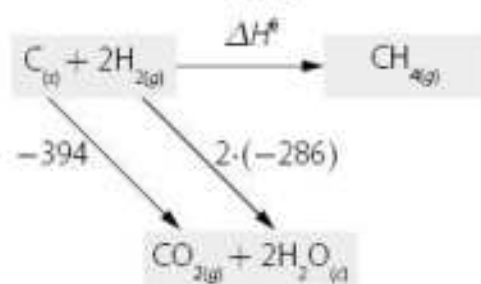
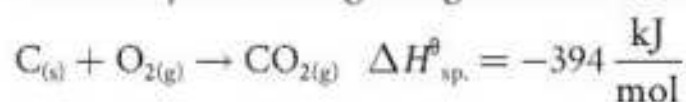
Wykorzystujemy podane w zadaniu informacje do skonstruowania schematu cyklu termochemicznego. Zapisujemy równanie rozważanej reakcji chemicznej, nad strzałką umieszczamy szukaną wielkość ΔH° .



Krok 2.

Zmiana entalpii spalania dotyczy całkowitego spalania 1 mola substancji w tlenie. Co oznacza, że każdą substancję występującą w rozważanej reakcji chemicznej musimy przekształcić w inną. W związku z tym strzałki na schemacie wyprowadzamy od węgla, wodoru i metanu oraz kierujemy do produktów ich spalania. Przy strzałkach zapisujemy wartości $\Delta H_{\text{sp}}^\circ$, odpowiednio dla $\text{C}_{(\text{s})}$, $\text{H}_{2(\text{g})}$ i $\text{CH}_{4(\text{g})}$.

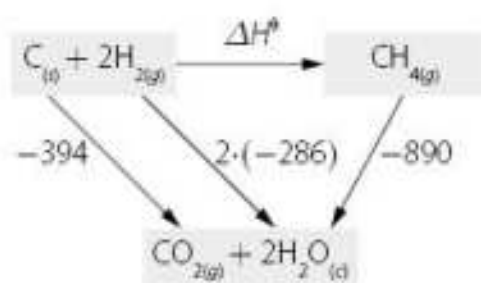
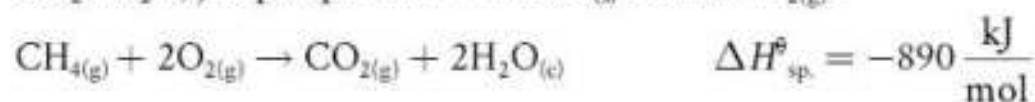
Układamy dla każdego reagenta termochemiczne równanie reakcji spalania.



Ponieważ spalane są 2 mole wodoru, to wszystkie elementy równania reakcji spalania należy pomnożyć przez 2, również wartość $\Delta H_{\text{sp}}^\circ (\text{H}_{2(\text{g})})$.



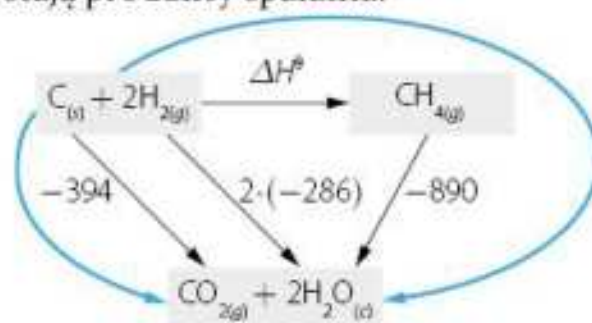
Jeżeli spalamy 1 mol metanu w tlenie, to otrzymujemy takie same liczby moli CO_2 i H_2O , jak po spaleniu 1 mola $\text{C}_{(s)}$ i 2 moli $\text{H}_{2(g)}$.



Krok 3.

Na schemacie zaznaczamy dwie drogi reakcji chemicznej:

- z substratów powstają produkty, a następnie produkty spalania,
- z substratów powstają produkty spalania.



Krok 4.

Zgodnie z prawem Hessa całkowita zmiana entalpii rozważanej reakcji chemicznej przebiegającej na dwóch różnych drogach jest w każdym przypadku jednakowa.

$$\Delta H^\circ + (-890) = (-394) + 2 \cdot (-286)$$

$$\Delta H^\circ = -76 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Odpowiedź: Poszukiwana standardowa zmiana entalpii wynosi $-76 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Aby obliczyć zmianę entalpii reakcji tylko na podstawie entalpii spalania, należy od sumy entalpii substratów odjąć sumę entalpii produktów:

$$\Delta H^\circ = \sum n \Delta H^\circ_{\text{sp.}}(\text{substraty}) - \sum n \Delta H^\circ_{\text{sp.}}(\text{produkty})$$

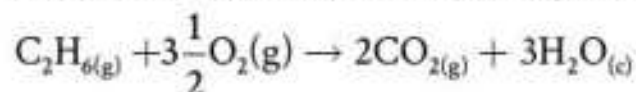
Σ oznacza sumę, a n to współczynnik stechiometryczny występujący przy danym re-agencie.

2.4. Wykorzystanie wartości standardowych entalpii tworzenia $\Delta H^\circ_{\text{tw}}$ do obliczenia standardowej zmiany entalpii reakcji

Sprawdźmy, jak jeszcze można wykorzystać prawo Hessa.

Przykład 2.

Oblicz standardową zmianę entalpii reakcji:



na podstawie standardowych entalpii tworzenia reagentów:

$$\Delta H^\circ_{\text{tw}}(\text{C}_2\text{H}_{6(g)}) = -85 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

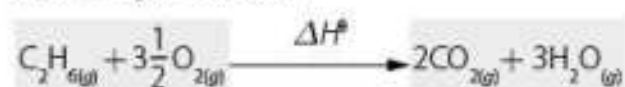
$$\Delta H^\circ_{\text{tw}}(\text{CO}_{2(g)}) = -394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{tw}}(\text{H}_2\text{O}_{(c)}) = -286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Rozwiązanie:

Krok 1.

Zapisujemy równanie rozważanej reakcji chemicznej, a nad strzałką ΔH° – szukaną wielkość.



Krok 2.

Dokonujemy rozkładu wszystkich substratów i produktów na tworzące je pierwiastki chemiczne, a następnie syntezę z tych pierwiastków substratów i produktów reakcji chemicznej. Układamy dla każdego reagenta termochemiczne równanie reakcji tworzenia.



Ponieważ rozważane równanie chemiczne dotyczy utworzenia 2 moli CO_2 , to wszystkie elementy termochemicznego równania reakcji tworzenia CO_2 należy pomnożyć przez 2.



Termochemiczne równanie reakcji tworzenia H_2O należy pomnożyć przez 3.



Standardowa entalpia tworzenia $\text{O}_{2(g)}$ jest równa 0.

Umieszczamy na schemacie odpowiednie pierwiastki chemiczne i strzałki skierowane od pierwiastków do produktów rozważanej reakcji chemicznej. Przy strzałkach zapisujemy wartości $\Delta H^\circ_{\text{tw}}$ odpowiednio dla $\text{C}_2\text{H}_{6(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$, $\text{CO}_{2(g)}$ i $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$.

Krok 3.

Na schemacie zaznaczamy dwie drogi reakcji chemicznej:

- z pierwiastków chemicznych powstają substraty,
- z pierwiastków chemicznych powstają produkty.

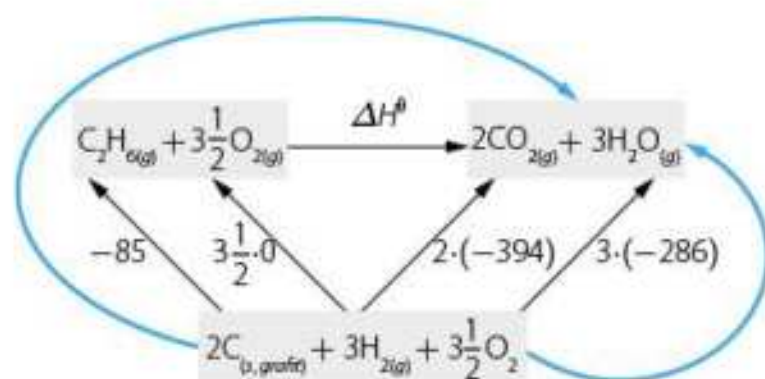
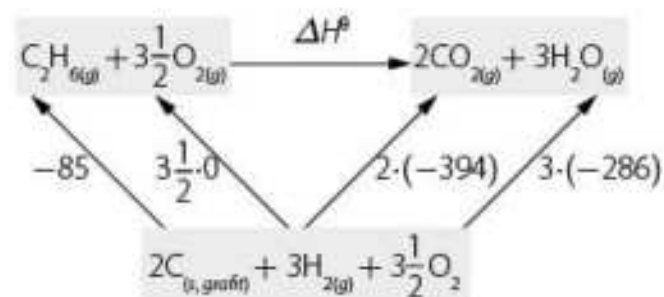
Krok 4.

Obliczamy nieznaną zmianę entalpii na podstawie znanych zmian entalpii reakcji tworzenia, stosując prawo Hessa.

$$(-85) + 0 + \Delta H^\circ = 2 \cdot (-394) + 3 \cdot (-286)$$

$$\Delta H^\circ = -1561 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Odpowiedź: Poszukiwana standardowa zmiana entalpii wynosi $-1561 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.



Aby obliczyć zmianę entalpii reakcji chemicznej tylko na podstawie entalpii tworzenia, należy od sumy entalpii produktów odjąć sumę entalpii substratów:

$$\Delta H^\circ = \sum n \Delta H^\circ_{\text{tw}}(\text{produkty}) - \sum n \Delta H^\circ_{\text{tw}}(\text{substraty})$$

Σ oznacza sumę, a n to współczynnik stechiometryczny występujący przy danym re-agencie.

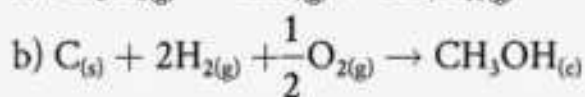
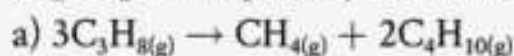
ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij, co to jest stan standardowy substancji.
- Podaj, jaki związek zachodzi między prawem Hessa a entalpią jako funkcją stanu.
- Napisz w zeszycie równanie reakcji chemicznej przedstawiające zmianę standardowej entalpii dla:

a) $\Delta H^\circ_{\text{sp}}(\text{CH}_{4(g)})$

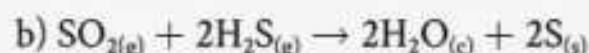
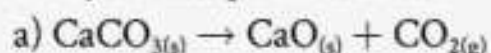
b) $\Delta H^\circ_{\text{tw}}(\text{NO}_{2(g)})$

- Oblicz standardową entalpię reakcji chemicznej, korzystając ze standardowych entalpii spalania podanych w tabeli.



Substancja	$\Delta H^\circ_{\text{sp}} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
$\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$	-2220
$\text{CH}_{4(g)}$	-890
$\text{C}_4\text{H}_{10(g)}$	-2878
$\text{C}_{(\text{grafit})}$	-394
$\text{H}_{2(g)}$	-286
CH_3OH	-726

5. Oblicz standardową zmianę entalpii reakcji chemicznych na podstawie podanych standardowych entalpii tworzenia.



Substancja	$\Delta H^\circ_{\text{tw}} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
$\text{CaCO}_{3(s)}$	-1207
$\text{CaO}_{(s)}$	-635
$\text{CO}_{2(g)}$	-394
$\text{SO}_{2(g)}$	-297
$\text{H}_2\text{S}_{(g)}$	-21
$\text{H}_2\text{O}_{(c)}$	-286

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 177 • **Standardowa entalpia reakcji** ΔH° jest zmianą entalpii reakcji chemicznej zachodzącej w warunkach standardowych dla molowych ilości reagentów określonych współczynnikami stechiometrycznymi równania.

s. 178 • **Prawo Hessa** mówi, że zmiana entalpii procesu nie zależy od jego drogi, a jedynie od stanu początkowego i końcowego układu.

Równania termochemiczne poszczególnych etapów reakcji można dodawać w celu otrzymania termochemicznego równania sumarycznej reakcji chemicznej.

Entalpia sumarycznej reakcji jest sumą entalpii etapów, na które reakcja chemiczna została podzielona:

$$\Delta H^\circ = \sum (\Delta H^\circ)_{\text{etapu}}$$

Obliczanie standardowej entalpii reakcji chemicznej:

– na podstawie standardowej entalpii spalania:

$$\Delta H^\circ = \sum n \Delta H^\circ_{\text{sp.}}(\text{substraty}) - \sum n \Delta H^\circ_{\text{sp.}}(\text{produkty}),$$

– na podstawie standardowej entalpii tworzenia:

$$\Delta H^\circ = \sum n \Delta H^\circ_{\text{tw.}}(\text{produkty}) - \sum n \Delta H^\circ_{\text{tw.}}(\text{substraty}).$$

Σ oznacza sumę, a n to współczynnik stechiometryczny występujący przy danym reagencie.

s. 179 • **Standardowa entalpia tworzenia** $\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$ jest entalpią reakcji chemicznej powstawania 1 mola związku chemicznego z tworzących go pierwiastków chemicznych w warunkach standardowych. Standardowa entalpia tworzenia każdego pierwiastka chemicznego w stanie podstawowym jest równa zero.

s. 179 • **Standardowa entalpia spalania** $\Delta H^\circ_{\text{sp.}}$ jest entalpią reakcji chemicznej całkowitego spalania w tlenie 1 mola substancji w warunkach standardowych.

3. Warunek zachodzenia reakcji chemicznych

NA TEJ LEKCJI:

- wymienisz warunki, które muszą być spełnione, aby zaszła reakcja chemiczna;
- poznasz pojęcie *energia aktywacji*;
- scharakteryzujesz rozkład energii cząsteczek gazu;
- wyjaśnisz, jak wygląda rozkład energii cząsteczek dla różnych temperatur;
- odkryjesz, co przedstawia wykres energetyczny reakcji chemicznej.

Reakcja chemiczna zachodzi wtedy, gdy cząsteczki substancji reagujących wchodzi ze sobą w kontakt, w wyniku czego ulegają przemianom. Jak to się dzieje, że przykładowo metan może być przechowywany przez lata w niezmienionym składzie, a wystarczy iskra, aby momentalnie zaczął reagować z tlenem z powietrza? Podobnie zachowują się także inne materiały.

3.1. Zderzenia między cząsteczkami

Aby zaszła reakcja chemiczna, cząsteczki substancji reagujących muszą się zderzyć. W gazach i cieczach cząsteczki są w ciągłym ruchu, nieustannie zderzają się ze sobą i ze ściankami naczynia. Na przykład w 1 cm^3 gazu w pokojowej temperaturze i pod ciśnieniem atmosferycznym dochodzi do około 10^{10} zderzeń na sekundę. Jeżeli wszystkie zderzenia w gazie spowodują reakcję, to może ona trwać zaledwie kilka mikrosekund. Jednak nie wszystkie zderzenia reagujących cząsteczek prowadzą do przemiany. Cząsteczki atmosferycznego tlenu i azotu nieustannie zderzają się w powietrzu, a mimo to reakcja chemiczna nie zachodzi. Aby zderzenie doprowadziło do powstania produktu, reagujące cząsteczki muszą mieć wystarczającą energię nazywaną **energią aktywacji**. Ta energia jest niezbędna do rozluźnienia wiązań w reagujących substratach i odpowiedniego przegrupowania atomów i elektronów w powstających cząsteczkach. **Energia aktywacji jest oznaczana symbolem E_a** . Jest ona mierzona w kilodżulach na mol, kJ/mol. Każda reakcja chemiczna ma własną charakterystyczną wartość energii aktywacji. Jest ona różna dla różnych reakcji chemicznych i nie zależy od temperatury.

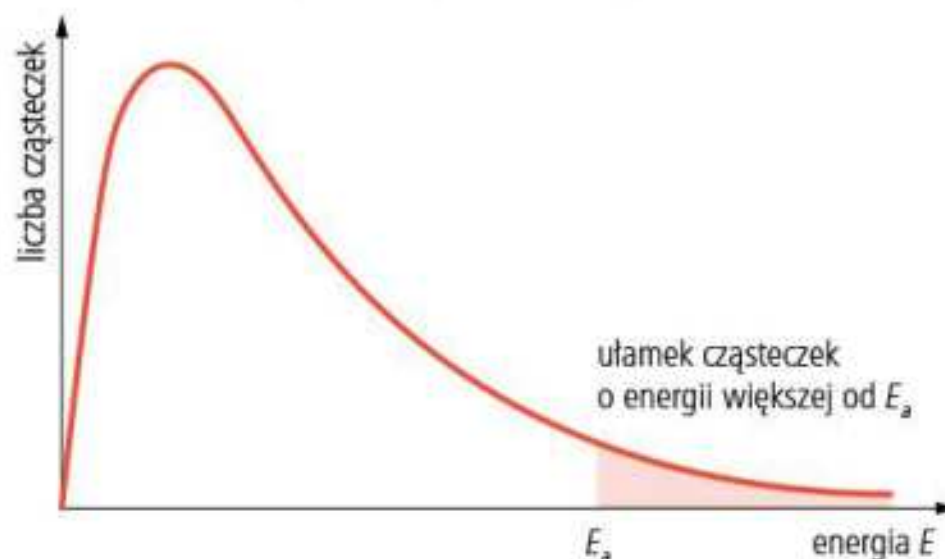
♦ energia aktywacji

Energia aktywacji – minimalna wartość energii zderzających się cząsteczek substratów, dla której nastąpi reakcja chemiczna.

3.2. Temperatura i energia

maxwellowski
rozkład energii

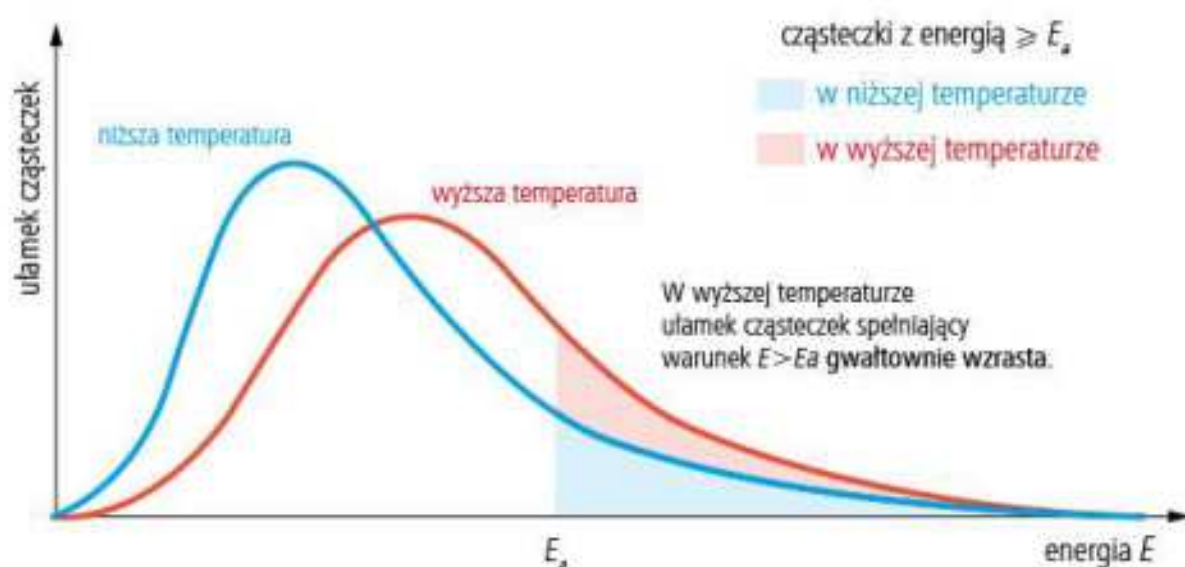
- W określonej temperaturze nie wszystkie cząsteczki mają taką samą energię. Oznacza to, że poruszają się z różną szybkością. W danym momencie tylko niewielka liczba cząsteczek ma bardzo dużą energię i porusza się szybko. Mało jest również cząsteczek powolnych o bardzo małej energii. Większość cząsteczek ma energię pośrednią pomiędzy tymi dwoma ekstremami. To, jaki ułamek cząsteczek ma określoną energię, pokazuje rozkład energii cząsteczek (rys. 3.1.). Matematyczną postać funkcji rozkładu podał w 1859 r. szkocki fizyk James Clerk Maxwell (czytaj: dżejms klark maksłel), dlatego nazywamy ją maxwellowskim rozkładem energii. Zwróć uwagę, że na tym wykresie nie ma cząsteczek o zerowej energii oraz brak jest wartości maksymalnej energii. Podczas zderzenia reaguje tylko ta część cząsteczek, której energia jest co najmniej równa wartości energii aktywacji (na wykresie powierzchnia zacieniowana). Cząsteczki o energii mniejszej – na wykresie obszar niezacieniowany – nie mają wymaganej energii. W rezultacie nie uczestniczą w reakcji chemicznej.



Rys. 3.1. Maxwellowski rozkład energii cząsteczek gazu.

energia cząsteczek
a temperatura

- W tej samej temperaturze reakcje chemiczne o małej wartości energii aktywacji zachodzą szybciej niż te z wysoką energią aktywacji. Przebieg reakcji chemicznej o dużej energii aktywacji będzie wyjątkowo wolny w temperaturze pokojowej, ponieważ niewiele cząsteczek substratów będzie miało energię wystarczającą, aby ich zderzenia mogły być chemicznie efektywne. Reakcja chemiczna o małej energii aktywacji przebiegnie szybko w temperaturze pokojowej, ponieważ dużo cząsteczek substratów będzie miało dość energii, aby w wyniku zderzeń powstały produkty.
- Zmiany temperatury powodują zmianę energii cząsteczek. Ze wzrostem temperatury szybko rośnie ich energia. Zwiększa się również liczebność cząsteczek o energii większej od energii aktywacji (rys. 3.2.).



Rys. 3.2. Rozkład energii cząsteczek dla różnych temperatur. Wzrost temperatury powoduje przesunięcie krzywej w prawą stronę. Pole powierzchni pod każdą krzywą jest takie samo, ponieważ mamy do czynienia z taką samą całkowitą liczbą cząsteczek.

3.3. Wykresy energetyczne reakcji chemicznej

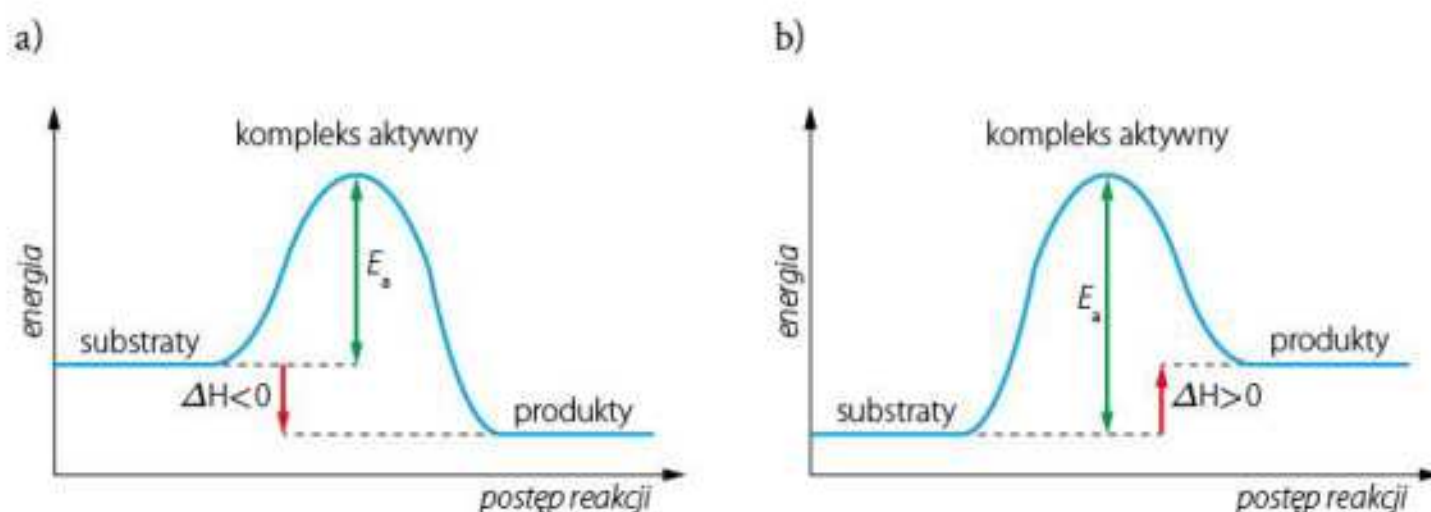
Wykres przedstawiony na rysunku 3.3. nazywamy **profilem energetycznym** lub **wykresem energetycznym reakcji chemicznej**. Pozwala on śledzić zmiany energii reagentów w miarę postępu reakcji (od jej rozpoczęcia do zakończenia).

profil energetyczny reakcji

Wykres (profil) energetyczny reakcji chemicznej – przedstawia energię cząsteczek, gdy zbliżają się do siebie, reagują i rozchodzą jako produkty.

Linia pozioma po lewej stronie wykresu (rys. 3.3.) przedstawia energię oddalonych od siebie cząsteczek substratów. Energia tego układu rośnie dopiero wówczas, gdy cząsteczki zbliżają się do siebie. Wiązania ulegają deformacji i zrywaniu. Najwyższa wartość energii na wykresie odpowiada ich największemu odkształceniu i utworzeniu niestabilnej struktury o wysokiej energii tzw. **kompleksu aktywnego**. To zespół atomów, z którego zarówno mogą utworzyć się produkty, jak i odtworzyć z powrotem substraty. W momencie gdy atomy tego zespołu przegrupowują się i tworzą nowe wiązania, energia gwałtownie maleje i osiąga wartość charakterystyczną dla utworzonych produktów. Wykres 3.3.a przedstawia profil energetyczny egzotermicznej reakcji. Energia substratów jest wyższa od energii produktów, a reakcji towarzyszy wydzielanie energii na sposób ciepła. Profil reakcji endotermicznej pokazano na wykresie 3.3.b. Energia substratów jest niższa od energii produktów, a przebieg reakcji wiąże się z pobieraniem energii na sposób ciepła. Energia aktywacji E_a jest wysokością bariery energetycznej mierzoną od poziomu energii substratów do wierzchołka profilu reakcji chemicznej (energii kompleksu aktywnego).

kompleks aktywny



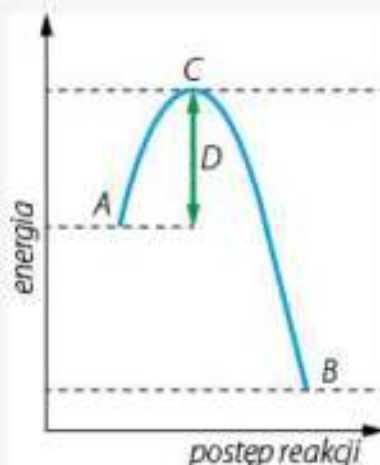
Rys. 3.3. Energetyczny profil: a) reakcji egzotermicznej, b) reakcji endotermicznej.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij, dlaczego zderzenia między cząsteczkami substratów gazowych nie zawsze prowadzą do reakcji chemicznej.
- Psucie się żywności może być spowodowane reakcją chemiczną między zawartymi w niej związkami chemicznymi i tlenem z powietrza. Stosując pojęcie energii aktywacji, wytłumacz, dlaczego w lodówce żywność psuje się wolniej.
- Ustal, co się dzieje z energią aktywacji, gdy temperatura w układzie reakcyjnym spada? Odpowiedź wybierz spośród podanych.
 - energia aktywacji wzrasta
 - energia aktywacji maleje
 - energia aktywacji pozostaje taka sama
- Podczas reakcji wodoru z chlorem i jodem energia aktywacji jest następująca:

$$\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HCl}_{(g)} \quad E_a = 25 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HI}_{(g)} \quad E_a = 157 \text{ kJ/mol}$$
 Ustal, która z reakcji chemicznych będzie zachodziła szybciej w tej samej temperaturze.
- Poniższy rysunek przedstawia profil energetyczny reakcji chemicznej.

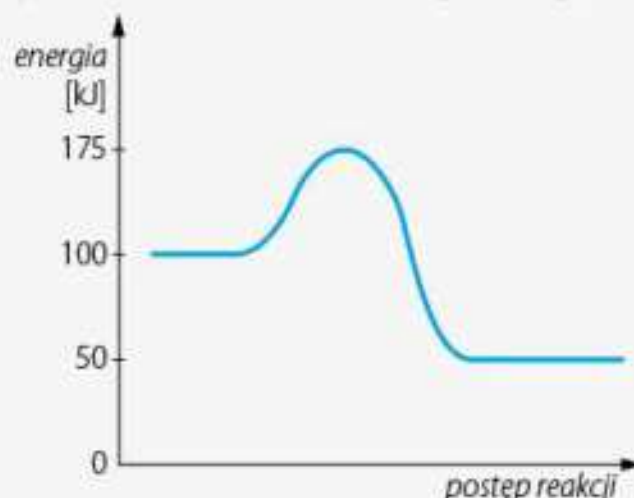


- Ustal, co na wykresie oznaczono literami A–D.
- Czy podany profil energetyczny przedstawia reakcję egzotermiczną, czy endotermiczną? Uzasadnij swoją odpowiedź.

6. Odczytaj z profilu energetycznego reakcji chemicznej:

a) wartość energii aktywacji,

b) wartość energii kompleksu aktywnego.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- Warunkiem zajścia reakcji chemicznej są zderzenia cząsteczek substratów. ♦ s. 185
- Większość zderzeń między substratami nie prowadzi do reakcji chemicznej. ♦ s. 185
- Energia aktywacji jest minimalną energią, z jaką cząsteczki muszą się zderzyć, aby zaszła reakcja chemiczna. Jest ona mierzona w kJ/mol. ♦ s. 185

4. Szybkość reakcji chemicznych

NA TEJ LEKCJI:

- nauczysz się określać szybkość reakcji chemicznych;
- dowiesz się, dlaczego reakcje chemiczne różnią się szybkością;
- wymienisz czynniki wpływające na szybkość reakcji;
- nauczysz się mikroskopowo wyjaśnić wpływ różnych czynników na szybkość reakcji.

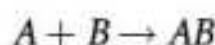
Szybkość reakcji chemicznych ma ważny wymiar ekonomiczny. Producenci masła chcieliby spowolnić zachodzące w nim reakcje powodujące jęłczenie. Zwiększenia szybkości reakcji chcieliby producenci serów. Większa liczba ton wytworzonego sera w miesiącu oznacza większe zyski i poprawia produktywność. W jaki sposób można kontrolować szybkość reakcji chemicznych?

4.1. Czym jest szybkość reakcji chemicznej?

Przedział czasu, w którym przebiegają reakcje chemiczne, może zmieniać się w szerokim zakresie. Jedne trwają ułamki sekund, a inne potrzebują nawet milionów lat. **Szybkość reakcji** chemicznej określa się w różny sposób. Na przykład liczbą moli wybranego substratu, która przereagowała w jednostce czasu w naczyniu reakcyjnym, albo liczbą moli wybranego produktu, jaka wytworzyła się w jednostce czasu w określonej przestrzeni reakcyjnej. Liczbę moli reagenta można zastąpić jego masą, stężeniem lub objętością.

Szybkość reakcji chemicznej – zmiana stężenia molowego reagenta (substratu lub produktu) w czasie, w którym ta zmiana nastąpiła.

Dla reakcji:



szybkość reakcji obliczamy jako:

$$V = -\frac{\Delta C_A}{\Delta t} = -\frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{\Delta C_{AB}}{\Delta t}$$

Stężenie substratu maleje podczas reakcji, więc dodajemy znak minus w wyrażeniu na szybkość reakcji, aby zapewnić jej dodatnią wartość. Dzieląc całą ilość wybranego reagenta przez cały czas przebiegu reakcji, oblicza się średnią szybkość reakcji. Jednostkami szybkości reakcji są:

$$\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}, \quad \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{min}}, \quad \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{h}}$$

4.2. Czynniki wpływające na szybkość reakcji

W reakcji chemicznej cząsteczki substratów mogą reagować ze sobą tylko wtedy, gdy się zderzą ze sobą z odpowiednią wartością energii. Każda zmiana, która zwiększa liczbę zderzeń na sekundę lub zwiększa energię zderzających się cząsteczek, zwiększy szybkość reakcji. Na szybkość reakcji mają zatem wpływ:

- temperatura reagującego układu,
- stężenia substratów,
- ciśnienie (dla substratów gazowych),
- stopień rozdrobnienia substratów (dla substancji stałych),
- obecność katalizatora.

Najlepszą drogą do zbadania wpływu różnych czynników na szybkość reakcji jest przeprowadzenie eksperymentów.

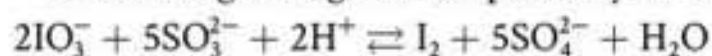
Doświadczenie 1.

Badanie wpływu stężenia i temperatury na szybkość reakcji chemicznej

Opis: Przygotuj roztwór A: rozpuść 4,3 g jodanu(V) potasu KIO_3 w 1 dm³ wody. Przygotuj roztwór B: do 4 g skrobi dodaj niewielką ilość ciepłej wody, a następnie powoli dodaj 800 cm³ wrzącej wody. Całość gotuj kilka minut, potem roztwór ochłódź. Następnie dodaj 0,2 g siarczanu(IV) sodu Na_2SO_3 i 5 cm³ 1-molowego roztworu kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 . Całość rozcieńcz wodą do 1 dm³.

a) Do pierwszej zlewki o objętości 250 cm³ nalej 50 cm³ roztworu A, a do drugiej zlewki – taką samą objętość roztworu B. Zmieszaj roztwory A i B, przelewając roztwór z jednej zlewki do drugiej. Zmierz czas trwania reakcji (pojawienie się niebieskiego koloru). Powtórz doświadczenie, używając rozcieńczonego (1/2 stężenia) roztworu A.

b) Przeprowadź doświadczenie ponownie, używając roztworu A ogrzanego do temperatury 35°C.



Obserwacje:

a) Przy wyższym stężeniu jodanu potasu szybciej pojawił się niebieski kolor roztworu.

b) Reakcja przebiegała szybciej w wyższej temperaturze.

Wnioski:

a) Wzrost stężenia substratu zwiększa szybkość reakcji chemicznej.

b) Wzrost temperatury powoduje wzrost szybkości reakcji chemicznej.



Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznych

Wzrost temperatury reagujących substancji powoduje wzrost szybkości reakcji chemicznych. Ale o ile? Dla większości reakcji, jeżeli nie zmieniamy innych warunków, wzrost temperatury o 10°C powoduje zwykle dwukrotny wzrost szybkości reakcji chemicznej. W wyższej temperaturze zwiększa się liczebność cząsteczek o większej energii, zatem poruszających się szybciej. W efekcie następuje więcej zderzeń. Pamiętaj jednak, że tylko zderzenia cząsteczek o energii równej lub większej energii aktywacji prowadzą do reakcji chemicznej. Prawdopodobieństwo ich występowania rośnie ze wzrostem temperatury.

temperatura
a szybkość reakcji

Przykład 1.

Jak zmieni się szybkość reakcji chemicznej: a) po ogrzaniu o 40°C, b) po ochłodzeniu o 40°C?

Rozwiązanie:

Zmiana temperatury o 10°C zmienia szybkość reakcji chemicznej dwu-

krotnie. To czterokrotna zmiana temperatury o 10°C zmieni jej szybkość $2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 = 16$ razy.

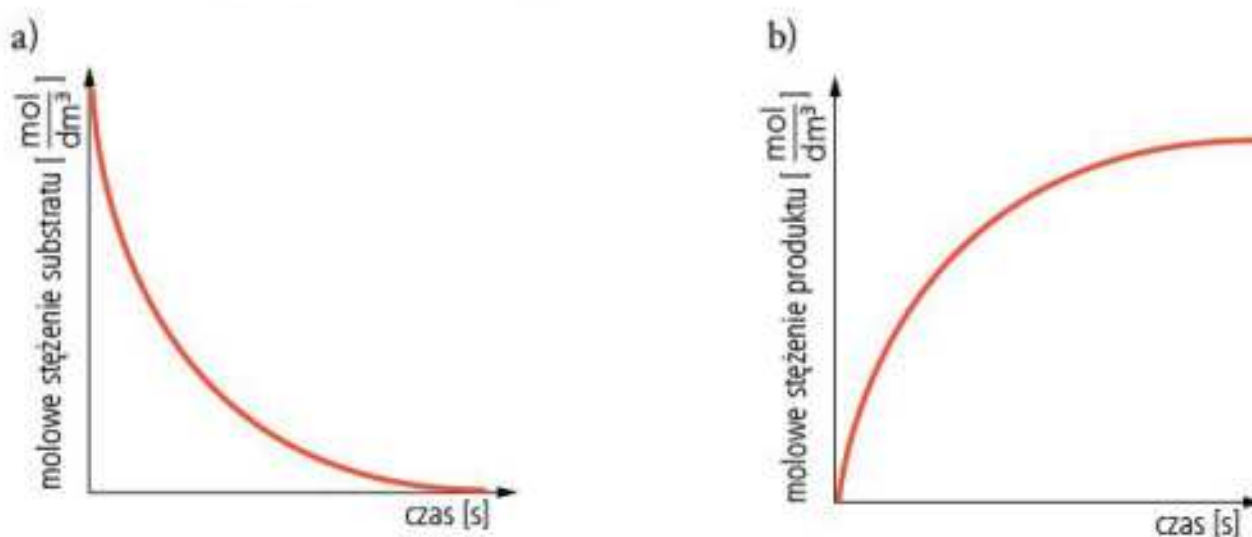
Odpowiedź: Po ogrzaniu o 40°C szybkość wzrasta 16 razy. Po ochłodzeniu o 40°C szybkość maleje 16 razy.

Wpływ stężenia na szybkość reakcji chemicznych

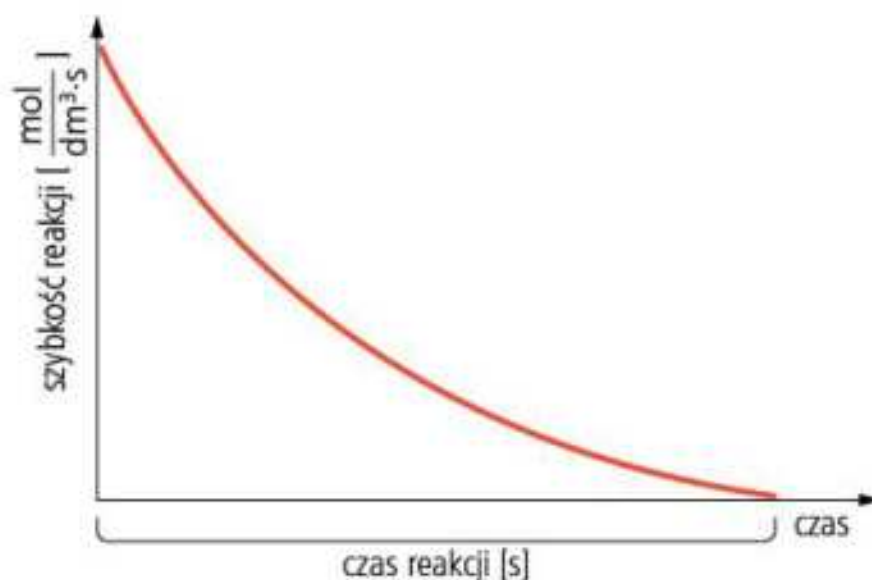
stężenie reagentów
a szybkość reakcji

► Szybkość reakcji chemicznej nie jest wielkością stałą, lecz maleje w miarę upływu czasu. W miarę zachodzenia reakcji chemicznej coraz więcej cząsteczek substratów przekształca się w produkty, a więc ich stężenia się zmieniają. Wykres 4.1.a przedstawia zmianę stężenia substratu w czasie dla typowej reakcji chemicznej. Na początku reakcji stężenie substratu jest największe, a później maleje. Natomiast stężenie produktu rośnie w czasie, co ilustruje wykres 4.1.b. Stężenie produktu na początku reakcji jest równe zero i rośnie aż do zakończenia reakcji chemicznej.

Na wykresie 4.2. przedstawiono zmianę szybkości reakcji chemicznej w funkcji czasu. Typowy kształt tej zależności jest linią krzywą. Z reguły początkowo reakcje przebiegają z większą szybkością, później ich szybkość spada, ponieważ zmniejsza się stężenie substratów. W przypadku gdy co najmniej jeden z substratów całkowicie przereaguje, to zderzenia między substratami prowadzące do reakcji ustaną i szybkość reakcji będzie równa zero.



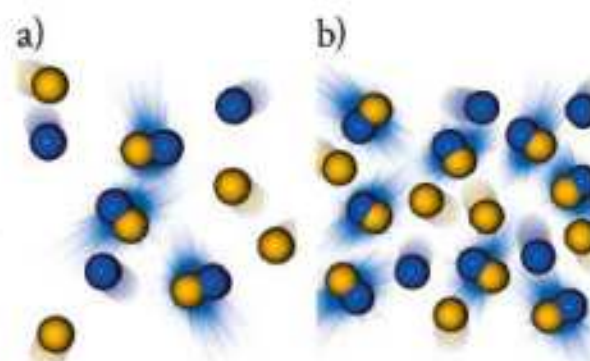
Rys. 4.1. Zmiana stężenia: a) substratu, b) produktu w funkcji czasu. Stężenie powstających produktów rośnie, podczas gdy stężenie reagujących substratów maleje.



Rys. 4.2. Typowy kształt zależności szybkości reakcji chemicznej w funkcji czasu.

Dlaczego wzrost stężenia powoduje wzrost szybkości reakcji chemicznych?

Podczas reakcji chemicznej cząsteczki mogą swobodnie poruszać się i zderzać. Wzrost stężenia oznacza więcej cząsteczek substratów w jednostce objętości (rys. 4.3.). Przy wyższym stężeniu zderzenia są częstsze. Rośnie również liczba zderzeń między cząsteczkami mającymi energię przekraczającą energię aktywacji. Dlatego rośnie szybkość reakcji.

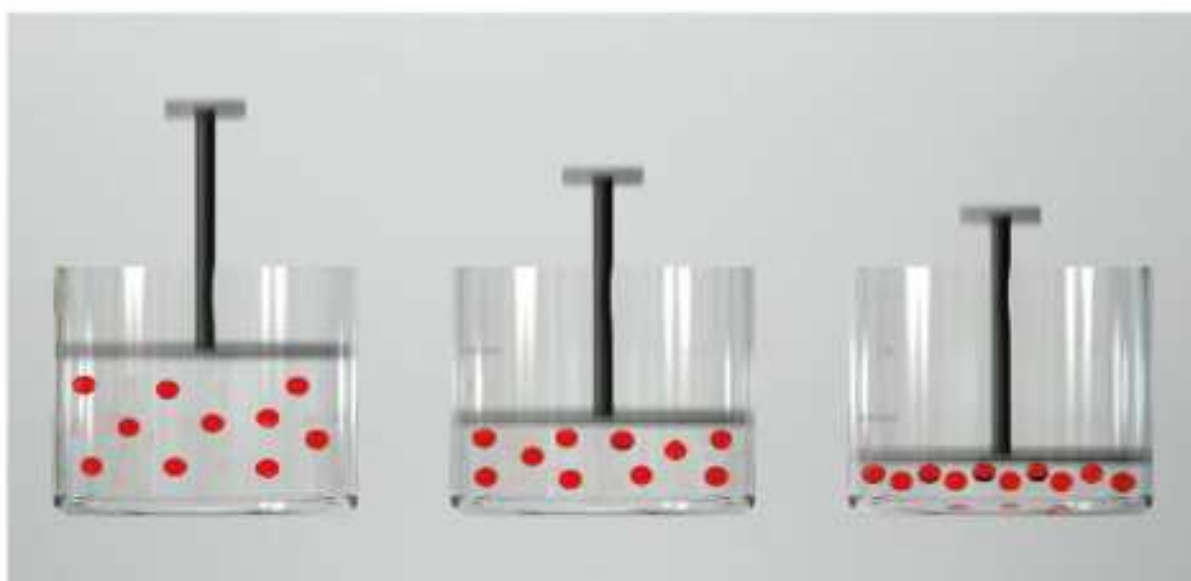


Rys. 4.3. a) Mniejsze stężenie to mniej zderzeń. b) Większe stężenie to więcej zderzeń.

Wpływ ciśnienia na szybkość reakcji chemicznych zachodzących w fazie gazowej

Wskutek ściśliwości gazów wzrost ciśnienia oznacza wzrost stężenia reagentów gazowych (rys. 4.4.). Prowadzi to do zwiększenia częstotliwości zderzeń i tym samym zwiększenia szybkości reakcji chemicznej.

ciśnienie
a szybkość reakcji



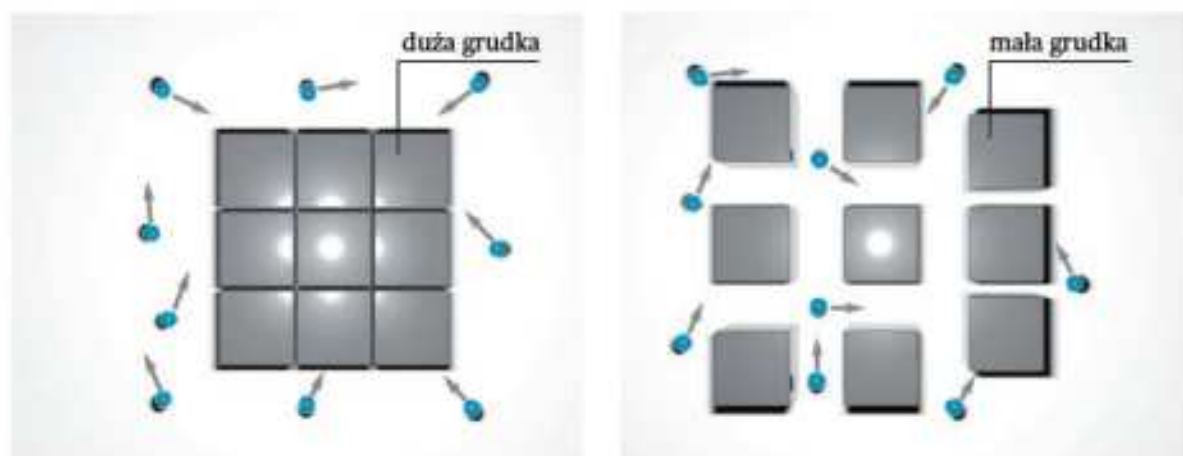
Rys. 4.4. Sekwencja rysunków ilustruje zwiększenie ciśnienia mieszaniny gazowej.

mniejsza objętość $\Rightarrow$ większe stężenie $\Rightarrow$ więcej zderzeń $\Rightarrow$ szybsza reakcja

Wpływ powierzchni na szybkość reakcji chemicznych

W przypadku reakcji z ciałem stałym reakcja przebiega z większą szybkością, gdy substancja stała jest w postaci sproszkowanej, a nie w postaci brył. Rozdrobnienie nie ma wpływu na energię cząsteczek. Zwiększa jednak powierzchnię kontaktu substratów. Jeżeli substancja stała jest w postaci brył, to duża bryła ma mniejszą powierzchnię w porównaniu z całkowitą powierzchnią wszystkich jej rozdrobnionych na proszek części (rys. 4.5.). Tylko cząsteczki na powierzchni mogą zderzać się z innymi cząsteczkami. Jeżeli sproszkujemy substrat to więcej cząsteczek z wystarczającą energią weźmie udział w zderzeniach. Zatem zwiększenie rozdrobnienia fazy stałej zwiększa szybkość reakcji (rys. 4.5.).

rozdrobnienie
substancji a szybkość
reakcji



Rys. 4.5. Schemat wpływu rozdrobnienia substratu na szybkość przebiegu reakcji. Ciała stałe o małych rozmiarach (np. proszek) reagują szybciej niż ciała stałe o dużych wielkościach (np. bryły).

Doświadczenie 2.

Wpływ wielkości powierzchni substancji reagujących na szybkość reakcji

Opis: Wprowadź kawałek folii aluminiowej ujęty szczypcami do płomienia palnika. Powtórz doświadczenie z drobno sproszkowanym glinem, sypiąc powoli niewielką ilość pyłu glinowego z łyżeczki na płomień palnika.

Obserwacje: Ogrzewany kawałek folii aluminiowej trudno się zapala. Sproszkowany glin bardzo gwałtownie pali się w powietrzu.

Wnioski: Proszek ma większą powierzchnię kontaktu substratów, co zwiększa szybkość reakcji chemicznej.



światło a szybkość
reakcji ▶

Światło i reakcje chemiczne

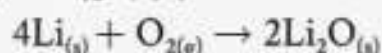
Niektóre reakcje chemiczne przebiegają szybciej, kiedy pochłaniają energię w postaci światła (promieniowania elektromagnetycznego). Takie reakcje nazywane fotochemicznymi mają kolosalne znaczenie w wielu procesach przemysłowych i urządzeniach. Fotografia i kserografia są oparte na procesach fotochemicznych. Szkło fotochromowe jest materiałem fotochemicznym, który pod działaniem światła ulega reakcjom chemicznym. W słońcu rośliny zielone prowadzą proces fotosyntezy.



Rys. 4.6. Okulary fotochromowe. Na działanie promieniowania ultrafioletowego była wystawiona tylko jedna soczewka.

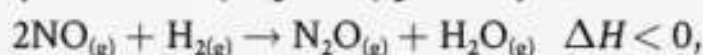
ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Przeprowadzono reakcję opisaną następującym równaniem:



W ciągu dwóch minut przereagowało 4 g litu. Oblicz średnią szybkość tej reakcji chemicznej w molach na sekundę.

2. Pewna substancja o stężeniu 5 mol/dm^3 przereagowała ze średnią szybkością $0,5 \text{ mol/s}$. Oblicz czas tej reakcji chemicznej.
3. Wyjaśnij, dlaczego kwas w żołądku może pomóc strawić jedzenie szybciej, jeśli dobrze żuje się jedzenie zanim je połkniemy.
4. Wytlumacz, dlaczego rezultatem podwyższenia temperatury jest szybsze zachodzenie reakcji chemicznej.
5. Do usuwania kamienia w czajniku (węglanu wapnia) są stosowane kwasowe środki czyszczące. Wyjaśnij, dlaczego rozcieńczone preparaty nie działają tak dobrze, jak te wysoko skoncentrowane.
6. Oblicz, jak zmieni się szybkość reakcji opisanej poniższym równaniem:



jeżeli nastąpi zmiana temperatury z 80°C do 20°C .

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Szybkość reakcji chemicznej to zmiana stężenia molowego reagenta (substratu lub produktu) podzielona przez czas, w którym ta zmiana zachodzi. Wartość szybkości reakcji chemicznej jest dodatnia. ◀ s. 190
- Wzrost temperatury przyspiesza reakcję chemiczną, ponieważ częściej dochodzi do zderzeń i więcej cząsteczek ma wystarczającą energię, by zaszła reakcja. ◀ s. 191
- Wzrost stężenia (dla gazów ciśnienia) zwiększa szybkość reakcji chemicznej. Więcej cząsteczek w danej objętości oznacza więcej zderzeń z energią równą lub przekraczającą energię aktywacji. ◀ s. 192
- Większe rozdrobnienie oznacza większą powierzchnię styku substratów i zwiększenie szybkości reakcji chemicznej. ◀ s. 193

5. Zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń reagujących substancji

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to są etapy reakcji i co to jest etap limitujący;
- poznasz pojęcia: *równanie kinetyczne* i *rzęd reakcji*;
- wyjaśnisz, na czym polegają reakcje zerowego rzędu, pierwszego rzędu i drugiego rzędu;
- nauczysz się określać rząd reakcji na podstawie wykresu;
- wyznaczysz okres półtrwania na podstawie wykresu.

Zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń reagentów jest matematycznym równaniem, które musi być określone eksperymentalnie. Jak napisać takie równanie?

5.1. Równanie kinetyczne

etap limitujący
reakcji

Równanie stechiometryczne w niewielu przypadkach pozwala wyciągnąć wniosek, w jakim stopniu szybkość badanej reakcji zależy od stężeń reagentów. Powodem jest to, że reakcje chemiczne zazwyczaj przebiegają w kilku etapach. Niektóre etapy są szybkie, a inne – powolne. O tym, jak szybko zachodzi reakcja chemiczna, decyduje jej najwolniejszy etap. Etap ten jest nazywany **etapem limitującym**. Podobnie jak prace drogowe hamują ruch na autostradzie, tak najwolniejszy etap reakcji wieloetapowej określa całkowitą jej szybkość.

Załóżmy, że zachodząca reakcja chemiczna opisana sumarycznym równaniem:



jest dwuetapowa:

etap 1. (wolny): $A \rightarrow \text{produkt pośredni} + C$

etap 2. (szybki): $\text{produkt pośredni} + B \rightarrow D$

Jeśli stężenie substratu A wzrośnie, to będzie więcej cząsteczek, które mogą rozpaść się w najwolniejszym etapie i w konsekwencji reakcja przyspieszy. Wzrost stężenia substratu B nie spowoduje jednak zauważalnej różnicy w szybkości reakcji, ponieważ drugi etap zachodzi błyskawicznie.

Zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń reagujących substancji jest indywidualną cechą danej reakcji i może być określona tylko doświadczalnie. Dane doświadczalne przedstawia się w postaci matematycznego równania nazywa-

nego **równaniem kinetycznym**. Równanie kinetyczne opisuje najwolniejszy etap reakcji chemicznej. Dla reakcji opisanej ogólnym schematem: równanie kinetyczne



gdzie: x, y, z – współczynniki stechiometryczne

równanie kinetyczne ma postać:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b \cdot [C]^c$$

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej

$[A], [B], [C]$ – stężenia molowe substratów A, B, C w danym momencie

k – **stała szybkości reakcji**. Jest ona wyznaczana doświadczalnie dla danej reakcji i zależy od temperatury. Stałej szybkości reakcji przypisuje się takie jednostki, aby po podstawieniu do równania szybkość reakcji była wyrażona jako zmiana stężenia w czasie $\left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}\right)$. stała szybkości reakcji

Wykładniki potęgowe przy stężeniach poszczególnych reagentów w równaniu kinetycznym ($a, b, c, \dots$) określają **rząd reakcji w odniesieniu do różnych reagentów**: rząd reakcji

a – rząd reakcji w stosunku do substratu A

b – rząd reakcji w stosunku do substratu B

c – rząd reakcji w stosunku do substratu C

itd.

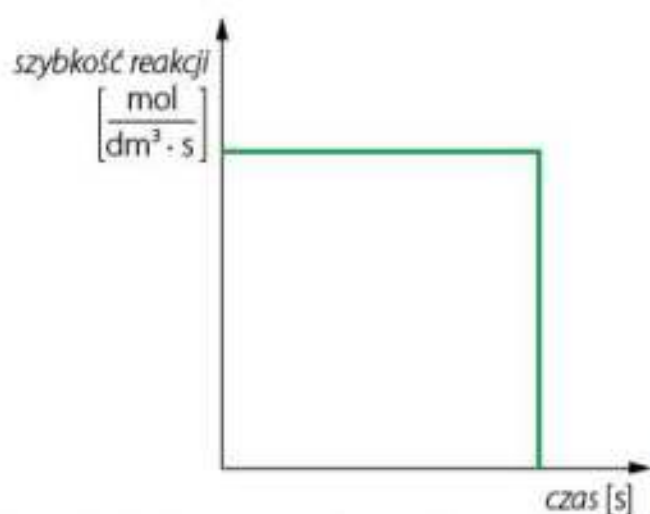
Jeżeli dodamy poszczególne rzędy reakcji ($a + b + c + \dots$), to otrzymana suma nosi nazwę **sumarycznego rzędu reakcji** chemicznej lub w skrócie rzędu reakcji. Rzędy reakcji są zazwyczaj małymi liczbami i mogą być ułamekami.

Równanie kinetyczne – równanie wyrażające szybkość reakcji chemicznej od stężeń molowych reagentów.

Rząd reakcji ze względu na którykolwiek reagent – wykładnik potęgi, w której występuje stężenie tego reagenta w równaniu kinetycznym reakcji chemicznej.

5.2. Reakcja zerowego rzędu

Jeśli reakcja chemiczna jest zerowego rzędu w stosunku do danego reagenta, to jego stężenie nie wpływa na szybkość reakcji. Co oznacza, że szybkość takiej reakcji jest niezależna od stężenia tego reagenta i pozostaje stała, dopóki nie zużyje się cała jego ilość. Wówczas reakcja gwałtownie się zatrzymuje (rys. 5.1.).



Rys. 5.1. Wykres przedstawiający zależność szybkości reakcji zerowego rzędu od stężenia. Reakcja chemiczna biegnie ze stałą szybkością, a w momencie wyczerpania substratu gwałtownie spada do zera.

Równanie kinetyczne reakcji zerowego rzędu ze względu na substrat A ma postać:

$$v = k \cdot [A]^0 = k$$

Matematycznie każda liczba podniesiona do potęgi 0 jest równa 1, czyli $[A]^0 = 1$. Liczby 1 nie wpisuje się do równania.

5.3. Reakcja pierwszego rzędu

W reakcji chemicznej pierwszego rzędu w stosunku do danego reagenta szybkość reakcji jest wprost proporcjonalna do stężenia tego reagenta, np.:

$$v = k \cdot [A]$$

Liczby 1 można nie wpisywać do równania, gdyż $[A]$ oznacza $[A]^1$.

5.4. Reakcja drugiego rzędu

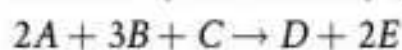
W reakcji chemicznej drugiego rzędu w stosunku do danego reagenta szybkość reakcji jest proporcjonalna do kwadratu stężenia tego reagenta, np.:

$$v = k \cdot [A]^2$$

Jeśli podwoimy stężenie substancji A , szybkość reakcji wzrośnie cztery razy (2^2). Jeśli stężenie substancji A wzrośnie trzykrotnie, to szybkość reakcji zwiększy się dziewięć razy (3^2).

Przykład 1.

Dla reakcji chemicznej opisanej równaniem:



ustalono, wykonując serię doświadczeń, że dwukrotne zwiększenie stężenia substratu:

- A nie wpływa na szybkość reakcji chemicznej,
- B zwiększa szybkość reakcji chemicznej cztery razy,
- C dwukrotnie zwiększa szybkość reakcji chemicznej.

a) Napisz równanie kinetyczne tej reakcji chemicznej.

b) Ustal sumaryczny rząd tej reakcji chemicznej.

Rozwiązanie:

a) Aby napisać równanie kinetyczne, według którego przebiega dana reakcja chemiczna, należy znać rząd reakcji względem każdego reagenta.

Szybkość reakcji zerowego rzędu nie zależy od stężenia. Zatem reakcja jest zerowego rzędu w stosunku do substratu A .

Szybkość reakcji drugiego rzędu jest proporcjonalna do kwadratu stężenia.

Zatem reakcja jest drugiego rzędu w stosunku do substratu B .

Szybkość reakcji pierwszego rzędu jest wprost proporcjonalna do stężenia.

Zatem reakcja jest pierwszego rzędu w stosunku do substratu C .

Równanie kinetyczne reakcji:

$$v = k \cdot [B]^2 \cdot [C]$$

b) Suma rzędów reakcji chemicznej ze względu na substraty A , B , C wynosi:

$$0 + 2 + 1 = 3, \text{ więc sumaryczny rząd reakcji jest równy } 3.$$

Odpowiedź: a) $v = k \cdot [B]^2 \cdot [C]$, b) Sumaryczny rząd reakcji chemicznej jest równy 3.

5.5. Określanie rzędu reakcji na podstawie danych doświadczalnych ilustrujących związek między stężeniem substratu a początkową szybkością reakcji chemicznej

Najłatwiejszym sposobem określania rzędu reakcji jest przeprowadzenie serii doświadczeń badających **początkową szybkość** reakcji chemicznej. W tym celu przygotowuje się mieszaninę substratów o znanych stężeniach i mierzy się szybkość reakcji na samym początku reakcji chemicznej. Kolejne doświadczenia różnią się między sobą zmianą stężenia tylko jednego substratu, podczas gdy wszystkie pozostałe się nie zmieniają. Otrzymane dane pokazują, co dzieje się z początkową szybkością reakcji chemicznej po zmianie stężeń substratów. Następnie na podstawie wpływu zmiany stężenia na szybkość reakcji chemicznej określa się rząd reakcji w stosunku do każdego substratu.

doświadczalne
określanie rzędu
reakcji

Przykład 2.

Na podstawie danych doświadczalnych zawartych w tabeli:

- napisz równanie kinetyczne reakcji chemicznej;
- oblicz wartość stałej szybkości reakcji chemicznej w tym jednostki.

Doświadczenie	Stężenie $\left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right]$		Szybkość reakcji $\left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}\right]$
	Substrat A	Substrat B	
1.	1	1	$1,25 \cdot 10^{-2}$
2.	1	2	$2,5 \cdot 10^{-2}$
3.	2	2	$2,5 \cdot 10^{-2}$

Rozwiązanie:

- Znajdujemy dwa dowolne doświadczenia, które różnią się tym, że nastąpiła zmiana stężenia jednego (i tylko jednego) substratu. Przy porównaniu wyników doświadczeń 1. i 2. stwierdzamy, że podwojenie stężenia substratu B i utrzymanie stężenia substratu A na stałym poziomie dwukrotnie zwiększa szybkość reakcji chemicznej. Reakcja chemiczna jest więc pierwszego



rzędu względem substratu B . Przy porównaniu wyników doświadczeń 2. i 3. stwierdzamy, że podwojenie stężenia substratu A i utrzymanie stężenia substratu B na stałym poziomie nie ma wpływu na szybkość reakcji. Reakcja chemiczna jest więc zerowego rzędu względem substratu A . Zatem substrat A nie występuje w równaniu. Równanie kinetyczne ma postać:

$$v = k \cdot [B]$$

b) Wartość stałej k obliczymy przez podstawienie danych doświadczalnych do równania kinetycznego i rozwiązujemy je względem k .

Na przykład z doświadczenia 2. mamy:

$$2,5 \cdot 10^{-2} \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}} \right] = k \cdot 2 \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$$

$$k = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{s}^{-1}$$

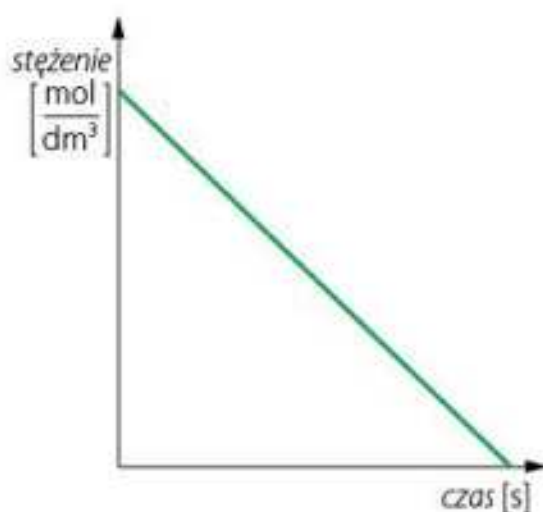
Odpowiedź: a) $v = k \cdot [B]$, b) $k = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{s}^{-1}$

5.6. Określanie rzędu reakcji na podstawie wykresu

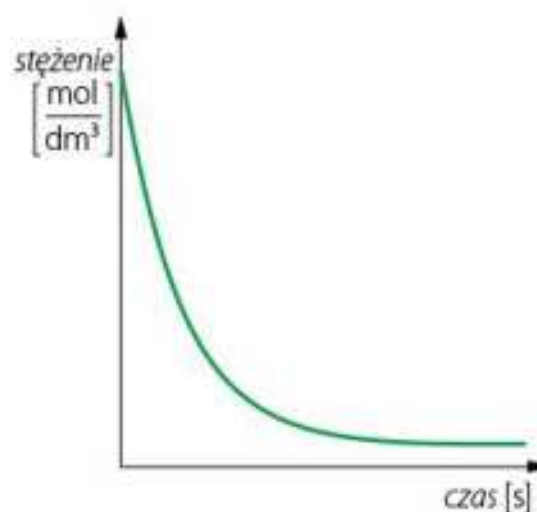
określanie
rzędu reakcji na
podstawie wykresu

Innym sposobem wnioskowania o rzędzie reakcji w odniesieniu do danego substratu jest analiza wykresu zmian stężenia substratu od czasu. Wykresy dla reakcji zerowego rzędu (rys. 5.2.a) i pierwszego rzędu (rys. 5.2.b) mają charakterystyczne kształty. W reakcji zerowego rzędu stężenie substratu zmniejsza się liniowo do zera. W przypadku reakcji pierwszego rzędu wykresem jest krzywa.

a)



b)

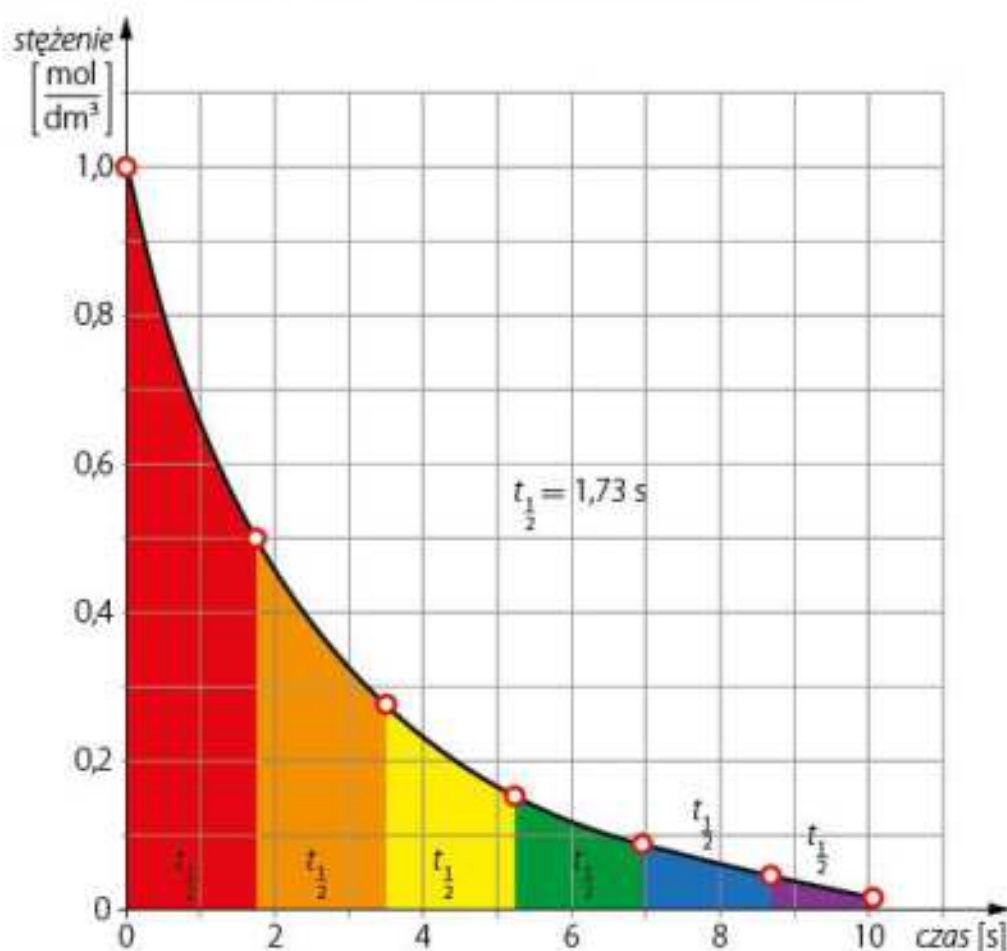


Rys. 5.2. Wykresy przedstawiające zależność stężenia substratu od czasu dla reakcji: a) zerowego rzędu, b) pierwszego rzędu.

5.7. Wyznaczanie okresu półtrwania na podstawie wykresu

Okres półtrwania substratu $t_{1/2}$ to czas potrzebny, aby stężenie substratu zmalało do połowy swej początkowej wartości. W reakcji pierwszego rzędu okres półtrwania substratu jest stały i niezależny od jego stężenia początkowego. Wynika stąd, że jeśli w jakimś momencie reakcji chemicznej stężenie substratu wynosi $[A]$, to po czasie $t_{1/2}$ zmaleje ono do wartości $\frac{1}{2}[A]$. Potem stężenie spada do połowy swej no-

wej wartości w tym samym czasie $t_{1/2}$. W każdym kolejnym okresie trwającym $t_{1/2}$ stężenie substratu maleje do połowy tej wartości, jaką miało na początku tego okresu. Na podstawie wykresu zmian stężenia substratu w czasie reakcji pierwszego rzędu można wyznaczyć okres półtrwania substratu (rys. 5.3.).



Rys. 5.3. Wyznaczanie okresu półtrwania na podstawie wykresu zmian stężenia substratu w czasie reakcji pierwszego rzędu.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij, co to jest stała szybkości reakcji chemicznej i od czego zależy jej wartość.
- Ustal jednostki stałej szybkości reakcji chemicznej, gdy czas wyrażony jest w sekundach, a reakcja jest:
 - zerowego rzędu,
 - pierwszego rzędu,
 - drugiego rzędu.
- Ustal rząd reakcji względem każdego reagenta i sumaryczny rząd następujących reakcji chemicznych przy założeniu, że zapis stechiometryczny reakcji jest zgodny z mechanizmem reakcji.

a) $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{HI}]$
b) $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NOCl}$	$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$
- Napisz w zeszycie równanie kinetyczne reakcji $2\text{A} + \text{B} + \text{C} \rightarrow \text{D} + \text{E}$, która jest pierwszego rzędu względem A, zerowego rzędu względem B, a sumaryczny rząd reakcji wynosi 2.
- Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem kinetycznym $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$. Oblicz, jak się zmieni jej szybkość, jeżeli stężenia wszystkich reagentów zostaną zwiększone czterokrotnie.

6. Po dwukrotnym zwiększeniu stężeń wszystkich reagentów szybkość reakcji chemicznej wzrosła 32 razy. Oblicz, jaki jest sumaryczny rząd tej reakcji.
7. Na podstawie poniższych danych narysuj w zeszycie wykres ilustrujący zmiany stężenia substratu A w czasie reakcji pierwszego rzędu. Odczytaj z wykresu okres półtrwania.

Czas [min.]	0	5	10	15	20	25	30	35	40	45	50
$[A] \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$	150	118	92	75	63	52	38	35	26	19	17

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 197 • Równanie kinetyczne reakcji to wyznaczone doświadczalnie równanie wyrażające zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń molowych reagentów.
- s. 197 • Rząd reakcji ze względu na dany reagent to wykładnik potęgi, do której podniesione jest stężenie tego reagenta w równaniu kinetycznym reakcji chemicznej.
- s. 197 • Sumaryczny rząd reakcji to suma rzędów reakcji względem poszczególnych reagentów w równaniu kinetycznym reakcji chemicznej.

Zależność szybkości reakcji chemicznej od stężenia substratu	Rząd reakcji
jest niezależna	zerowy rząd
jest wprost proporcjonalna (taka sama) jak zmiana stężenia	pierwszy rząd
jest proporcjonalna do kwadratu (jest kwadratem zmiany) stężenia	drugi rząd

6. Katalizatory i reakcje katalityczne

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest katalizator, kataliza i kontakt;
- wyjaśnisz, jak działa katalizator na poziomie molekularnym;
- nauczysz się odróżniać katalizator homogeniczny od katalizatora heterogenicznego;
- wymienisz zastosowania katalizatorów.

Proszki do prania zawierają enzymy, które przyspieszają rozkład zanieczyszczeń pochodzenia organicznego znajdujących się na odzieży. Enzymy są katalizatorami. Jak działają katalizatory? Dlaczego do przyspieszania reakcji chemicznych w wielu przypadkach wystarczy mała ilość katalizatora? Czy istnieje jakiś katalizator uniwersalny przyspieszający wszystkie reakcje chemiczne?

6.1. Czym są katalizatory reakcji chemicznych?

Wiele chemicznych reakcji można przyspieszyć, dodając do nich substancję, która nie jest jednym z substratów. Taką substancję nazywamy **katalizatorem**. Reakcja przebiegająca w obecności katalizatora jest nazywana **reakcją katalizowaną**, a zjawisko zwiększania szybkości reakcji w wyniku działania katalizatora – **katalizą**. ♦ katalizator

Doświadczenie 1.

Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru

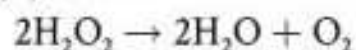
Opis: Do czterech probówek nalej po 5 cm³ 15-procentowego roztworu nadtlenku wodoru. Do pierwszej dodaj tlenku manganu(IV), do drugiej – mały kawałek wątroby, do trzeciej – kawałki ziemniaka, a do czwartej – kawałki selera. Wykonaj test na powstający w reakcji gaz, wprowadzając do probówki rozżarzone luczywo. Powtórz doświadczenie, używając całkowicie ugotowanej wątroby.



Obserwacje: Dodanie wymienionych w opisie doświadczenia materiałów do roztworu spowodowało pienienie. Żarzące się luczywo wprowadzone do probówki rozpalalo się jasnym płomieniem. Całkowicie ugotowana wątroba nie spowodowała pienienia.

Wnioski: Rozkład nadtlenku wodoru można przyspieszyć, wprowadzając katalizator. W tym doświadczeniu katalizatorami są substancja nieorganiczna (tlenek manganu (IV)) oraz enzymy zawarte we krwi lub warzywach.

Jednym z produktów reakcji jest tlen.



Pod wpływem wysokiej temperatury enzymy ulegają denaturacji i całkowicie tracą zdolność katalityczną.

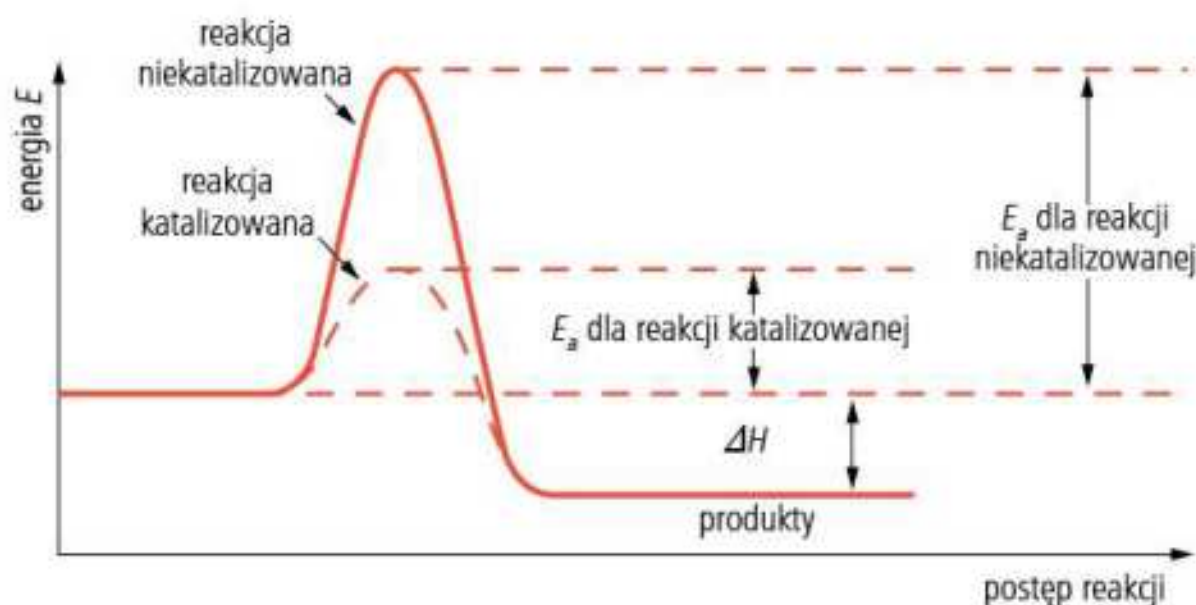
6.2. Energia aktywacji i kataliza

Wprowadzenie katalizatora powoduje zachodzenie reakcji chemicznej na innej drodze. Na tej nowej drodze reakcji energia aktywacji jest niższa niż na drodze pierwotnej (rys. 6.1.). To oznacza, że większa liczba cząsteczek ma teraz energię wystarczającą, by przereagować, gdy się zderzą (rys. 6.2.). W rezultacie reakcja chemiczna zachodzi szybciej. Szybkość reakcji chemicznej jest proporcjonalna do ilości użytego katalizatora. W wielu przypadkach wystarczy jednak niewiel-

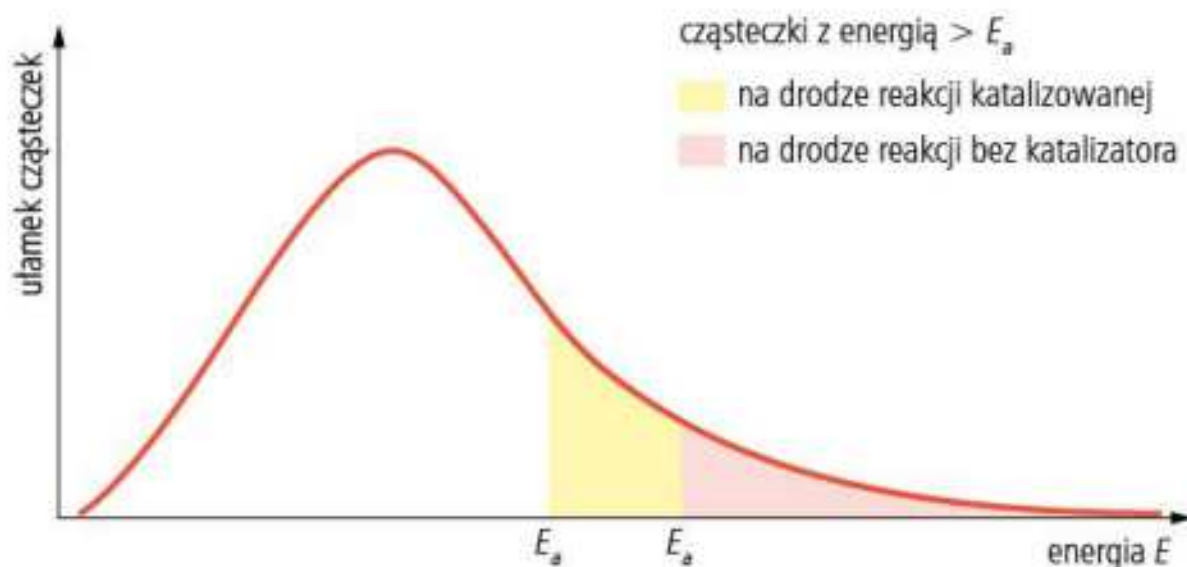
katalizator
a energia aktywacji
reakcji

ka ilość katalizatora, ponieważ po zakończeniu reakcji chemicznej katalizator wraca do swej postaci pierwotnej, nie jest zużywany i reaguje on wielokrotnie. Nie istnieje uniwersalny katalizator i nie wszystkie reakcje chemiczne można przyspieszyć za pomocą katalizatora, a jego wybór zależy od rodzaju reakcji chemicznej. Katalizator nie zmienia efektu energetycznego reakcji chemicznej. Nie wpływa też na wydajność procesu.

Katalizator – substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej, lecz nie ulega przy tym zużyciu.



Rys. 6.1. Energetyczny profil reakcji chemicznej z katalizatorem i bez niego.



Rys. 6.2. Efekt działania katalizatora umożliwiający większej liczbie cząsteczek substratów przekroczenie bariery energetycznej i utworzenie produktów.

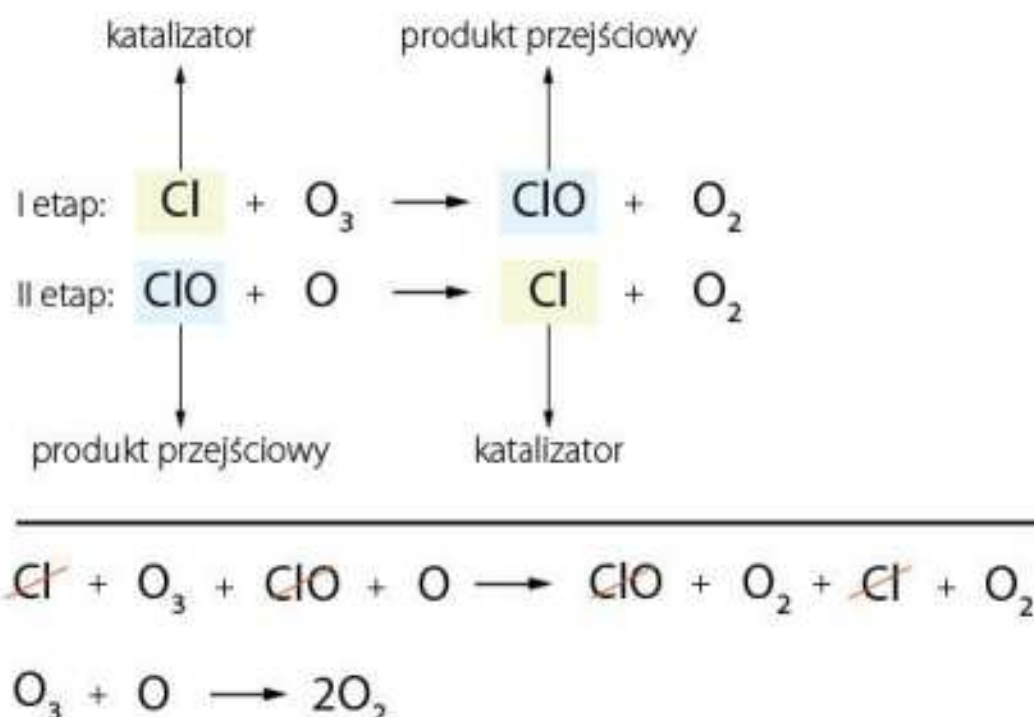
6.3. Katalizatory homogeniczne

Jeżeli katalizator znajduje się w tej samej fazie, co substraty (jest np. składnikiem tego samego roztworu) określa się go jako **homogeniczny**. Mechanizm działania katalizatora homogenicznego ilustruje następujący przykład. Atomowy chlor pochodzący z różnych gazowych cząsteczek zanieczyszczających atmosferę jest

homogenicznym katalizatorem gazowym w reakcji ozonu i atomowego tlenu. Pod nieobecność katalizatora zachodzi wolno reakcja:

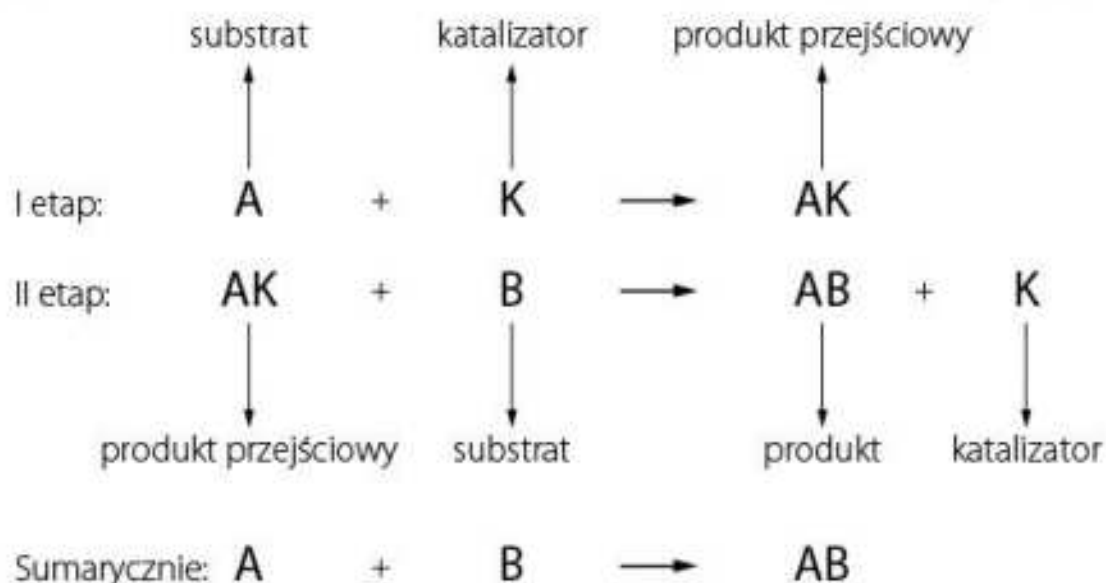


Kiedy jednak pojawi się atom chloru, natychmiast następuje szybka dwuetapowa reakcja chemiczna:



Katalizator wiąże się z substratem, tworząc produkt przejściowy (pośredni), który staje się substratem w następnym etapie. Powstawaniu produktów towarzyszy odtworzenie niezmiennego chemicznie katalizatora. Po dodaniu stronami równań chemicznych obu etapów można wyeliminować cząstki występujące po obu stronach reakcji chemicznej. Otrzymuje się równanie sumaryczne, czyli równanie reakcji bez katalizatora. Atom chloru będący katalizatorem, mimo że brał udział w reakcji chemicznej, nie zużywa się w niej i może cyklicznie powtarzać swoje zadanie, reagując z kolejnymi cząsteczkami O₃. Dlatego jeden atom chloru może zniszczyć tysiące cząsteczek ozonu, który chroni nas, pochłaniając ultrafioletowe promieniowanie Słońca.

Ogólny mechanizm działania katalizatora homogenicznego ilustruje zapis:

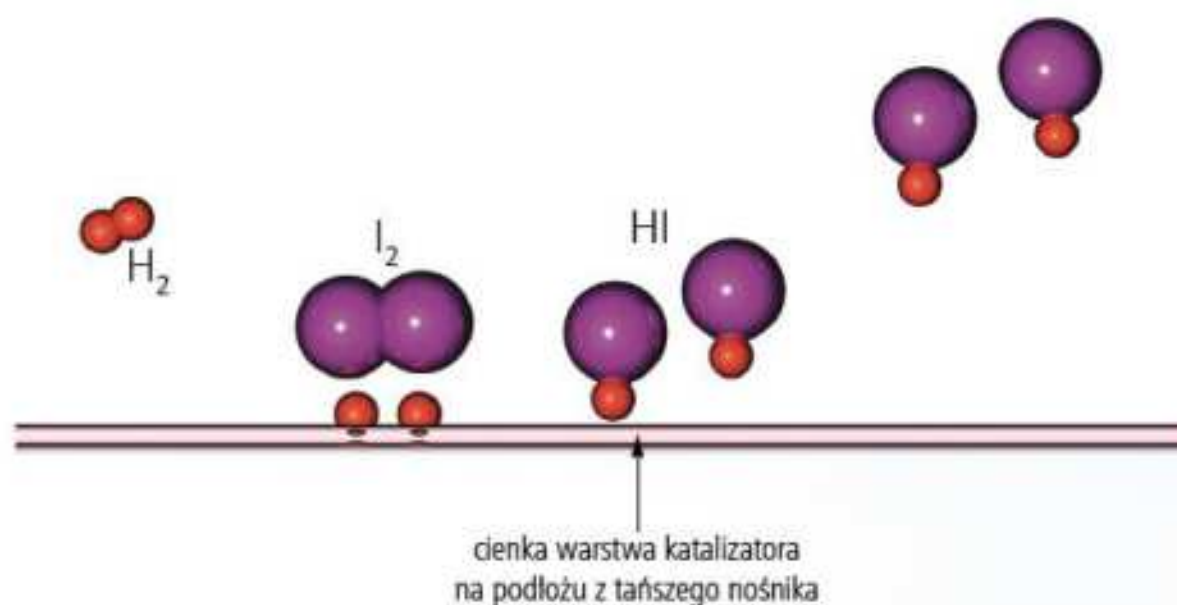


◀ mechanizm działania
katalizatora
homogenicznego

6.4. Katalizatory heterogeniczne

mechanizm działania
katalizatora
heterogenicznego

Katalizator jest **heterogeniczny**, gdy znajduje się w innym stanie skupienia niż substraty. Katalizatory heterogeniczne to z reguły ciała stałe. Aby zapewnić dużą powierzchnię reakcji, katalizator jest silnie rozdrobniony, porowaty, ma postać siatki lub plastra miodu. Reagujące cząsteczki co najmniej jednego substratu są adsorbowane (wiązane) na powierzchni katalizatora, gdzie ich wiązania ulegają osłabieniu lub rozerwaniu. W taką cząstkę uderza cząsteczka drugiego substratu i tworzy się produkt, który opuszcza powierzchnię katalizatora. Przykładem heterogenicznej katalizy jest platyna katalizująca syntezę jodowodoru (rys. 6.3.).



Rys. 6.3. Reakcja między wodorem i jodem w obecności metalicznego katalizatora. Cząsteczki wodoru adsorbują się do powierzchni katalizatora jako atomy, które reagują z jodem znacznie łatwiej niż z cząsteczki wodoru. Powstałe cząsteczki jodowodoru oddalają się od powierzchni.

Katalizatory heterogeniczne mogą ulec zatruciu, co oznacza utratę aktywności kontaktu (katalizatora stałego). Najczęstszą przyczyną zatrucia katalizatora jest silna adsorpcja innych cząsteczek, które trwale wiążą się z katalizatorem i blokują jego powierzchnię przed dalszą reakcją chemiczną. Silną trucizną katalizatora są niektóre metale ciężkie, np. ołów.

Katalizatory mają różny skład w zależności od reakcji, do której się je stosuje. Często są to metale bloku *d* lub ich związki chemiczne. Katalizatory mają wielkie znaczenie dla przemysłu. Mogą zmniejszyć potrzebę przeprowadzania reakcji chemicznej w wysokiej temperaturze lub pod wysokim ciśnieniem, co znacznie obniża koszty produkcji. Niezwykle skuteczne katalizatory stworzyła sama przyroda. Są nimi enzymy – duże cząsteczki białkowe, dzięki którym wszelkie reakcje biochemiczne mogą szybko przebiegać przy normalnej temperaturze organizmu. Enzymy są zwykle bardzo specyficznymi katalizatorami, tzn. że każdy enzym katalizuje tylko jedną reakcję chemiczną. Sposób ich działania jest zasadniczo taki sam, jak przedstawiony wcześniej. Enzym stwarza możliwość przebiegu reakcji chemicznej na drodze, na której energia aktywacji jest niższa.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij działanie katalizatora.
2. Wytlumacz, dlaczego liczba moli katalizatora potrzebna do przyspieszenia reakcji chemicznej jest bardzo mała w porównaniu do liczby moli substratów.
3. Oceń prawdziwość zdań.
 - a) Katalizatory nie mogą wpływać na zmianę entalpii reakcji chemicznej.
 - b) Wszystkie reakcje chemiczne można przyspieszyć za pomocą katalizatora.
 - c) Katalizator nie bierze udziału w reakcji chemicznej.
 - d) Obecność katalizatora zwiększa wydajność reakcji chemicznej.
4. Wyjaśnij, dlaczego do przyspieszania reakcji chemicznej stosuje się bardzo dobrze rozdrobnioną platynę lub rod.
5. Pewna reakcja chemiczna przebiega w obecności katalizatora w dwóch etapach:
etap 1. $\text{CO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$ etap 2. $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
Ustal:
 - a) wzór katalizatora,
 - b) wzór produktu przejściowego,
 - c) równanie reakcji bez katalizatora.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Katalizator: s. 203
 - przyspiesza tylko taką reakcję chemiczną, która jest termodynamicznie możliwa (może zajść w danej temperaturze);
 - bierze aktywny udział w reakcji chemicznej;
 - w końcowym etapie procesu zostaje zregenerowany;
 - zmienia mechanizm reakcji chemicznej, na nowej drodze energia aktywacji jest mniejsza;
 - nie zmienia efektu energetycznego reakcji chemicznej;
 - nie wpływa na wydajność procesu.
- Są dwa typy katalizatorów: homogeniczne (są w tej samej fazie, co substraty) i heterogeniczne (znajdują się w innej fazie niż substraty). s. 204, 206
- Enzymy katalizują reakcje chemiczne w żywych organizmach i są znane jako biokatalizatory. s. 206

7. Równowaga chemiczna

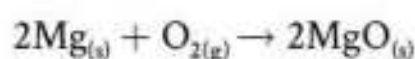
NA TEJ LEKCJI:

- poznasz pojęcie *reakcja praktycznie nieodwracalna*;
- dowiesz się, na czym polega stan równowagi dynamicznej;
- wyjaśnisz, gdzie w przyrodzie zachodzi równowaga chemiczna.

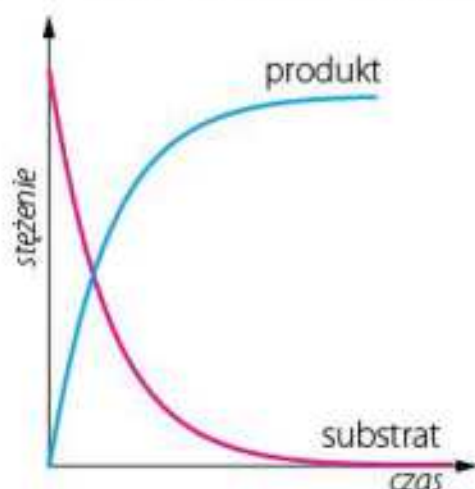
W wielu reakcjach chemicznych powstają produkty, które reagują ze sobą i tworzą z powrotem substraty. Po pewnym czasie w mieszaninie reakcyjnej ustala się tzw. stan równowagi chemicznej. Czym jest równowaga chemiczna?

7.1. Odwracalność procesów chemicznych

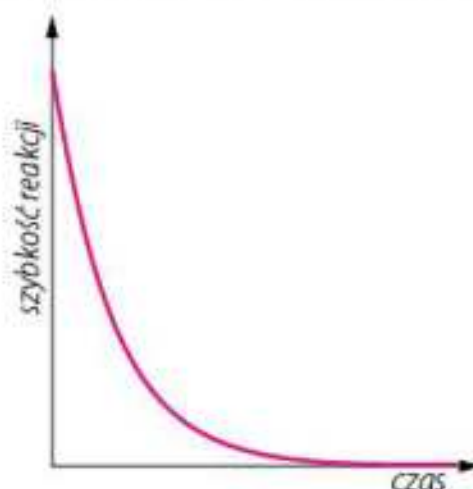
Gdy spalamy wstążkę magnezową w powietrzu, obserwujemy jasne światło i powstawanie białego, stałego tlenku magnezu:



Reakcja zachodzi do momentu wyczerpania się jednego z substratów – magnezu. Pojedyncza strzałka jednokierunkowa w równaniu oznacza, że cały magnez przekształcił się w tlenek magnezu. Reakcje chemiczne, które zachodzą „do końca”, nazywamy **praktycznie nieodwracalnymi** w danych warunkach. Przykładem są procesy spalania, reakcje wybuchowe i denaturacja białek. Ogólnie to reakcje chemiczne, podczas których przynajmniej jeden z reagentów opuszcza środowisko reakcji, np. w postaci gazu lub bardzo trudno rozpuszczalnego osadu. Zmiany stężenia reagentów w czasie można przedstawić na wykresie (rys. 7.1.). W tym samym czasie stężenie produktu wzrasta, a stężenie substratu jest coraz mniejsze. Po pewnym czasie stężenie substratu spada do zera. Jeżeli na wykresie przedstawimy zmiany w czasie szybkości reakcji, to obserwujemy, że w pewnym momencie reakcja się zatrzymuje, gdy stężenie substratu spadnie do zera (rys. 7.2.).



Rys. 7.1. Zależność stężeń reagentów od czasu dla reakcji praktycznie nieodwracalnej.



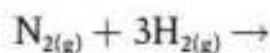
Rys. 7.2. Zależność szybkości reakcji praktycznie nieodwracalnej od czasu.

reakcja praktycznie
nieodwracalna

Większość reakcji chemicznych należy do **odwracalnych**. Powstają w nich produkty, które reagują ze sobą i tworzą z powrotem substraty. W efekcie substraty współistnieją w układzie z produktami.

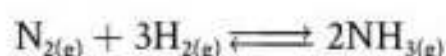
7.2. Stan równowagi chemicznej

Jeżeli azot i wodór umieścimy w zamkniętym naczyniu w stałej temperaturze, reakcja może przebiegać tylko w prawo, ponieważ nie ma jeszcze żadnych produktów:

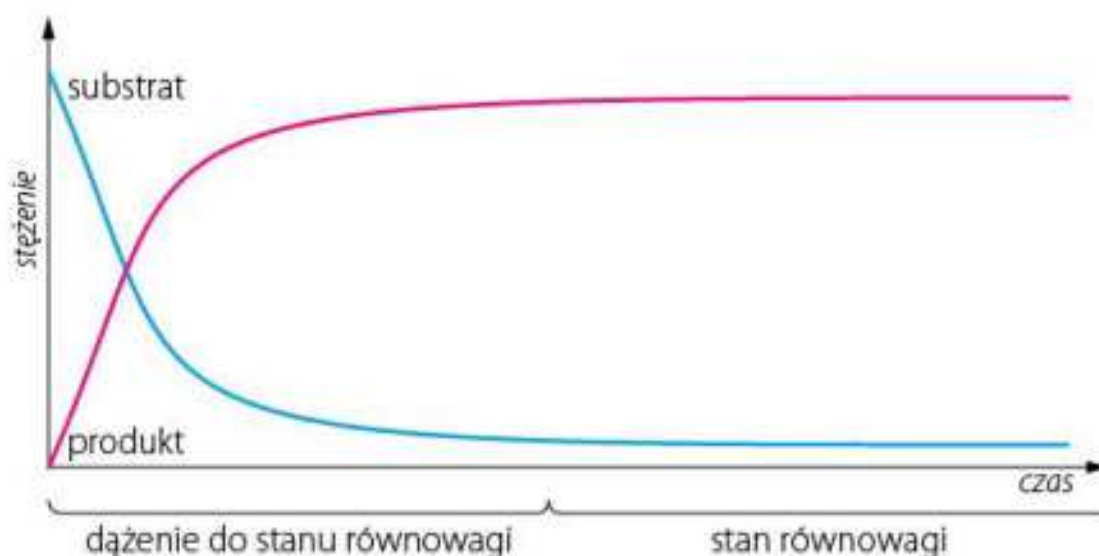


W miarę postępu reakcji tworzy się amoniak. Amoniak zaczyna reagować w odwrotnym kierunku – w lewo – tworząc azot i wodór. Na początku jest tak małe stężenie amoniaku, że proces w lewo zachodzi wyjątkowo wolno. Kiedy utworzy się więcej amoniaku, reakcja w lewo zachodzi szybciej. Ponieważ stężenie azotu i wodoru zmniejsza się w miarę upływu czasu, to reakcja w prawo spowalnia. Ostatecznie reakcje w prawo i w lewo zachodzą z taką samą szybkością. Mówimy, że układ wytwarza stan równowagi dynamicznej, zwany **stanem równowagi chemicznej**. Ten stan wyraża znak $\rightleftharpoons$, zwany znakiem równowagi.

stan równowagi chemicznej

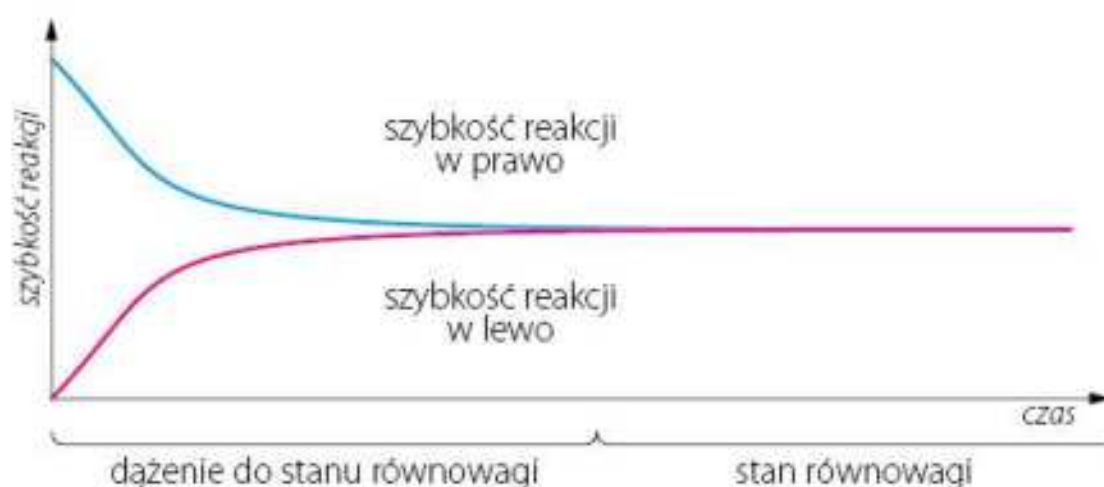


Zależność stężenia reagentów od czasu można zilustrować na wykresie (rys. 7.3.). Stężenia produktów i substratów zmieniają się w czasie, aż jakiegokolwiek zmiany przestają być widoczne. Wtedy układ osiąga stan równowagi chemicznej.



Rys. 7.3. Zmiany w czasie stężenia reagentów podczas zbliżania się układu reagującego do stanu równowagi chemicznej.

Jeżeli przedstawimy zmiany w czasie szybkości reakcji w prawo i w lewo, to obserwujemy, że szybkość reakcji w prawo maleje, a szybkość reakcji w lewo rośnie, aż do momentu ich zrównania. Wtedy układ osiąga stan równowagi i szybkości pozostają stałe (rys. 7.4.).



Rys. 7.4. Zmiany szybkości reakcji podczas zbliżania się układu reagującego do stanu równowagi chemicznej.

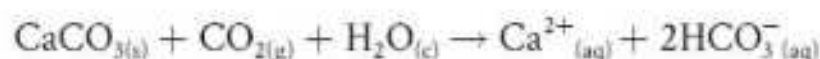
Reakcje osiągają **stan równowagi chemicznej**, kiedy dwie wzajemnie odwrotne reakcje przebiegają z taką samą szybkością.

7.3. Dynamiczność równowagi

Załóżmy, że reakcja osiągnęła **stan równowagi** chemicznej. Ale czy to oznacza, że na poziomie cząsteczkowym reakcja się zatrzymała? Okazuje się, że nie, ponieważ w reakcjach chemicznych równowaga ma zawsze **charakter równowagi dynamicznej**. Cząsteczki substratów zderzają się ze sobą i wymieniają atomy. Powstałe cząsteczki produktów także zderzają się ze sobą i innymi cząsteczkami obecnymi w mieszaninie i tworzą z powrotem substraty. Te reakcje nigdy nie ulegają zatrzymaniu. Reakcja zachodzi, tyle że jej szybkość w obu kierunkach jest jednakowa, czyli w jednostce czasu z substratów tworzy się tyle samo produktów, ile z produktów odtwarza się substratów. Układ jako makroskopowa całość wydaje się być w spoczynku, reakcja zachodzi jednak w skali cząsteczkowej.

7.4. Równowagi chemiczne w przyrodzie

Wiele przemian zachodzących w przyrodzie ma charakter równowagowy. Kierunek ich przebiegu zależy od panujących warunków. Przykładem są reakcje, które prowadzą do powstawania wapiennych jaskiń i ich fantastycznych nacieków. Z wnętrza Ziemi ciągle wydobywa się gazowy tlenek węgla(IV) CO_2 , który zostaje zatrzymany w szczelinach skalnych, tzw. pułapkach. Kiedy woda przeciska się przez szczeliny skalne, rozpuszcza uwięziony tlenek węgla(IV). Bogaty w CO_2 roztwór sączy się przez skałę wapienną, a zawarty w niej węglan wapnia reaguje ze składnikami mieszaniny i tak powstaje łatwo rozpuszczalny wodorowęglan wapnia CaHCO_3 . W efekcie szczelina powiększa się, a im jest większa, tym więcej roztworu do niej wpływa, więcej węglanu ulega reakcji, aż w końcu powstaje jaskinia.



Jeżeli roztwór bogaty w jony Ca^{2+} i HCO_3^- kapie z jaskiniowego stropu, wówczas część CO_2 wydostaje się z roztworu i zachodzi reakcja odwrotna:



Wytrącony mineral tworzy wspaniałe nacieki na sklepieniu (stalaktyty) lub na dnie jaskini (stalagmity) w miejscu, gdzie upadają krople.

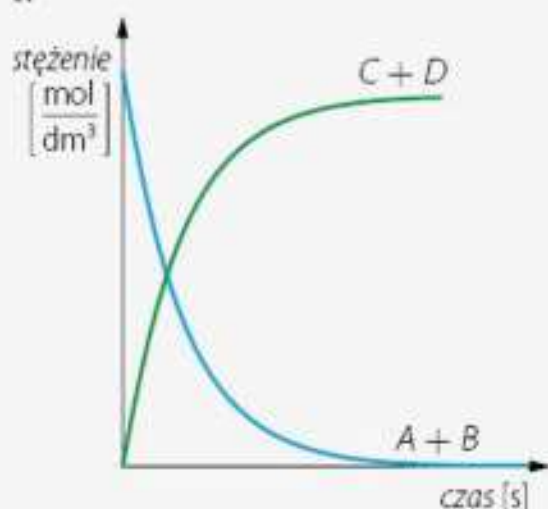


Rys. 7.5. Fantastyczne struktury przedstawione na zdjęciu powstają w wyniku odwracalnej reakcji między tlenkiem węgla(IV), skalą wapienną i wodą.

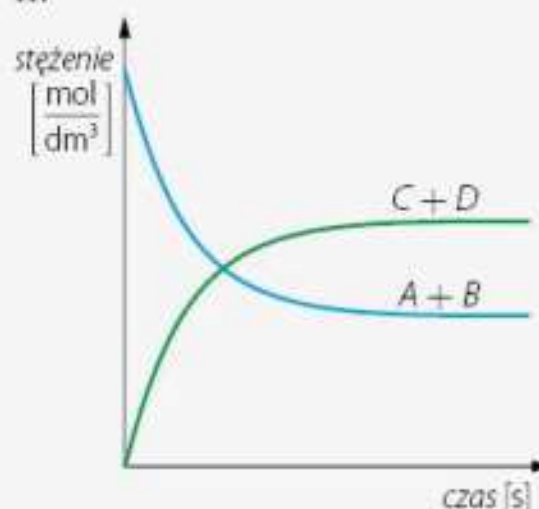
ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij, dlaczego niektóre reakcje chemiczne nie zachodzą do końca.
- Wykresy przedstawiają zależność zmian stężeń substratów A , B oraz produktów C , D w czasie. Ustal, który wykres przedstawia przebieg reakcji:
 - odwracalnej, prowadzącej do wytworzenia stanu równowagi chemicznej;
 - praktycznie nieodwracalnej.

I.



II.



- Wskaż błąd w stwierdzeniu: Po osiągnięciu stanu równowagi chemicznej reakcja się zatrzymuje.
- Oceń prawdziwość zdań.
 - Mieszanina reakcyjna w stanie równowagi chemicznej zawiera zawsze 50% substratów i 50% produktów.
 - Stosunek stężenia produktu do stężenia substratu w stanie równowagi chemicznej jest stały.
 - Reakcja w lewo rozpoczyna się dopiero po całkowitym przekształceniu substratów w produkty.
 - Stan równowagi chemicznej można osiągnąć tylko w układzie izolowanym.
- Ustal, w jakich warunkach reakcja:



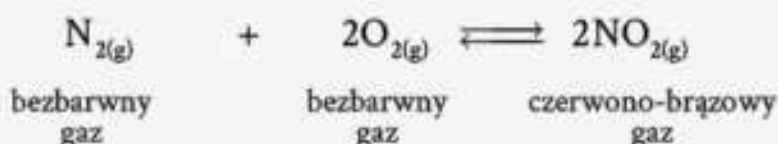
będzie przebiegała w obu kierunkach.

6. Stwierdzono, że reakcja:



osiągnęła stan równowagi. Wyjaśnij, czy stężenia PCl_3 , Cl_2 i PCl_5 muszą być dokładnie takie same.

7. Omów obserwację, która wskazuje, że następująca reakcja osiągnęła stan równowagi w stałej temperaturze.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 209 • Stan równowagi chemicznej wytwarza się w procesach odwracalnych zachodzących w układach zamkniętych (niewymieniających masy z otoczeniem).
- s. 210 • Stan równowagi chemicznej jest stanem równowagi dynamicznej. W stanie równowagi dynamicznej:
- reakcje w prawo i w lewo zachodzą z taką samą szybkością;
 - stężenia reagentów pozostają stałe (choć nieustannie zachodzi przemiana substratów w produkty i jednocześnie przemiana produktów w substraty).

8. Stała równowagi chemicznej

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz prawo działania mas;
- nauczysz się przedstawiać prawo działania mas na podstawie równania reakcji chemicznej;
- dowiesz się, jak napisać wyrażenie na stałą równowagi danej reakcji;
- wyjaśnisz, jak obliczyć wartość stałej równowagi reakcji odwracalnej;
- zinterpretujesz liczbową wartość stałej równowagi.

W stanie równowagi chemicznej stężenia wszystkich reagentów pozostają stałe. Na podstawie wartości tych stężeń możemy dla każdej reakcji chemicznej wyznaczyć pewną matematyczną zależność, która mówi nam, czy w stanie równowagi chemicznej w układzie jest więcej substratów, czy produktów. To stała równowagi reakcji chemicznej. Jak napisać takie wyrażenie?

8.1. Prawo działania mas

W XIX w. Norwegowie Cato Guldberg (czytaj: kato guldberg) i Peter Waage (czytaj: peter woge) odkryli matematyczną zależność, która podaje związek między stężeniami reagentów w stanie równowagi chemicznej. Zależność ta jest nazywana **prawem działania mas**:

prawo działania mas

Dla ogólnego równania homogenicznej (jednorodnej) reakcji:



gdzie a, b, c, d – współczynniki stechiometryczne substancji A, B, C, D w równaniu reakcji

w stanie równowagi chemicznej stężenia reagentów spełniają warunek:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

stężeniowa stała równowagi

gdzie nawiasy kwadratowe $[\]$ oznaczają stężenia molowe (dla uproszczenia zapisu wpisywane bez jednostek) substancji w stanie równowagi, których wzór jest wewnątrz nawiasu.

Zatem w stanie równowagi chemicznej w stałej temperaturze stosunek iloczynu stężeń produktów podniesionych do potęg równych ich współczynnikom stechiometrycznym do iloczynu stężeń substratów podniesionych do potęg równych ich współczynnikom stechiometrycznym jest stały i niezależny od początkowych stężeń. Ten iloraz reakcji nosi nazwę **stężeniowej stałej równowagi reakcji** K_c (gdzie c oznacza, że stała jest wyrażona za pomocą stężeń molowych).

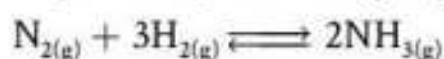
Każda reakcja chemiczna ma swoją charakterystyczną stałą równowagi, której wartość zmienia się tylko wraz z temperaturą. Zmiana stężenia jakiegoś reagenta lub wprowadzenie katalizatora nie zmienia wartości stałej równowagi reakcji. Jednostki stałej K_c różnią się i trzeba je określać indywidualnie dla każdej reakcji chemicznej. Zazwyczaj w literaturze wymiar stałej K_c jest pomijany, ponieważ zapis równania pozwala go ustalić.

8.2. Stała równowagi dla układów homogenicznych

Układ homogeniczny (jednorodny) oznacza, że wszystkie reagenty znajdują się w tej samej fazie.

Przykład 1.

Napisz stałą równowagi K_c reakcji:



Rozwiązanie:

Stałą równowagi zawsze wyrażamy przez napisanie stężeń produktów w liczniku i stężeń substratów w mianowniku. Każde stężenie podnosimy do

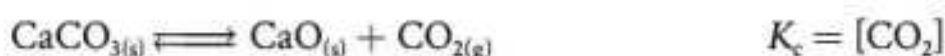


potęgi odpowiadającej współczynnikowi stechiometrycznemu w równaniu chemicznym (liczby 1 nie wpisuje się, gdyż $[A]$ oznacza $[A]^1$).

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$

8.3. Stała równowagi dla układów heterogenicznych

Układy zawierające więcej niż jedną fazę są heterogeniczne (niejednorodne). Jeżeli jedną z faz stanowi ciało stałe lub ciecz, to jej stężenie jest stałe, mimo że jej ilość może się zmieniać. W takich przypadkach w wyrażeniu na stałą równowagi reakcji nie piszemy stężenia fazy stałej ani cieczy, np.:



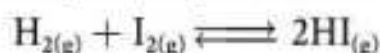
8.4. Obliczanie wartości stałej równowagi na podstawie stężeń równowagowych

Przykład 2.

Próbkę wodoru i jodu ogrzano do temperatury 764 K. Kiedy ustaliła się równowaga reakcji z produktem – jodowodorem – skład mieszaniny był następujący: $2,483 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{H}_2$, $2,514 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{I}_2$, $1,695 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{HI}$. Oblicz wartość stałej równowagi reakcji w tej temperaturze.

Rozwiązanie:

1. Zapisujemy równanie reakcji chemicznej:



2. Zapisujemy wyrażenie na stałą równowagi:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

3. Podstawiamy równowagowe stężenia molowe (bez jednostek) do wyrażenia na K_c i wyliczamy jej wartość:

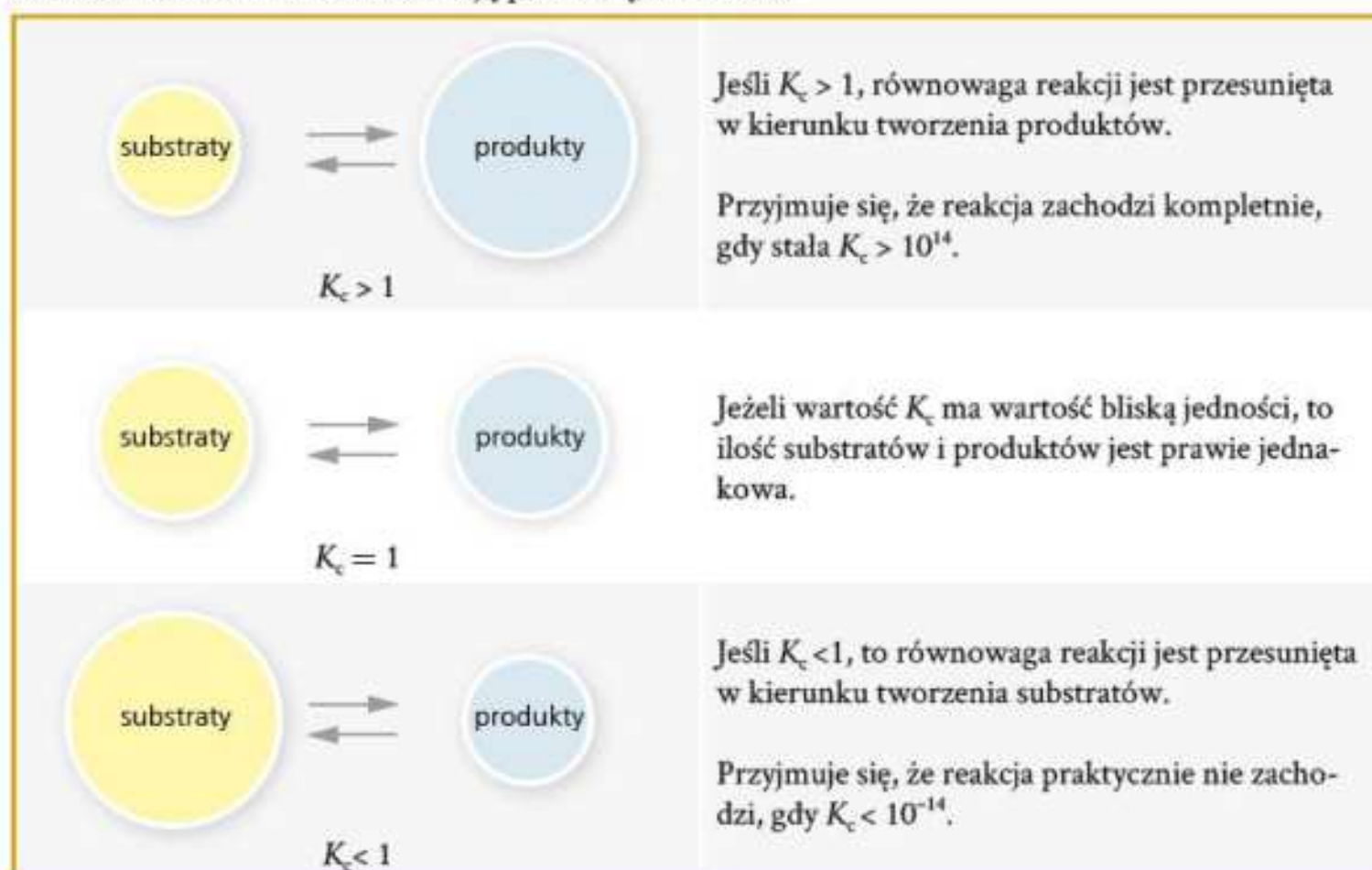
$$K_c = \frac{(1,695 \cdot 10^{-2})^2}{(2,483 \cdot 10^{-3}) \cdot (2,514 \cdot 10^{-3})} = 46,0$$

Odpowiedź: $K_c = 46,0$

8.5. Interpretacja stałych równowag

Wartość stałej równowagi reakcji stanowi dobrą jakościową wskazówkę co do możliwości zajścia reakcji chemicznej. Duże wartości K_c znacznie większe od 1 (tj. rzędu 10^2 lub większe) wskazują, że w równowagowej mieszaninie dominują produkty – w wyrażeniu na stałą K_c licznik jest duży, a mianownik – mały. Małe wartości K_c , wyraźnie mniejsze od 1 (tj. mniejsze od 10^{-2}), informują, że

w mieszaninie równowagowej przeważają substraty – w wyrażeniu na stałą K_c licznik jest mały, a mianownik – duży. Gdy wartość K_c jest zbliżona do jedności (zawarta między 10^{-2} ÷ 10^2), wówczas ilość substratów i produktów jest porównywalna (licznik i mianownik mają podobną wielkość).



Rys. 8.1. Wartość stałej równowagi określa skład mieszaniny reakcyjnej w stanie równowagi.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wskaż czynnik lub czynniki, od których zależy wartość stałej równowagi reakcji chemicznej.
 - stężenia substratów
 - stężenia produktów
 - obecność katalizatora
 - temperatura
- Napisz w zeszycie wyrażenie na stałą równowagi reakcji:
 - $4\text{NH}_{3(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
 - $2\text{H}_2\text{S}_{(g)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- Wyjaśnij, dlaczego poniższe reakcje chemiczne są heterogeniczne. Napisz wyrażenie na stałą równowagi każdej z nich.
 - $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3\text{CO}_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{CO}_{2(g)}$
 - $\text{NH}_4\text{NO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
 - $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)}$
- Napisz w zeszycie równanie reakcji chemicznej, któremu odpowiadałoby następujące wyrażenie na stałą równowagi:

$$\text{a) } K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$\text{b) } K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$\text{c) } K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]}$$

5. Oblicz stałą równowagi reakcji:



w temperaturze 298 K na podstawie następujących stężeń równowagowych:

$$4,30 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{CO},$$

$$1,15 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{H}_2,$$

$$5,14 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{CH}_4,$$

$$4,12 \cdot 10^{-2} \text{mol/dm}^3 \text{CO}_2.$$

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 213 ♦ • Stała równowagi reakcji chemicznej (K_c) jest wartością stosunku iloczynu stężeń produktów (podniesionych do potęg równych ich współczynnikom stechiometrycznym) do iloczynu stężeń substratów (również w potęgach równym ich współczynnikom).
- s. 213 ♦ • Wartość stałej równowagi zależy tylko od temperatury i jest charakterystyczna dla danej reakcji chemicznej.
- s. 214 ♦ • Ciecze (jako rozpuszczalniki) i ciała stałe pomija się podczas pisania wyrażeń na stałe równowagi.
- s. 214 ♦ • Liczbowa wartość stałej równowagi informuje, jakie są relacje pomiędzy stężeniami substratów i produktów. Im większa wartość K_c , tym efektywniej tworzą się produkty.

9. Wpływ zmiany warunków na równowagi chemiczne

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest reguła przekory (reguła Le Chateliera i Brauna);
- wymienisz czynniki zakłócające stan równowagi chemicznej;
- wyjaśnisz, dlaczego obecność katalizatora nie wpływa na wydajność przemiany;
- nauczysz się, jak określić kierunek przesunięcia stanu równowagi chemicznej w wyniku zmiany temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi chemicznej.

Amoniak otrzymuje się w wyniku odwracalnej reakcji azotu i wodoru. W określonej temperaturze i przy określonym ciśnieniu reakcja ta przebiega, zapewniając kilkunastoprocentową wydajność. Czy można uzyskać większą ilość amoniaku z określonych ilości substratów?

9.1. Reguła Le Chateliera i Brauna

Położenie stanu równowagi chemicznej określa, jakie są proporcje produktów do substratów. Jeżeli stężenia produktów w stanie równowagi są duże, a stężenia substratów małe, to mówimy, że **położenie stanu równowagi** jest przesunięte w prawo. Jeżeli stężenia substratów są duże, a stężenia produktów bardzo małe, to mówimy, że położenie stanu równowagi jest przesunięte w lewo.

Na położenie równowagi mają wpływ określone warunki. Ich zmiana zakłóca położenie równowagi chemicznej. W układzie zaczyna zachodzić taka przemiana, aby przeciwdziałać zakłóceniom. Układ osiąga nowy stan równowagi, jednak przy innych stężeniach reagentów. Mówimy, że **równowaga się przesuw**a. Kierunek zmian wywołany czynnikami zewnętrznymi zaobserwowany przez Henriego Le Chateliera (czytaj: henriego le szateliera) i Karla Brauna nazywa się **regułą przekory** lub **regułą Le Chateliera i Brauna**.

reguła Le
Chateliera i Brauna

Reguła przekory (reguła Le Chateliera i Brauna) – mówi, że jeżeli stan równowagi układu zostanie zakłócony działaniem czynnika zewnętrznego, to w układzie odbędą się zmiany, które będą przeciwdziałać zakłóceniom, prowadząc do osiągnięcia nowego stanu równowagi.

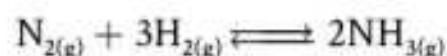
Zmianę równowagi mogą wywołać następujące czynniki zewnętrzne:

- zmiana stężenia (dodawanie/usuwanie substratów/produktów),
- zmiana ciśnienia (dla reakcji zachodzących w fazie gazowej),
- zmiana temperatury.

Wpływ każdego z poszczególnych czynników na stan równowagi można wyjaśnić, zakładając, że pozostałe czynniki nie ulegają zmianie.

9.2. Wpływ stężeń reagentów na równowagę chemiczną

Zmiana stężenia jednej lub kilku substancji reagujących powoduje zmianę stężenia pozostałych substancji. Przyjmijmy, że reakcja wytwarzania amoniaku:



osiągnęła stan równowagi chemicznej i do układu doda się azot. **Zgodnie z regułą przekory** w mieszaninie rozpocznie się przemiana zmierzająca do zmniejszenia ilości azotu. Dodany azot będzie reagował z wodorem i powstanie dodatkowa ilość amoniaku. Położenie równowagi przesuw

Jeżeli do mieszaniny doda się amoniak, to reakcja chemiczna zacznie przebiegać w kierunku rozkładu części NH_3 i powstawania wodoru i azotu. Położenie równowagi przesuw

Jeżeli z mieszaniny reakcyjnej, w której panuje stan równowagi, będzie usuwany amoniak, to rozpocznie się reakcja chemiczna, która umożliwi uzupełnienie jego niedoboru. Będą powstawały dodatkowe ilości NH_3 kosztem zmniejszenia ilości N_2 i H_2 . Równowaga reakcji chemicznej przesunie się w prawo. Takie działanie zwiększa wydajność procesu.

Wpływ zmiany stężeń reagentów na położenie równowagi chemicznej ilustruje tabela 9.1.

Tab. 9.1. Wpływ zmiany stężeń reagentów na równowagę chemiczną

Zmiana stężenia	Kierunek przesunięcia równowagi chemicznej
wzrost stężenia substratu	w prawo (sprzyja tworzeniu produktów)
zmniejszenie stężenia substratu	w lewo (sprzyja tworzeniu substratów)
wzrost stężenia produktu	w lewo (sprzyja tworzeniu substratów)
zmniejszenie stężenia produktu	w prawo (sprzyja tworzeniu produktów)

9.3. Wpływ zmiany ciśnienia na równowagę chemiczną

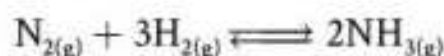
Ruch cząsteczek gazu wywiera ciśnienie na ścianki naczynia. Przy zachowaniu stałej temperatury i objętości ciśnienie gazu rośnie wraz ze zwiększaniem się liczby cząsteczek gazu. Kiedy liczba cząsteczek gazu zmniejsza się, to ciśnienie maleje.

wpływ zmiany
ciśnienia

- Zmiana ciśnienia ma wpływ na położenie stanu równowagi tylko wtedy, gdy:
- co najmniej jeden reagent w układzie jest gazem;
 - są różne liczby moli gazowych substratów i produktów.

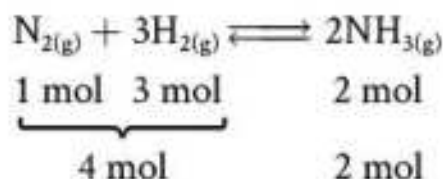
Kierunek przesunięcia równowagi zależy od całkowitej liczby moli cząsteczek gazu po każdej stronie równania chemicznego.

Na przykład:



Czynnik: Wzrost całkowitego ciśnienia.

Efekt zmiany: Układ będzie sprzyjał reakcji, która powoduje **obniżenie** ciśnienia poprzez zmniejszenie ogólnej liczby cząsteczek gazu. Może to osiągnąć, przesuwając równowagę w prawo.



więcej cząsteczek gazu

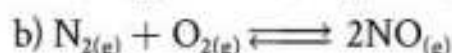
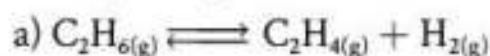


mniej cząsteczek gazu

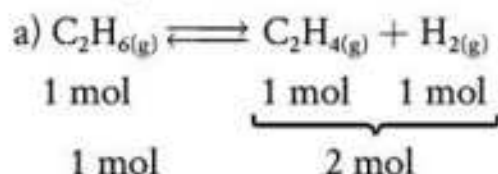


Przykład 1.

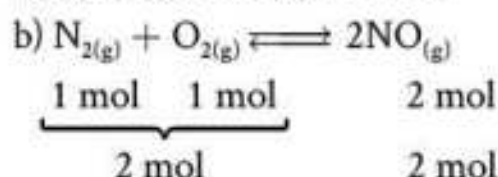
Ustal, jaki będzie skutek wzrostu ciśnienia na położenie równowagi reakcji:



Rozwiązanie:



Odpowiedź: Zwiększenie ciśnienia sprzyja powstawaniu substratu. Równowaga przesunie się w lewo.



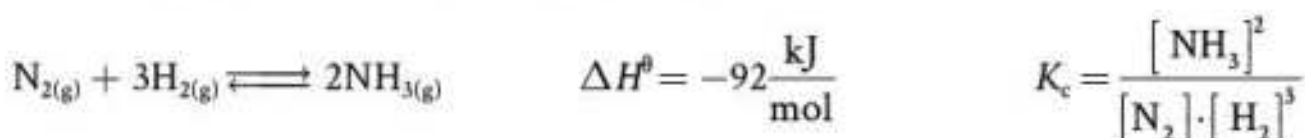
Odpowiedź: Liczba moli cząsteczek substratów jest taka sama, jak liczba moli cząsteczek produktu, więc zwiększenie ciśnienia nie zakłóca stanu równowagi.

9.4. Wpływ zmian temperatury na równowagę chemiczną

Zmiana ciśnienia lub stężenia reagenta, lub dodanie katalizatora do układu nie zmienia wartości stałej równowagi, ale zmiana temperatury powoduje wzrost lub zmniejszenie stałej K_c . Stosując regułę przekory, można wydedukować, czy stała K_c wzrośnie, czy zmniejszy się, a tym samym określić, jak zmieni się położenie równowagi chemicznej (tab. 9.2.). **Preferowany kierunek zmiany zależy od znaku zmiany entalpii.** Należy pamiętać, że spośród dwóch wzajemnie odwrotnych reakcji zachodzących w układzie w stanie równowagi jedna jest egzo-, a druga – endotermiczna. Wartość zmiany entalpii jest taka sama, ale różni się znakiem.

wpływ zmiany temperatury

Rozważmy **egzotermiczną** reakcję syntezy amoniaku:



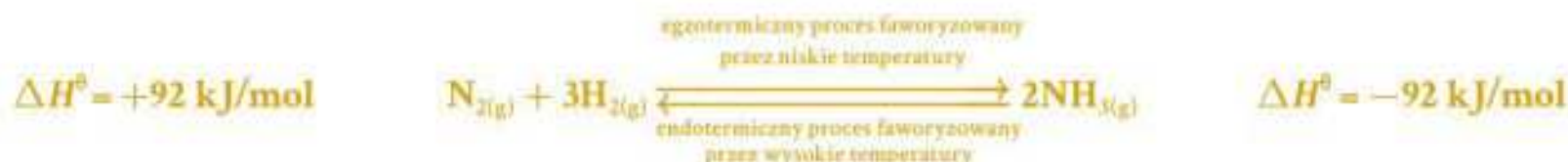
Czynnik: Obniżenie temperatury.

Efekt zmiany: Układ będzie sprzyjał reakcji chemicznej, która ponownie **zwiększy** temperaturę, uwalniając więcej energii sposobem termicznym. Równowaga przesuwa się w prawo. W nowym stanie równowagi będzie więc więcej amoniaku oraz mniej azotu i wodoru. Stała K_c rośnie. Wydajność procesu powstawania amoniaku rośnie.

Czynnik: Wzrost temperatury.

Efekt zmiany: Układ będzie **obniżał** temperaturę poprzez pochłanianie energii sposobem termicznym. Może to zrobić, przesuając położenie równowagi

w lewo. Takie działanie prowadzi do zwiększenia ilości azotu i wodoru oraz zmniejszenia ilości amoniaku. Wartość stałej K_c maleje. Wydajność syntezy amoniaku maleje.



Tab. 9.2. Wpływ zmian temperatury na równowagę chemiczną

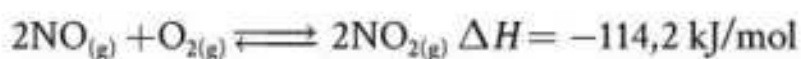
Typ reakcji	Zmiana temperatury	Efekt zmiany na stałą K_c	Efekt zmiany na stężenie produktów	Efekt zmiany na stężenie substratów	Kierunek przesunięcia równowagi chemicznej
egzotermiczna	wzrost	maleje	zmniejszenie	wzrost	w lewo
egzotermiczna	obniżenie	rośnie	wzrost	zmniejszenie	w prawo
endotermiczna	wzrost	rośnie	wzrost	zmniejszenie	w prawo
endotermiczna	obniżenie	maleje	zmniejszenie	wzrost	w lewo

Wnioski te mają duże znaczenie dla chemicznych procesów przemysłowych, a także ochrony środowiska. Na przykład reakcja utleniania azotu w niskich temperaturach przebiega bardzo powoli.



Rys. 9.1. Tlenek azotu(II) powstający podczas reakcji spalania benzyny reaguje z tlenem atmosferycznym, tworząc brunatną mgłę tlenku azotu(IV).

Dodatnia wartość entalpii reakcji oznacza, że reakcja w prawo jest endotermiczna. Natomiast w lewo reakcja jest egzotermiczna. Wysokie temperatury panujące w silnikach spalinowych i odrzutowych powodują przesunięcie położenia stanu równowagi w kierunku reakcji endotermicznej. A to sprzyja wytwarzaniu znacznych ilości tlenku azotu(II) i przyczynia się do zanieczyszczenia środowiska.



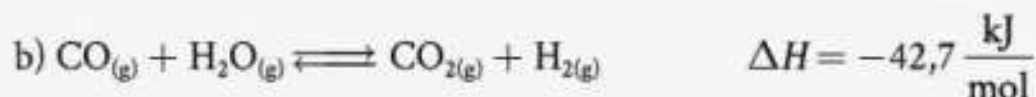
Duża ilość tego gazu w miastach powoduje problemy z oddychaniem i przyczynia się do występowania kwaśnych deszczów. Ponieważ reakcja tworzenia tlenku azotu(IV) jest egzotermiczna, to niska temperatura panująca w przyrodzie sprzyja tworzeniu tlenku azotu(IV).

9.5. Wpływ katalizatora na równowagę chemiczną

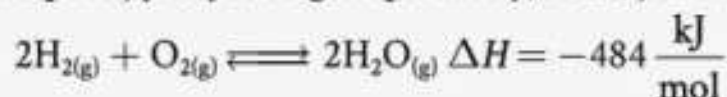
wpływ katalizatora ▶ Obecność katalizatora w układzie nie wpływa na położenie równowagi chemicznej. Katalizator przyspiesza w tym samym stopniu reakcję chemiczną zarówno w prawo, jak i w lewo. Dlatego równowaga dynamiczna zostanie szybciej osiągnięta. Dodanie lub usunięcie katalizatora nie wywiera wpływu na skład mieszaniny reakcyjnej w stanie równowagi.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Ustal, w jaki sposób zmienić temperaturę, aby uzyskać większą ilość produktu.



2. Opierając się na regule przekory, ustal, jak zmieni się położenie równowagi w reakcji:



a) po zwiększeniu ciśnienia układu,

b) po wprowadzeniu pary wodnej,

c) po obniżeniu temperatury,

d) po wprowadzeniu katalizatora.

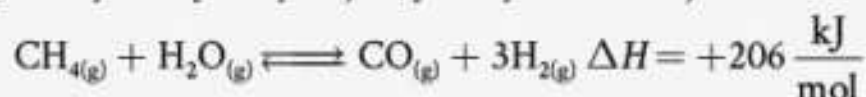
3. Ustal, w jaki sposób drogą dodawania substancji do układu lub ich usuwania można przesunąć równowagę reakcji:



a) w prawo,

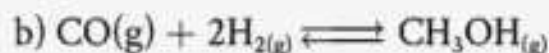
b) w lewo.

4. Wodór na skalę przemysłową otrzymuje się w wyniku reakcji:

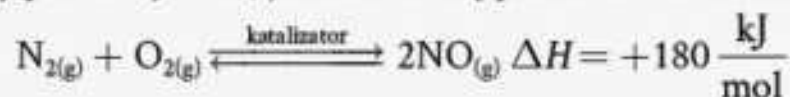


Wymień czynniki, które spowodują przesunięcie równowagi w kierunku produktów.

5. Opierając się na regule przekory, omów, jaki jest wpływ wzrostu ciśnienia na skład mieszaniny reakcyjnej w stanie równowagi reakcji:



6. Na podstawie reguły przekory ustal, jak zmieni się położenie równowagi w reakcji:



a) po zwiększeniu ciśnienia układu,

b) po wprowadzeniu tlenu,

c) po podwyższeniu temperatury,

d) po usunięciu katalizatora.

7. Zarówno tlen, jak i trujący tlenek węgla(II) mogą we krwi reagować z hemoglobina (Hb), tworząc odpowiednio związek HbO_2 lub HbCO . Jeżeli oba gazy znajdują się we krwi, ustala się równowaga reakcji:



Korzystając z reguły przekory, wyjaśnij:

a) dlaczego czysty tlen jest często podawany ofiarom zatrucia czadem;

b) dlaczego w pomieszczeniu, gdzie znajduje się ofiara zatrucia czadem, jest kategoryczny zakaz palenia tytoniu.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 217 ♦ • **Reguła przekory** wskazuje kierunek przesuwania stanu równowagi pod wpływem działania czynników zewnętrznych.
- Jeżeli układ znajdujący się w stanie równowagi dynamicznej zostanie poddany działaniu czynnika zewnętrznego, to w układzie zajdą takie zmiany, których efekt zmniejszy działanie tego czynnika i doprowadzi do osiągnięcia nowego stanu równowagi.
- s. 217 ♦ • Wzrost stężenia substratu przesuwa równowagę w prawo, zwiększając ilość wytworzonych produktów.
- s. 217 ♦ • Wzrost stężenia produktu przesuwa równowagę w lewo, zwiększając ilość substratów.
- s. 218 ♦ • Wzrost ciśnienia mieszaniny reakcyjnej w stanie równowagi powoduje przebieg reakcji w kierunku zmniejszenia liczby moli cząsteczek w fazie gazowej.
- s. 219 ♦ • Obniżenie temperatury układu, w którym przebiega reakcja egzotermiczna, przesuwa równowagę w prawo, a w przypadku reakcji endotermicznej – w lewo.
- s. 219 ♦ • Wzrost temperatury układu, w którym przebiega reakcja egzotermiczna przesuwa równowagę w lewo, a w przypadku reakcji endotermicznej – w prawo.

10. Obliczenia z wykorzystaniem stałych równowagi

NA TEJ LEKCJI:

- nauczysz się obliczać wartość stałej równowagi reakcji odwracalnej;
- dowiesz się, jak obliczyć stężenie równowagowe albo stężenie początkowe reagentów.

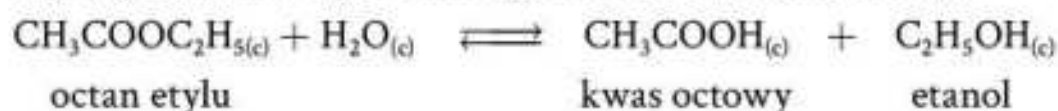
Ten temat stanowi wprowadzenie do prostych obliczeń z wykorzystaniem stałych równowagi. Dowiesz się, jak obliczyć stałą K_c , stężenia równowagowe albo stężenia początkowe reagentów. Nie ma w nich skomplikowanej matematyki, chociaż w niektórych przypadkach trzeba zastosować prostą algebrę.

10.1. Obliczanie wartości stałej równowagi reakcji

Każda reakcja chemiczna ma swoją charakterystyczną stałą równowagi, której wartość zmienia się tylko z temperaturą. Niezależnie od składu początkowego mieszaniny reakcyjnej skład równowagowy w określonej temperaturze odpowiada zawsze wartości K_c tej reakcji.

Przykład 1.

Mieszaninę 1 mola octanu etylu i 1 mola wody (w obecności rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego jako katalizatora) pozostawiono, aby mógł utworzyć się kwas octowy i etanol zgodnie z równaniem reakcji:



Mieszanina równowagowa została zanalizowana i stwierdzono, że zawiera 0,300 mola kwasu octowego. Oblicz wartość K_c w temperaturze, w której przebiegała reakcja.

Rozwiązanie:

1. Rozpoczynamy od napisania wyrażenia na stałą równowagi reakcji na podstawie jej równania chemicznego:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

2. Następnie sporządzamy schemat: równanie reakcji chemicznej, obok w kolejnych wierszach: początkowa liczba moli, liczba moli w stanie równowagi, stężenie w stanie równowagi. Pod odpowiednim reagentem w każdym wierszu zapisujemy podane w treści zadania dane. Nieznane wielkości oznaczamy „?”.

	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{c})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{c})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{c})$	+	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{c})$
Początkowa liczba moli (mol)	1		1		0		0
Liczba moli w stanie równowagi (mol)	?		?		0,300		?
Stężenie w stanie równowagi $\left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)$	?		?		?		?

Wykorzystujemy stechiometrię reakcji do obliczenia nieznanej liczby moli w stanie równowagi.

Ze stechiometrii równania reakcji wynika, że:

- na każdy mol kwasu octowego powstaje równocześnie 1 mol etanolu; jeżeli utworzyło się 0,300 mola kwasu octowego, to powstało równocześnie 0,300 mola etanolu;
- 1 mol octanu etylu reaguje, tworząc 1 mol kwasu octowego; ponieważ powstało 0,300 mola kwasu octowego, to 0,300 mola octanu etylu musiało przereagować; pozostało więc $1 - 0,300 = 0,700$ mola octanu etylu;
- 1 mol wody reaguje, tworząc 1 mol kwasu octowego; jeżeli powstało 0,300 mola kwasu octowego, to 0,300 mola wody musiało przereagować, pozostawiając $1 - 0,300 = 0,700$ mola wody.

Należy pamiętać, że do wyrażenia na stałą K_c wstawiamy **stężenia** w $\left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)$, a nie liczby moli. Nie powiedziano w zadaniu, jaka jest objętość mieszaniny. Z pewnością nie możemy założyć, że wynosiła 1 dm^3 . Oznaczmy ją jako V . Uzupełniamy schemat o ustalone wielkości.

Równanie reakcji:	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{c})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{c})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{c})$	+	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{c})$
Początkowa liczba moli (mol)	1		1		0		0
Liczba moli w stanie równowagi (mol)	$1 - 0,300 = 0,700$		$1 - 0,300 = 0,700$		0,300		0,300
Stężenie w stanie równowagi $\left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)$	$\frac{0,700}{V}$		$\frac{0,700}{V}$		$\frac{0,300}{V}$		$\frac{0,300}{V}$

3. Podstawiamy równowagowe stężenia molowe (bez jednostek) do wyrażenia na stałą równowagi:

$$K_c = \frac{\frac{0,300}{V} \cdot \frac{0,300}{V}}{\frac{0,700}{V} \cdot \frac{0,700}{V}} = 0,184$$

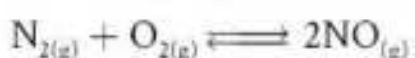
Odpowiedź: $K_c = 0,184$

10.2. Obliczanie stężeń równowagowych na podstawie wartości K_c

Stale równowagi reakcji możemy wykorzystać do obliczania stężenia reagenta w stanie równowagi w określonej temperaturze.

Przykład 2.

Dla reakcji opisanej równaniem:



stała równowagi jest równa $3,4 \cdot 10^{-21}$ w określonej temperaturze, a stężenie azotu i tlenu w stanie równowagi wynosi $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz stężenie tlenku azotu(II) w stanie równowagi.

Rozwiązanie:

1. Zapisujemy wyrażenie na stałą równowagi reakcji na podstawie jej równania chemicznego:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]}$$

2. Przekształcamy wyrażenie na stałą równowagi:

$$[\text{NO}]^2 = K_c \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]$$

$$[\text{NO}] = \sqrt{K_c \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]}$$

3. Podstawiamy wartości liczbowe do wyrażenia:

$$[\text{NO}] = \sqrt{(3,4 \cdot 10^{-21}) \cdot (0,1) \cdot (0,1)} = 5,8 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie tlenku azotu(II) wynosi $5,8 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 3.

Oblicz stężenia substratów i produktu w stanie równowagi reakcji:



jeżeli do naczynia o objętości $1,0 \text{ dm}^3$ wprowadzono $1,0 \text{ mol}$ reagenta A, $3,0$ mole reagenta B i $1,0 \text{ mol}$ reagenta C. Stała równowagi tej reakcji w określonej temperaturze jest równa 4.

Rozwiązanie:

1. Zapisujemy wyrażenie na stałą równowagi reakcji na podstawie jej równania chemicznego:

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A] \cdot [B]}$$

2. Niech x oznacza liczbę moli reagenta A, który przereagował do momentu osiągnięcia stanu równowagi. Początkowa liczba moli reagenta A zostanie pomniejszona o x . Znak ujemny ($-x$) będzie wskazywał malejącą liczbę moli, a nie ujemną liczbę moli. Ze stechiometrii równania reakcji wynika, że zmniejszenie liczby moli reagenta A o x pociąga za sobą:

- zmniejszenie liczby moli reagenta B o x ,
- wzrost liczby moli reagenta C o $2x$, ponieważ liczba moli C, która powstała w wyniku reakcji, jest dwukrotnie większa niż liczba moli A, która przereagowała.

Zestawiamy następujący schemat:

Równanie reakcji:	$A_{(g)}$	+	$B_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2C_{(g)}$
Początkowa liczba moli (mol):	1,0		3,0		1,0
Zmiana liczby moli (mol):	$-x$		$-x$		$+2x$
Liczba moli w stanie równowagi (mol)	$1,0 - x$		$3,0 - x$		$1,0 + 2x$
Stężenie w stanie równowagi $\left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)$	$\frac{1,0 - x}{1,0} =$ $= 1,0 - x$		$\frac{3,0 - x}{1,0} =$ $= 3,0 - x$		$\frac{1,0 + 2x}{1,0} =$ $= 1,0 + 2x$

3. Podstawiamy równowagowe stężenia molowe (bez jednostek) do wyrażenia na stałą równowagi:

$$4 = \frac{(1,0 + 2x)^2}{(1,0 - x)(3,0 - x)}$$

4. Rozwiązujemy równanie i otrzymujemy:

$$x = 0,55$$

5. Liczbę moli w stanie równowagi obliczamy z bilansu:

$$A = (1,0 - 0,55) = 0,45 \text{ mol}$$

$$B = (3,0 - 0,55) = 2,45 \text{ mol}$$

$$C = (1,0 + 2 \cdot 0,55) = 2,1 \text{ mol}$$

6. Obliczamy stężenia równowagowe reagentów, korzystając z podanej objętości układu, w której zachodzi reakcja.

$$[A] = \frac{0,45 \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3} = 0,45 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad [B] = \frac{2,45 \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3} = 2,45 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[C] = \frac{2,10 \text{ mol}}{1,0 \text{ dm}^3} = 2,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenia równowagowe A, B i C wynoszą odpowiednio:

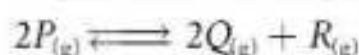
$$0,45 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}, 2,45 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}, 2,10 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}.$$

10.3. Obliczanie stężeń początkowych reagentów

Równowagowy skład mieszaniny reakcyjnej można wykorzystać do obliczenia początkowego stężenia reagenta.

Przykład 4.

W zamkniętym naczyniu o objętości $10,0 \text{ dm}^3$ umieszczono substancję P i ogrzewano w temperaturze 320 K , aż ustaliła się równowaga reakcji:



Mieszanina równowagowa zawierała $0,12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ substancji P, $0,48 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ substancji Q, $0,24 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ substancji R. Oblicz początkowe stężenie substancji P.

Rozwiązanie:

1. Zestawiamy schemat:

Równanie reakcji:	$2P_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2Q_{(g)}$	+	$R_{(g)}$
Stężenie w stanie równowagi $\left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)$	0,12		0,48		0,24
Liczba moli w stanie równowagi (mol)	$0,12 \cdot 10,0 = 1,2$		$0,48 \cdot 10,0 = 4,8$		$0,24 \cdot 10,0 = 2,4$

2. Ze stechiometrii równania reakcji wynika, że z 2 moli substancji P powstają 2 mole substancji Q. Zatem jeżeli powstało 4,8 mola substancji Q, to musiało przereagować 4,8 mola substancji P.

Początkowa liczba moli substancji P jest sumą jej liczby moli w stanie równowagi i liczby moli, która całkowicie przereagowała, stąd:

$$1,2 \text{ mol} + 4,8 \text{ mol} = 6 \text{ mol}$$

3. Stężenie początkowe substancji P obliczymy, korzystając z podanej objętości układu, w której zachodzi reakcja:

$$C_m = \frac{6 \text{ mol}}{10 \text{ dm}^3} = 0,6 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Stężenie początkowe wynosi $0,6 \text{ dm}^3$.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Stała równowagi reakcji $X_{(g)} \rightleftharpoons Y_{(g)}$ wynosi 3. Początkowe stężenie reagenta X było równe $12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Ustal, jakie będzie stężenie reagenta X i reagenta Y , gdy zostanie osiągnięta równowaga.

a) $12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} X$ i $0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} Y$

b) $9 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} X$ i $3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} Y$

c) $3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} X$ i $9 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} Y$

d) $12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} X$ i $36 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} Y$

2. W zamkniętym pojemniku o objętości $10,0 \text{ dm}^3$ w temperaturze 400 K mieszano ze sobą $0,5$ mola reagenta B , $0,3$ mola reagenta C , po czym zainicjowano reakcję:



W stanie równowagi liczba moli reagenta A wynosiła $0,1$ mola. Oblicz wartość stałej równowagi w tej temperaturze.

3. Cztery mole reagenta A umieszczono w zamkniętym naczyniu objętości $20,0 \text{ dm}^3$ i ogrzewano w temperaturze 355 K , aż ustalił się stan równowagi reakcji:



Mieszanina równowagowa zawierała $1,50$ mola reagenta A . Oblicz wartość K_c w tej temperaturze.

4. W pewnej temperaturze, w zamkniętym naczyniu prowadzono reakcję:

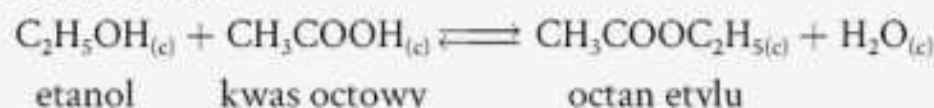


Po osiągnięciu stanu równowagi stężenia SO_2 , SO_3 , NO były odpowiednio równe:

$$[SO_2] = 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}, [SO_3] = 6,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}, [NO] = 12,9 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Stala równowagi powyższej reakcji w tej temperaturze wynosi $9,0$. Oblicz stężenie równowagowe NO_2 w tej temperaturze.

5. W kolbie mieszano 5 moli etanolu, 4 mole kwasu octowego i 3 mole octanu etylu, a następnie zainicjowano reakcję:



Mieszanina poreakcyjna zajęła objętość $1,1 \text{ dm}^3$, a stała równowagi w temperaturze prowadzenia reakcji wynosiła 1 . Oblicz stężenia molowe wszystkich reagentów w stanie równowagi.

6. W układzie zamkniętym przeprowadzono reakcję opisaną równaniem:



Stała równowagi tej reakcji w pewnej temperaturze ma wartość 1, a stężenia równowagowe wynoszą: $[\text{CO}_2] = 0,04 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz stężenia początkowe tlenku węgla(II) i wody.

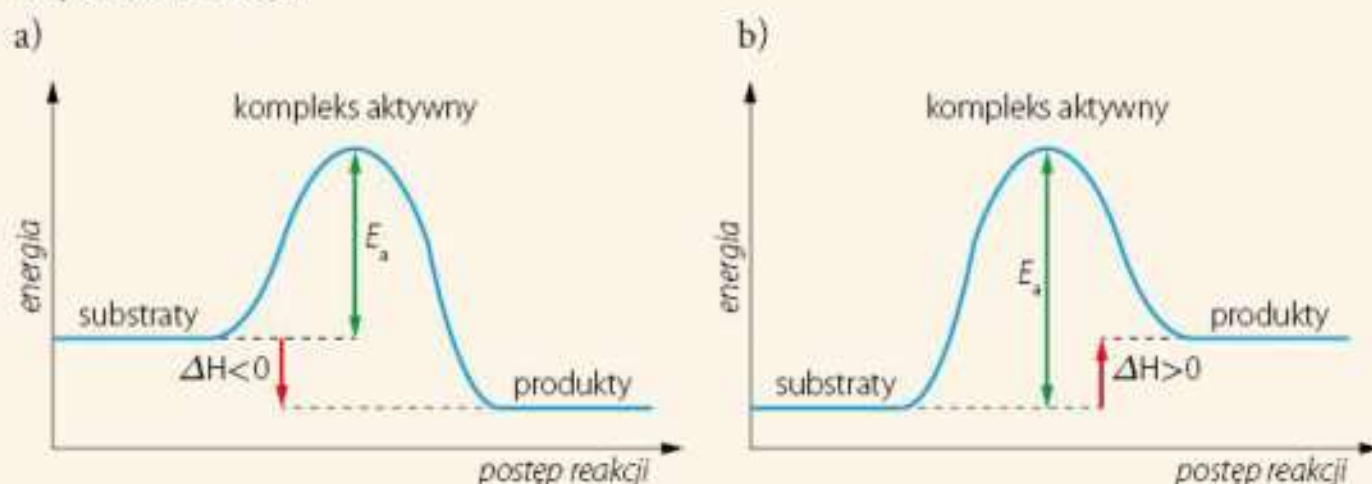
Podsumowanie przed sprawdzianem

- s. 172 • **Proces egzoenergetyczny** – proces, podczas którego energia jest przekazywana od układu do otoczenia.
- s. 172 • **Proces endoenergetyczny** – proces, podczas którego energia jest przekazywana z otoczenia do układu.
- s. 172 • **Proces egzotermiczny** – proces, podczas którego energia na sposób ciepła przepływa od układu do otoczenia.
- s. 173 • **Proces endotermiczny** – proces, w którym energia na sposób ciepła przepływa z otoczenia do układu.
- s. 177 • **Zmiana entalpii ΔH** jest równa energii wymienionej na sposób ciepła między układem i otoczeniem w warunkach stałego ciśnienia.

$\Delta H < 0$ oznacza reakcję egzotermiczną

$\Delta H > 0$ oznacza reakcję endotermiczną

- s. 177 • **Standardowa entalpia reakcji $\Delta H^\ominus$** jest zmianą entalpii reakcji zachodzącej w warunkach standardowych dla molowych ilości reagentów określonych współczynnikami stechiometrycznymi równania reakcji. Wyraża się ją w kilodżulach na mol $\left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right)$.
- s. 178 • **Prawo Hessa** mówi, że standardowa zmiana entalpii procesu nie zależy od drogi, a jedynie od stanu początkowego i końcowego układu.
- s. 185 • **Energia aktywacji** jest minimalną energią, z jaką cząsteczki substratów muszą się zderzyć, aby zaszła reakcja.



Rys. Energetyczny profil: a) reakcji egzotermicznej, b) reakcji endotermicznej.

- **Szybkość reakcji** to szybkość reakcji chemicznej obliczona przez podzielenie zmiany stężenia molowego reagenta (substratu lub produktu) przez przedział czasu, w którym ta zmiana nastąpiła. s. 190
- Wzrost temperatury układu o 10°C powoduje w przybliżeniu dwukrotny wzrost szybkości reakcji. s. 191
- Wzrost stężenia (dla gazów ciśnienia) przynajmniej jednego z substratów powoduje zwiększenie szybkości reakcji. s. 192
- Wzrost powierzchni ciała stałego (rozdrobienie) zwiększa szybkość reakcji. s. 193
- **Równanie kinetyczne** to równanie wyrażające szybkość reakcji za pomocą stężeń molowych reagentów. s. 197
- Jeżeli równanie kinetyczne reakcji chemicznej ma postać: s. 197

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$$
 to reakcję określa się jako rzędu a względem A , rzędu b względem B , a jej sumaryczny rząd jest równy $a + b$.
- **Katalizatory** przyspieszają szybkość chemicznych reakcji, chociaż same pozostają bez zmian i się nie zużywają w trakcie jej przebiegu. Katalizatory umożliwiają zajście reakcji na nowej drodze. Na tej nowej drodze reakcji energia aktywacji jest niższa niż na drodze pierwotnej. s. 203
- Odwracalne reakcje chemiczne wytwarzają **stan równowagi dynamicznej**, w którym szybkości reakcji w prawo i w lewo stają się jednakowe. s. 210
- Dla odwracalnej reakcji biegnącej według równania: s. 213

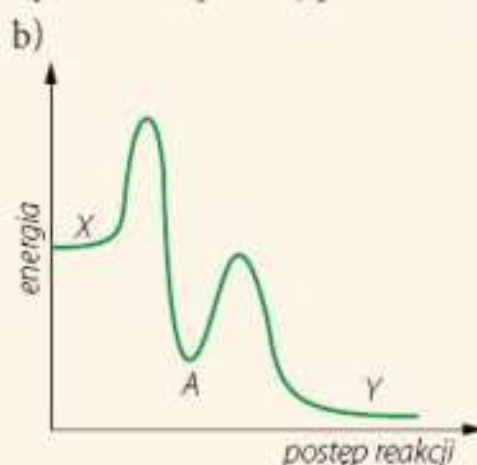
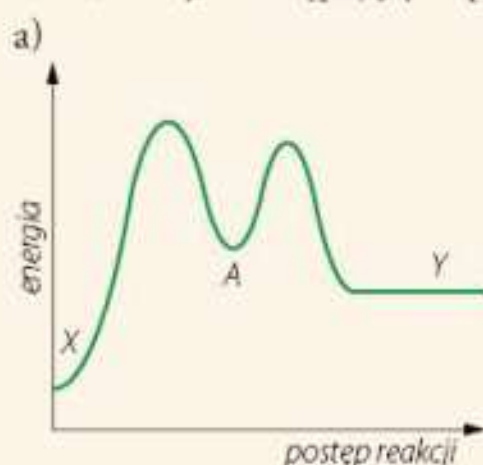
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$
 w stanie równowagi chemicznej stężenia reagentów spełniają zależność:

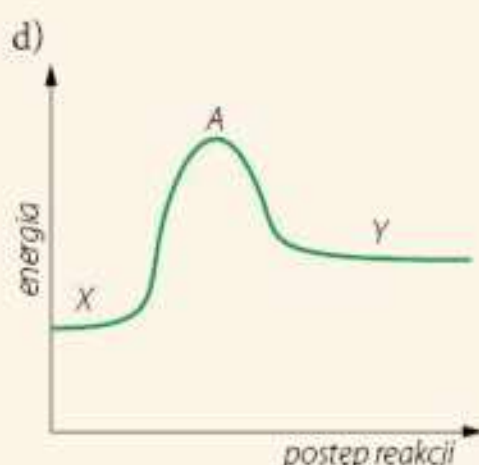
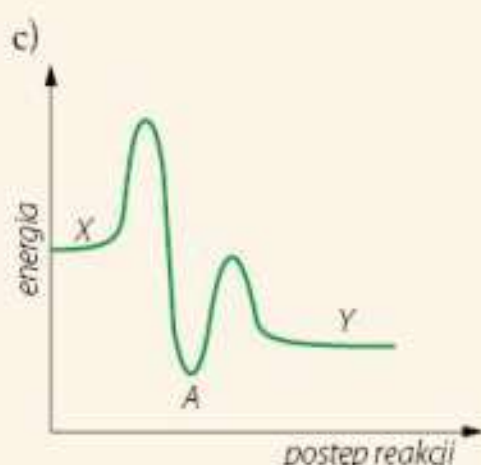
$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$
 gdzie K_c – stała równowagi reakcji zależna tylko od temperatury.
 Liczbowa wartość stałej równowagi informuje, jakie są relacje pomiędzy stężeniami substratów i produktów. Im większa wartość K_c , tym efektywniej tworzą się produkty.
- **Reguła przekory** (reguła Le Chateliera i Brauna) mówi, że jeżeli układ znajdujący się w stanie równowagi dynamicznej zostanie poddany działaniu czynnika zewnętrznego, to w układzie zajdą takie zmiany, których efekt zmniejszy działanie tego czynnika i doprowadzi do osiągnięcia nowego stanu równowagi. s. 217

Sprawdź, czy umiesz!

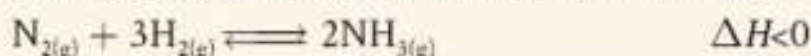
- Uczniowie badali szybkość reakcji chemicznej. Do kawałka skały wapiennej dodali kwasu chlorowodorowego.
 - Masa kolby z jej zawartością zmniejszyła się podczas eksperymentu. Wyjaśnij dlaczego. Ułóż równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
 - Omów, jakie czynności powinni przeprowadzić uczniowie, aby zbadać zależność tej reakcji od różnych czynników wpływających na jej szybkość.
- W wyniku rozpuszczania w wodzie stałego azotanu(V) amonu zachodzi proces opisany następującym równaniem termochemicznym:
$$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) \quad \Delta H = +26 \text{ kJ/mol.}$$
 - Ustal, jaka jest zmiana entalpii reakcji odwrotnej do tej reakcji.
 - Określ, jaka ilość ciepła zostanie pochłonięta w reakcji 2 moli $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$.
- Próbkę azotu i wodoru ogrzano do temperatury 500 K. Ustaliła się równowaga reakcji z produktem – amoniakiem.
 - Napisz w zeszycie wyrażenie na stałą równowagi tej reakcji chemicznej.
 - Oblicz wartość stałej równowagi reakcji na podstawie następujących stężeń równowagowych: $0,796 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{NH}_3$, $0,305 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{N}_2$, $0,324 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{H}_2$.
- Podczas reakcji chemicznej jednego mola cynku ze stechiometryczną ilością kwasu chlorowodorowego, uwalnia się 156 kJ energii na sposób ciepła.
$$\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$$
 - Ustal, czy jest to reakcja endotermiczna, czy egzotermiczna.
 - Określ, jaki jest znak zmiany entalpii w tej reakcji chemicznej.
 - Narysuj w zeszycie profil energetyczny tej reakcji chemicznej.
- Związek X przekształcono w związek Y. Stwierdzono, że reakcja przebiegała z utworzeniem związku A, który mógł zostać wyizolowany. Zaszły następujące przemiany:
$$\text{X} \rightarrow \text{A} \quad \Delta H < 0$$
$$\text{A} \rightarrow \text{Y} \quad \Delta H > 0$$

Ustal, który z następujących profili reakcji odpowiada opisanej przemianie.





6. W przemyśle amoniak otrzymuje się w reakcji:



- Ustal, co należy zrobić, aby zwiększyć szybkość tej reakcji chemicznej.
 - Wymień działania, jakie należy podjąć, aby zwiększyć wydajność (ilość produktu) tej reakcji chemicznej.
 - Wyjaśnij, czy istnieje konflikt między warunkami prowadzenia szybkiej reakcji a uzyskaniem dużej wydajności reakcji chemicznej.
7. Ogrzewano 36,8 g N_2O_4 w zamkniętej kolbie o objętości 16,0 dm³. W stałej temperaturze ustalił się stan równowagi reakcji opisanej następującym równaniem:



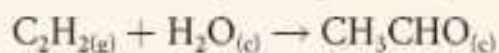
Mieszanina w stanie równowagi zawierała 0,180 mola N_2O_4 .

Oblicz:

- liczbę moli N_2O_4 w 36,8 g próbki;
 - liczbę moli NO_2 w mieszaninie reakcyjnej;
 - wartość K_c w podanych warunkach.
8. Na podstawie poniższych danych narysuj w zeszycie wykres ilustrujący zmiany stężenia substratu A w czasie reakcji pierwszego rzędu. Następnie zaznacz na wykresie (np. klamrą) odcinek odpowiadający okresowi półtrwania.

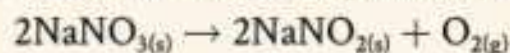
Czas [s]	0	1	2	3	4	5
$[\text{A}] \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	1,00	0,50	0,250	0,125	0,0625	0,03125

9. Na podstawie standardowej entalpii spalania substancji przedstawionych w poniższej tabeli oblicz zmianę entalpii reakcji:



Substancja	$\Delta H_{\text{sp}}^\circ \text{ kJ/mol}$
$\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}$	-890,3
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{c})}$	-286
$\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{c})}$	-1192,4

10. Oblicz zmianę entalpii reakcji:



Standardowa entalpia tworzenia $\text{NaNO}_{3(s)}$ wynosi -468 kJ/mol , a standardowa entalpia tworzenia $\text{NaNO}_{2(s)}$ jest równa -359 kJ/mol .

11. Korzystając z informacji znajdujących się w poniższej tabeli, wykonaj polecenia.

Doświadczenie	Stężenie $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$			Szybkość reakcji $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$
	Substrat A	Substrat B	Substrat C	
1.	0,010	0,020	0,0050	$1,4 \cdot 10^{-6}$
2.	0,010	0,010	0,0050	$7,0 \cdot 10^{-7}$
3.	0,020	0,020	0,0050	$1,4 \cdot 10^{-6}$
4.	0,020	0,020	0,015	$4,2 \cdot 10^{-6}$

a) Ustal rząd reakcji w stosunku do substratów A, B i C oraz sumaryczny rząd reakcji.

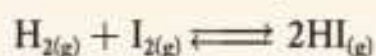
b) Napisz w zeszycie równanie kinetyczne tej reakcji.

c) Oblicz wartość stałej szybkości reakcji w tym jednostki.

12. Dla reakcji pierwszego rzędu okres półtrwania substratu X wynosi 15 minut. Początkowe stężenie substratu X jest równe $0,80 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Ustal czas, w jakim nastąpi obniżenie stężenia do $0,10 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

13. W temperaturze 100°C stała równowagi K_c reakcji: $A_{(c)} \rightleftharpoons B_{(c)}$ jest równa 39. W naczyniu umieszczono 2 mole substancji A i pozostawiono do osiągnięcia stanu równowagi. Oblicz stężenie substratu A w stanie równowagi w tej temperaturze.

14. W zamkniętym naczyniu o objętości $1,0 \text{ dm}^3$ umieszczono wodór i jod. W pewnej temperaturze ustaliła się równowaga reakcji:



Mieszanina równowagowa zawierała $0,75 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{H}_{2(g)}$, $0,15 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{I}_2$, $2,7 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \text{HI}$. Oblicz początkowe stężenia substratów.

Odpowiedzi do zadań

I Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna

1. Masa atomowa

- a) 101,1u, b) 200,6, c) 50,9u
- tlen, O
- Ar, $Z = 18$
- a) 17,0 u, b) 46,0 u
- liczba elektronów walencyjnych, ładunek tworzonych jonów

2. Izotopy pierwiastków. Średnia masa atomowa

- mają jednakowy, neutronów, protonów, neutronów, atomową, masową, stałym.
- ${}^{24}_{12}\text{E}$, ${}^{25}_{12}\text{E}$, ${}^{26}_{12}\text{E}$
- Deuter ${}^2\text{H}$ jest około 2 razy cięższy od izotopu ${}^1\text{H}$, którego jest najwięcej w naturalnym wodorze. Masa „zwykłej” wody jest mniejsza od masy ciężkiej wody zajmującej tę samą objętość ($d = \frac{m}{V}$), dlatego gęstość ciężkiej wody jest większa.
- 138,905 u
- ${}^{151}\text{Eu} - 47,83\%$, ${}^{153}\text{Eu} - 52,17\%$

3. Reakcje jądrowe

- jądrowych, innego, mniejszej, większej
- ${}^{211}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{207}_{82}\text{Pb} + {}^4_2\text{He}$
- ${}^{24}_{11}\text{Na} \rightarrow {}^{24}_{12}\text{Mg} + {}^0_{-1}\text{e}$
- ${}^{14}_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{14}_6\text{C} + {}^1_1\text{H}$ lub ${}^{14}_7\text{N} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{14}_6\text{C} + {}^1_1\text{p}$
- X – Cm, Y – ${}^1_0\text{n}$

4. Okres półtrwania

- Wśród izotopów promieniotwórczych, które dostały się do środowiska był cez-137 o $T_{1/2} = 30,17$ lat
- 280 lat
- ok. 180 mg (otrzymany wynik powinien być mniejszy niż 196 mg, ale większy niż 140 mg)
- w preparacie zawierającym Th
- 21 lat

5. Mol i masa molowa

- a) $14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, b) $14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, c) $28,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, d) $4,65 \cdot 10^{-23}$
- a) $18,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, b) $98,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, c) $159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, d) $249,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- 0,44
- 96 kg
- 53 mmol
- a) CO_2 , b) N_2O_3
- $1,21 \cdot 10^{20}$

6. Objętość molowa gazów. Prawo Avogadra

1. 112 dm^3
2. a) $7,1 \text{ cm}^3$, b) $15,5 \text{ cm}^3$, c) $5,3 \text{ cm}^3$; siarka > miedź > węgiel

7. Równanie Clapeyrona

2. $\approx 2,36 \cdot 10^{27}$
3. $3,53 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$
4. $0,11 \text{ g}$
5. a) zmaleje dwukrotnie, b) wzrośnie trzykrotnie

8. Ustalanie wzoru związku chemicznego

1. CH_2
3. tlen – 60%, azot – 35%, wodór – 5%
4. FeS
5. C_2H_4
6. $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$
7. empiryczny: NO_2 , rzeczywisty: NO_2 , dimer: N_2O_4

9. Stechiometryczny stosunek reagentów

1. 1 mol
2. $6,4 \text{ g}$
3. $1,24 \text{ g}$
4. Nie wystarczy.
5. $9,4 \cdot 10^{22}$
6. 85000 m^3

10. Niestechiometryczny stosunek reagentów

1. 20 dm^3
2. magnez (12%), siarczek magnezu (88%)
3. $0,165 \text{ mola}$
4. Nie wystarczy.
5. $33,66 \text{ mg}$

11. Wydajność reakcji chemicznych

1. 70%
4. 160 t
5. 57%

Sprawdź, czy umiesz!

1. H_2 , NH_3 , NO , H_2S , Ar , CO_2 , Cl_2
2. siarka
3. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$; $1,34 \text{ mola}$, w niedomiarze użyto tlenu
4. $48,9 \text{ dm}^3$
5. 481 g
6. $44,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
7. 56,6%
8. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$
9. $134,4 \text{ dm}^3$
10. 3 g

11. 1. $^{222}_{86}\text{Rn} \rightarrow ^{218}_{84}\text{Po} + ^4_2\text{He}$
 2. $^{218}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{214}_{82}\text{Pb} + ^4_2\text{He}$
 3. $^{214}_{82}\text{Pb} \rightarrow ^{214}_{83}\text{Bi} + ^0_{-1}\text{e}$
 0,098%

II Budowa atomu

1. Rozwój teorii budowy atomu

1. a) $4,52 \cdot 10^{14}$ Hz, b) 663 nm, c) czerwone

2. Kwantowo-mechaniczny model atomu

2. pięć; O
 3. siedem
 4. a) jeden, b) cztery, c) dziewięć, d) szesnaście
 5. czternaście

3. Konfiguracja elektronowa atomów i jonów

1. a) dwie powłoki i dwie podpowłoki, b) dwie powłoki i trzy podpowłoki, c) trzy powłoki i pięć podpowłok
 2. $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d$
 3. Energia orbitalu 4s jest niższa niż orbitalu 3d.
 4. a) dwa, b) osiem, c) osiemnaście, d) trzydzieści dwa
 6. a) 16, b) 27, c) 37
 7. a) $\text{K}^+ [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, b) $\text{S}^{2-} [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, c) $\text{Ga}^{3+} [\text{Ar}] 3d^{10}$

4. Układ okresowy pierwiastków a konfiguracja elektronowa atomu

1. berylówce, żelazowce, miedziowce, borowce, azotowce, fluorowce i helowce
 2. blok s: potas, stront; blok p: argon, azot, brom, chlor, glin, siarka; blok d: nikiel, wanad
 3. nikiel Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$, zapelnia niekompletną podpowłokę 3d, blok d; brom Br: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, zapelnia niekompletną podpowłokę 4p, blok p
 4. a) okres 2, grupa 17, fluor F; b) okres 3, grupa 14, krzem Si; c) okres 4, grupa 2, wapń Ca; d) okres 4, grupa 9, kobalt Co
 8. a) zasadowy, b) zasadowy, c) kwasowy

Sprawdź, czy umiesz!

1.

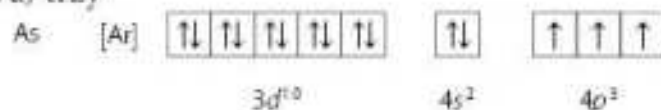
	2p	3p
Liczba orbitali na podpowłoce	3	3
Kształt orbitali (naskicuj)	(odniesienie do rysunku w lekcji)	(odniesienie do rysunku w lekcji)
Wielkość orbitali	mniejsze	większe
Łączna liczba elektronów na orbitalach	6	6
Energia orbitali	niższa	wyższa

Nie można, gdyż zasada nieoznaczoności Heisenberga nie pozwala jednoznacznie wyznaczyć dokładnej energii i dokładnego położenia elektronu.

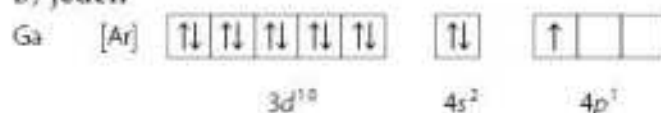
2. a) w każdej powłoce o głównej liczbie kwantowej n większej lub równej 4, b) siedem, c) czternaście, d) począwszy od okresu szóstego

3. a) okres 4, grupa 3, skand Sc, b) okres 3, grupa 14, krzem Si, c) okres 4, grupa 16, selen Se, d) okres 4, grupa 10, nikiel Ni, e) okres 3, grupa 18, argon Ar
4. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, [Ne] $3s^2$, b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, [Ne] $3s^2 3p^4$, c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$, [Ar] $3d^2 4s^2$, d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$, [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$, e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$, [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$

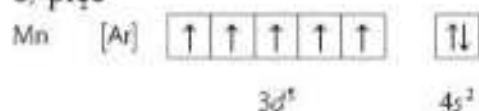
5. a) trzy



b) jeden



c) pięć

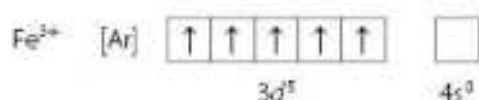
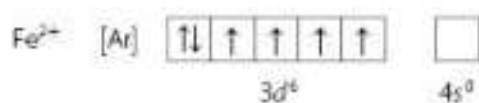
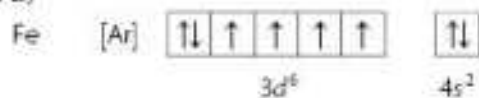


6. Atom magnezu Mg o konfiguracji $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ chętnie traci dwa elektrony walencyjne 3s z utworzeniem jonu Mg^{2+} o trwałej konfiguracji neonu $1s^2 2s^2 2p^6$.

Atom siarki S o konfiguracji $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ chętnie przyjmuje dwa elektrony z utworzeniem jonu siarczkowego S^{2-} o trwałej konfiguracji argonu Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Atom bromu Br o konfiguracji $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ chętnie przyjmuje jeden elektron z utworzeniem jonu bromkowego Br^- o trwałej konfiguracji kryptonu Kr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

7. a)



b) Jon Fe^{3+} nie ma elektronów 4s, które łatwo wchodzi w reakcje. Dodatkowo każdy z orbitali d jest obsadzony pojedynczym elektronem, co daje bardzo trwałą, symetryczną konfigurację.

8. a) tlen > siarka > glin > wapń, b) tlen, c) Będzie malał w kolejności wapń > glin > siarka > tlen.
9. SO_2 (najbardziej kwasowy) > Al_2O_3 > CaO (najbardziej zasadowy)

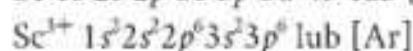
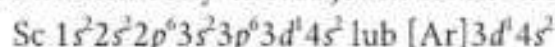
III Wiązania chemiczne.

Oddziaływania międzycząsteczkowe

1. Wiązanie jonowe i metaliczne

1. b) chlor anion, lit kation, d) magnez kation, tlen anion

2. dwa elektrony 4s oraz jeden elektron 3d;



3. odpowiedź c

6. a, b, c, e

2. Wiązanie kowalencyjne

2.



3. 5 wiążących, 2 niewiążące

4. z trzema

5. (najsilnie spolaryzowane) $\text{C-F} > \text{C-O} > \text{C-N}$, $\text{C-Cl} > \text{C-H} > \text{C-S}$, C-C (niewspolaryzowane)

6. słabo spolaryzowane: C-C , C-H ; silnie spolaryzowane: O-H , C-O , C=O

7.



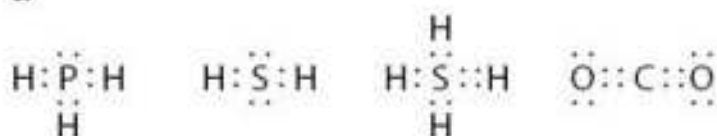
8. jony złożone: NO_3^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NH_4^+ ; jony proste: Cl^- , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+}

9.



3. Budowa cząsteczek

1.



PH_3 – spłaszczona piramida trygonalna; H_2S – kształt litery V; SiH_4 – kształt tetraedyczny;

CO_2 – geometria liniowa

2. NH_4^+ : tetraedyczna, NO_2^- : V-kształtna, CO_3^{2-} : płaska trygonalna, SO_3^{2-} : spłaszczona piramida trygonalna (S – w jednym z wierzchołków)

3. a) wiązanie typu σ , b) 1s atomu wodoru oraz 4p atomu bromu, c) trzy niewiążące pary elektronowe na orbitalach, jedna na orbitalu 4s i dwie na dwóch orbitalach 4p, d) tak

5. a) nie, b) tak, c) nie, d) tak

6. $\text{H}_2 < \text{HF} < \text{HCl} < \text{Cl}_2 < \text{Br}_2$

4. Hybrydyzacja orbitali atomowych

1. sp – 180° , sp^2 – 120° , sp^3 – $109,5^\circ$

2. orbitale sp mają większy udział kulistego orbitalu s (50%) niż orbitale sp^3 (25%)

3. a) sp^3 , tetraedr, $109,5^\circ$, b) sp^3 , budowa kątowa, kąt mniejszy niż $109,5^\circ$, c) sp^3 , budowa piramidy trygonalnej, kąt mniejszy niż $109,5^\circ$

5. a) fałsz, b) prawda, c) fałsz, d) prawda

6. a) $\text{H:C}\equiv\text{N:}$, b) C: sp , N: sp , c) H-C pojedyncze, σ ; $\text{C}\equiv\text{N}$ potrójne, jedno σ i dwa π , d) kształt liniowy, 180°

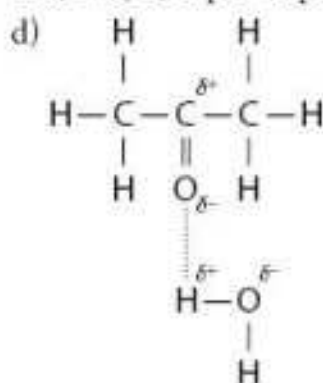
7. a) C: sp^3 , N: sp^3 , b) C w CH_3 : sp^3 , C w CH : sp^2 , C w CH_2 : sp^2 , c) C w CH_3 : sp^3 , C w CH_2 : sp^3 , O w OH : sp^3 , d) C w CH_3 : sp^3 , C w C=O : sp^2 , O w C=O : sp^2 , O w OH : sp^3 , e) C w CH_3 : sp^3 , C w CN : sp , N w CN : sp

5. Oddziaływania międzycząsteczkowe

2. a) żadne, b) azot oraz metan, c) metanal oraz fluorometan

3. etanol, etyloamina, dimetyloamina

4. a) nie, b) dipol–dipol, c) tak



5. Częsteczki fluorowodoru mogą tworzyć między sobą wiązania wodorowe, a chlorowodoru nie.

6. a) amoniak (wiązania wodorowe, fosfina dipol–dipol), b) etan (większa częsteczka, silniejsze oddziaływania dyspersyjne), c) propanon (oddziaływania dipol–dipol, w metylopropienie tylko oddziaływania dyspersyjne).

6. Związki kowalencyjne o strukturze molekularnej

1. wzory półstrukturalne: $\text{H}_2\text{N}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$, $\text{H}_2\text{N}-\text{CO}-\text{NH}_2$, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

wzór sumaryczny: $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$

masa molowa: 60 g/mol

2. a) niepolarnych, b) sil dyspersyjnych, c) oktan, d) Wielkość sil dyspersyjnych rośnie wraz z wielkością częsteczki. W węglowodorach o małych częsteczkach wzajemne przyciąganie między częsteczkami jest słabe, związki te są gazami. W węglowodorach o dużych częsteczkach wzajemne przyciąganie między częsteczkami jest silne, związki te są ciałami stałymi.

3. etan < propan < metoksymetan < etanol < propan-1-ol

4. pentan (o częsteczce wydłużonej)

5. Nie. Oddziaływania dyspersyjne pomiędzy częsteczkami węglowodorów są silniejsze niż oddziaływania dyspersyjne pomiędzy częsteczkami węglowodorów a częsteczkami wody.

6. chlorobutan – polarny fragment CH_2-Cl , reszta częsteczki niepolarna; kwas heksanowy – polarny fragment COOH , reszta częsteczki niepolarna; nonan-4-on – polarny fragment $\text{C}=\text{O}$, niepolarne pozostałe dwa fragmenty częsteczki; oktan-1,8-diol – polarne dwa fragmenty CH_2-OH , reszta częsteczki niepolarna.

7. Kryształy kowalencyjne

2. podobieństwa: regularna struktura krystaliczna, wysoka twardość, wysoka temperatura topnienia, nieprzewodzenie prądu elektrycznego w stanie stałym; różnice: inny rodzaj wiązania chemicznego (kowalencyjne/jonowe), rozpuszczalność (nierozpuszczalny w niczym/rozpuszczalny w wodzie)

3. a) diament: wszystkie wiązania to mocne wiązania kowalencyjne – wysoka twardość, wszystkie atomy węgla blisko siebie (odległość węgiel – węgiel 154 pm) – wysoka gęstość (tzn. dużo atomów węgla w jednostce objętości); grafit: oddziaływania między płaszczyznami dużo słabsze niż wiązania kowalencyjne – niższa twardość, łatwość lupania, duża odległość między płaszczyznami – niższa gęstość (mniej atomów w jednostce objętości), b) fuleren – duże puste przestrzenie wewnątrz częsteczek C_{60} , mniej atomów w jednostce objętości, niższa gęstość

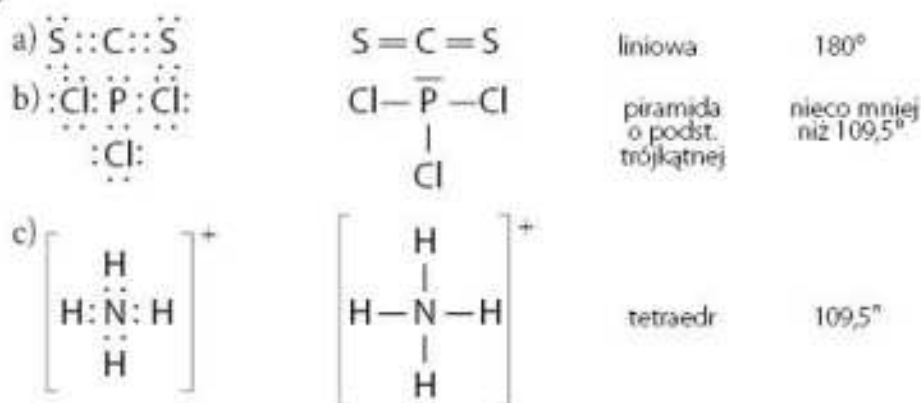
4. a) twardość, połysk, barwa, przezroczystość, wysoki współczynnik załamania światła, b) twardość, odporność chemiczna

5. grafit tak; diament nie; fuleren nie
6. podobieństwa: hybrydyzacja sp^2 atomów węgla, każdy atom węgla łączy się z trzema innymi; różnice: grafit – płaskie warstwy atomów złożone z pierścieni sześciokątnych, obecność elektronów zdelokalizowanych; fuleren – kuliste cząsteczki złożone z pierścieni sześciokątnych i pięciokątnych, brak elektronów zdelokalizowanych

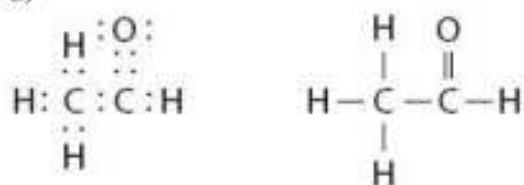
Sprawdź, czy umiesz!

1. a) sodu: prosty, węglanowy: złożony, b) sodu 1+, węglanowy 2-, c) wiązanie jonowe, d) jedno wiązanie kowalencyjne podwójne spolaryzowane C=O, dwa wiązania kowalencyjne pojedyncze spolaryzowane C–O, e) atom węgla sp^2 , atom tlenu przy wiązaniu podwójnym sp^2 , atom tlenu przy wiązaniu pojedynczym sp^3 , f) krystaliczny nie, roztwór tak
2. a) $3,5 - 1,2 = 2,3$, wiązanie jonowe, b) bardzo silne, wymagają bardzo dużego nakładu energii, aby je zerwać, c) zasadowy, d) tak, wewnątrz występuje wiązanie metaliczne z chmurą zdelokalizowanych elektronów, które mogą się swobodnie poruszać w obrębie metalu, e) w temperaturze 25°C nie, jony nie mają swobody ruchu, ruch ładunku elektrycznego niemożliwy; w temperaturze 3000°C tak, związek w stanie ciekłym, jony mają swobodę ruchu i mogą przenosić ładunek elektryczny
3. a) jonowe między Na^+ a OH^- , kowalencyjne pojedyncze między O i H, b) kowalencyjne pojedyncze między O i H oraz między O i N, kowalencyjne podwójne między O i N, koordynacyjne między O i N, c) dwa kowalencyjne podwójne między C a O, d) bardzo wiele pojedynczych kowalencyjnych, e) metaliczne

4.



5. a)



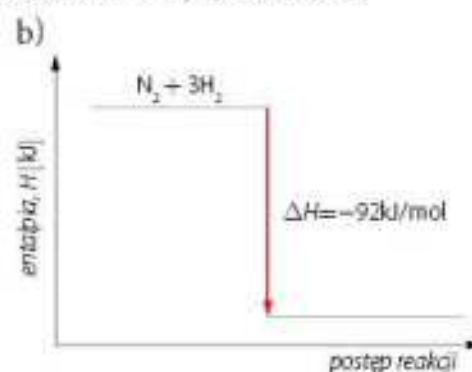
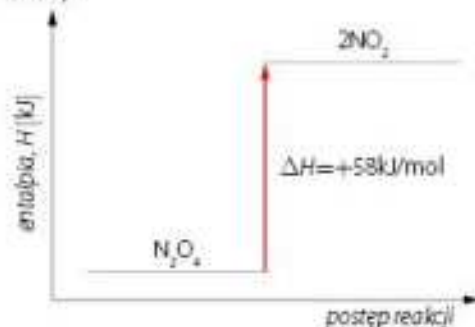
- b) 7 wiążących i 2 niewiążące, c) C w CH_3 sp^3 , C w COH sp^2 , O w COH sp^2 , d) H–C–H w CH_3 $109,5^\circ$; H–C–C w CH_3 $109,5^\circ$, C–C=O 120° , H–C=O 120° , e) silnie spolaryzowane C=O; słabo spolaryzowane C–H, C–C, f) dipol–dipol, g) wiązanie wodorowe, atom wodoru z cząsteczki wody może tworzyć wiązanie wodorowe z atomem tlenu aldehydu octowego, h) Aldehyd octowy i propan mają taką samą masę cząsteczkową, zatem oddziaływania dyspersyjne są podobnej wielkości. Natomiast cząsteczki aldehydu octowego mogą oddziaływać między sobą również oddziaływaniami dipol–dipol, podczas gdy cząsteczki propanu nie mają takiej możliwości (są niepolarne). Zatem propan ma niższą temperaturę wrzenia niż aldehyd octowy. Aldehyd propionowy i aldehyd octowy są polarne, zatem oddziaływania dipol–dipol między nimi są podobne. Ale aldehyd propionowy ma większą masę cząsteczkową, zatem oddziaływania dyspersyjne pomiędzy jego cząsteczkami będą silniejsze niż dla aldehydu octowego i aldehyd propionowy ma wyższą temperaturę wrzenia.

6. CO_2 ma strukturę molekularną, składa się z odrębnych małych cząsteczek słabo przyciągających się wzajemnie; SiO_2 ma strukturę kryształu kowalencyjnego z bardzo wieloma atomami powiązanymi wzajemnie mocnymi wiązaniami kowalencyjnymi (wzór mówi jedynie, że w kryształach jest dwa razy więcej atomów tlenu niż krzemu).
7. a) nie, wszystkie elektrony walencyjne zaangażowane są w wiązania kowalencyjne, brak swobodnie poruszających się elektronów lub jonów, b) tak, nie wszystkie elektrony walencyjne zaangażowane są w wiązania kowalencyjne, część z nich (jeden z każdego atomu węgla) jest zdelokalizowana i może się swobodnie poruszać w obrębie kryształu grafitu; ruch elektronów oznacza przepływ ładunku elektrycznego i jest tożsamy z przepływem prądu, c) tak, atomu sodu przekształcają się w jony sodu Na^+ , a uwolnione elektrony tworzą chmurę zdelokalizowanych elektronów, które mogą się poruszać w obrębie całego kryształu sodu; ruch elektronów oznacza przepływ ładunku elektrycznego i jest tożsamy z przepływem prądu, d) nie, jony Na^+ i CO_3^{2-} nie mają swobody ruchu, ruch jonów jest niemożliwy, zatem przepływ ładunku elektrycznego i przepływ prądu są niemożliwe

IV Kinetyka i statyka chemiczna. Energetyka reakcji chemicznych

1. Efekty energetyczne reakcji chemicznych

1. a
2. a) izolowany, b) otwarty, c) zamknięty, d) zamknięty, e) otwarty
4. W reakcji egzotermicznej energia układu zmniejsza się, a ΔH ma znak ujemny. W reakcji endotermicznej energia układu zwiększa się, a ΔH ma znak dodatni.
5. a) zmianę entalpii, b) egzotermiczny, ponieważ $\Delta H < 0$, c) wzrośnie
6. a)



2. Prawo Hessa

3. a) $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, b) $\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$
4. a) $\Delta H^\circ = -14 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, b) $\Delta H^\circ = -240 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
5. a) $\Delta H^\circ = +178 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ b) $-233 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

3. Warunek zachodzenia reakcji chemicznych

1. W momencie zderzenia energia cząsteczek musi być co najmniej równa energii aktywacji.
2. Obniżenie temperatury powoduje, że zmniejsza się liczba cząsteczek o energii większej od energii aktywacji
3. c
4. Reakcja wodoru z chlorem zajdzie szybciej, ponieważ ma niższą energię aktywacji.
5. b) Reakcja jest egzotermiczna. Energia produktów jest niższa od energii substratów.
6. a) 75 kJ, b) 175 kJ

4. Szybkość reakcji chemicznych

1. 0,005 mol/s

2. 10 s

4. Wzrost temperatury wywołuje dwa efekty. Cząsteczki poruszają się szybciej, pokonują większe odległości w tym samym czasie, zatem częściej zderzają się. Ponieważ cząsteczki poruszają się szybciej, zwiększa się liczba zderzeń cząsteczek o energii co najmniej równej energii aktywacji.

6. Będzie zachodziła 64 razy wolniej.

5. Zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń reagujących substancji

2. a) $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$, b) s^{-1} , c) $\frac{\text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{s}}$

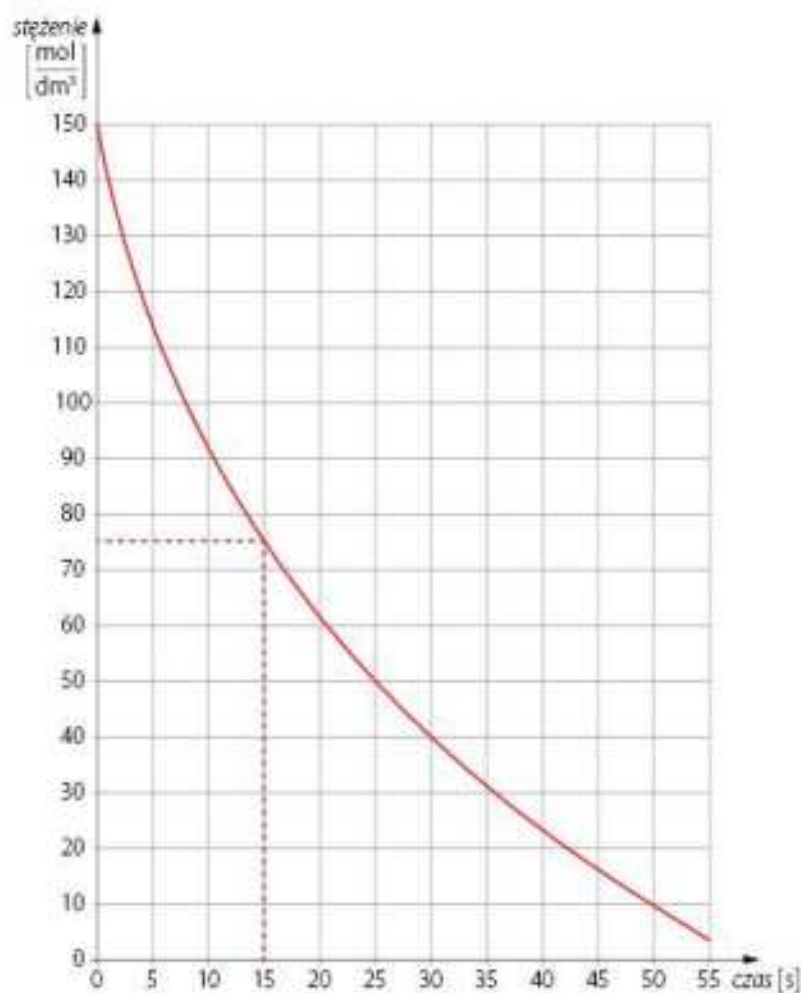
3. a) reakcja pierwszego rzędu względem H_2O_2 ; pierwszego rzędu względem HI ; sumarycznie drugiego rzędu, b) drugiego rzędu względem NO ; pierwszego rzędu względem Cl_2 ; sumarycznie trzeciego rzędu

4. $v = k \cdot [A] \cdot [C]$

5. Szybkość reakcji chemicznej wzrośnie 64 razy.

6. Sumaryczny rząd wynosi pięć.

7.



b) $t_{1/2} = 15 \text{ min}$

6. Katalizatory i reakcje katalityczne

1. Działanie katalizatora polega na stworzeniu alternatywnej drogi reakcji chemicznej o niższej energii aktywacji.
3. a) prawda, b) fałsz, c) fałsz, d) fałsz.
4. Do powierzchni katalizatora adsorbują się cząsteczki substratu, więc rozdrobnienie katalizatora stałego zwiększa jego powierzchnię, co zapewnia dużą powierzchnię reakcji chemicznej. Zatem dobrze rozdrobniony stały katalizator jest efektywniejszy w przyspieszaniu reakcji chemicznej niż katalizator o tej samej masie w postaci np. dużych kostek.
5. a) NO_2 , b) NO , c) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$

7. Równowaga chemiczna

2. I – b, II – a
3. Na poziomie cząsteczkowym proces równowagowy ma charakter dynamiczny, co oznacza, że nieustannie zachodzi przemiana substratów w produkty i odwrotnie. Natomiast stężenia reagentów w stanie równowagi nie zmieniają się.
4. a) fałsz, b) prawda, c) fałsz, d) fałsz.
5. Jeżeli reakcja będzie prowadzona w układzie zamkniętym.
6. W stanie równowagi stężenia reagentów zazwyczaj nie są identyczne, są różne. Natomiast w stanie równowagi stężenia pozostają stałe.
7. W chwili rozpoczęcia reakcji mieszanina jest bezbarwna. Następnie pojawia się coraz intensywniejsza barwa czerwono-brązowa. Jeżeli kolor mieszaniny nie będzie już się zmieniał, to będzie oznaczało, że stężenia reagentów już nie ulegają zmianom.

8. Stała równowagi chemicznej

1. d
2. a) $K_c = \frac{[\text{NO}]^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^5}$, b) $K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{O}_2]^3}$
3. Ponieważ reagenty występują w różnym stanie skupienia.
a) $K_c = \frac{[\text{CO}_2]^3}{[\text{CO}]^3}$, b) $K_c = [\text{N}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]_2$, c) $K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}$
4. a) $2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(g)}$, b) $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$,
c) $\text{CO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(g)}$
5. $8,66 \cdot 10^{29}$

9. Wpływ zmiany warunków na równowagi chemiczne

1. a) podwyższyć temperaturę, b) obniżyć temperaturę
2. Równowaga przesuwa się w kierunku a) produktów, b) substratów, c) produktów, d) nie ma wpływu na skład mieszaniny reakcyjnej.
3. a) wprowadzić azot lub tlen; usuwać tlenek azotu(II) z układu, b) wprowadzić tlenek azotu(II), usuwać azot lub tlen z układu.
4. Wzrost temperatury, obniżenie ciśnienia, dodanie $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ lub dodanie $\text{CH}_{4(g)}$, usunięcie $\text{CO}_{(g)}$ lub usunięcie H_2
5. Równowaga przesuwa się w kierunku a) substratów, b) produktów.
6. a) nie zmieni się, b) w prawo, c) w prawo, d) nie zmieni się

7. a) Ponieważ wzrost stężenia tlenu powoduje, że zachodzi reakcja w kierunku tworzenia związku HbO_2 i hemoglobina może spełniać swoje zadanie dostarczania komórkom tlenu koniecznego do utrzymania życia. b) Dym tytoniowy zawiera tlenek węgla(II), który natychmiast pojawia się we krwi, powodując, że reakcja zachodzi w kierunku tworzenia związku HbCO . Wówczas przenoszenie tlenu przez hemoglobinę jest zablokowane.

10. Obliczenia z wykorzystaniem stałych równowagi

1. c

2. $K_c = 12,5$

3. $K_c = 0,83$

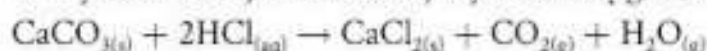
4. $[\text{NO}_2] = 30,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

5. $[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] = 3,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] = 4,24 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $[\text{H}_2\text{O}] = 1,52 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

6. CO_2 wynosi $0,093 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a H_2O $0,07 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Sprawdź, czy umiesz!

1. a) W wyniku reakcji chemicznej wydzielil się gazowy tlenek węgla(IV).



- b) Dodać wody do kwasu, aby zmniejszyć stężenie. Ogrzać kwas. Pokruszyć skalę.

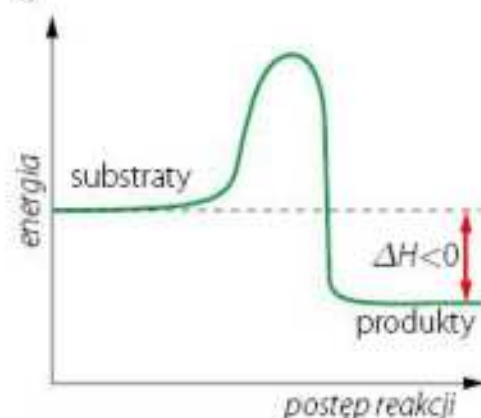
2. a) -26 kJ/mol , b) 52 kJ

3. a) $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$, b) $K_c = 61,1$

4.

- a) reakcja egzotermiczna, b) ΔH jest ujemna,

c)

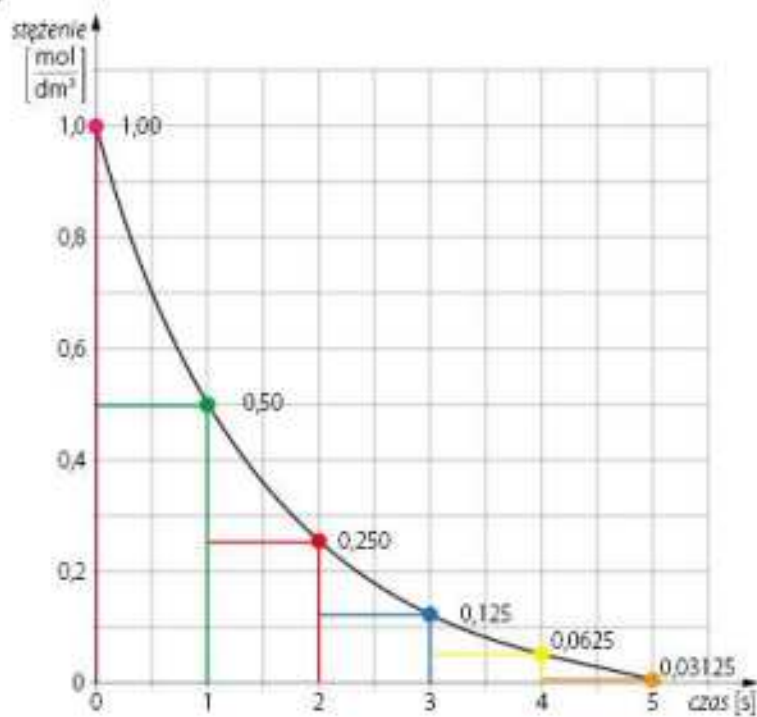


5. c

6. a) podwyższyć temperaturę, zwiększyć ciśnienie, wprowadzić katalizator, b) podwyższyć ciśnienie, obniżyć temperaturę, wprowadzić nadmiar azotu lub wodoru do mieszaniny reakcyjnej, usuwać amoniak z mieszaniny reakcyjnej, c) podwyższenie temperatury powoduje szybsze zachodzenie reakcji, ale niższa temperatura sprzyja zwiększeniu wydajności

7. a) $0,4 \text{ mol}$, b) $0,44 \text{ mol}$, c) $K_c = 0,067$

8.



$$t_{1/2} = 1 \text{ s}$$

9. $\Delta H^\circ = +16,1 \text{ kJ/mol}$

10. $\Delta H^\circ = +218 \text{ kJ/mol}$

11. a) zerowy rząd w stosunku do substratu A, pierwszy rząd w stosunku do substratu B, pierwszy rząd w stosunku do substratu C, b) $v = k \cdot [B] \cdot [C]$,

c) $k = 0,014 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{s}}$

12. 45 min

13. 0,05 mol

14. $\text{H}_2 - 2,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $\text{I}_2 - 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Indeks

A

akceptory pary elektronowej 114
anion 101, 116
atomowe jednostki masy 8

B

blok *d* 91
blok *p* 91
blok *s* 91
budowa związków o strukturze molekularnej 149

C

cykl termodynamiczny 178
czas połowicznego rozpadu 25
cząstka α 17

D

diamant 161
dipol elektryczny 113
długość i energia wiązania 122

E

efekt fotoelektryczny 71
elektrony zdekalizowane 105
elektryczność 94
energia aktywacji 185
energia jonizacji 93
etap limitujący reakcji 196

F

fala stojąca 74
fulereny 162

G

główna liczba kwantowa 77
grafen 162
grafit 161

H

hybrydyzacja 127, 132
hybrydyzacja *sp* 127
hybrydyzacja *sp²* 129
hydratacja 141, 175

I

izotopy 12
izotopy promieniotwórcze 17

J

jon złożony 115

K

katalizator 203
kation 100, 115
kompleks aktywny 187
konfiguracja elektronowa 83, 87
konfiguracja elektronowa jonów 88
kryształ jonowy 102
kryształ metaliczny 105
kryształy kowalencyjne 159
kryształy molekularne 148
kwant 70

L

liczba Avogadra 29
liczby kwantowe 77
luka elektronowa 113

Ł

ładunki cząstkowe 113

M

masa atomowa 9
masa molowa 30, 31
masowy stosunek stechiometryczny 54
maxwellowski rozkład energii 186
mechanika kwantowa 76
metale 95, 106
model atomu Bohra 74
model planetarny (Rutherforda) 72
mol 29

N

niemetale 94
nuklid 12

O

objętość molowa 38
oddziaływanie dipol–dipol 137, 150
oddziaływanie jon–dipol 141
oddziaływanie jon–dipol indukowany 142
odmiany alotropowe 160
orbitale typu *d* 79
orbitale typu *p* 79
orbitale typu *s* 79
orbitale zhybrydizowane 127
orbital molekularny 121

P

para wiążąca 109
podpowłoki 78
powłoki elektronowe 77
prawo Avogadra 39
prawo działania mas 213
prawo Hessa 178
proces egzotermiczny 172
proces endotermiczny 173
profil energetyczny reakcji 187
promień atomowy 93
proporcje mieszane 54

R

reakcja egzotermiczna 175
reakcja endotermiczna 175
reakcja praktycznie nieodwracalna 208
reguła Hunda 85
reguła Le Chateliera i Brauna 217
rola wiązania wodorowego 141
rozkład termiczny 175
rozpad α 18
rozpad β^- 20
równanie kinetyczne 197
równanie Schrödingera 75
równanie stanu gazu doskonałego 42
równanie termochemiczne 174
rzęd reakcji 197

S

siły dyspersyjne 138
siły van der Waalsa 136
spalanie 175
spin 80
stała Plancka 70
stała szybkości reakcji 197
standardowa entalpia spalania 179
standardowa entalpia tworzenia 179
standardowa zmiana entalpii
reakcji chemicznej 177
stan równowagi chemicznej 209
stężeniowa stała równowagi 213
substrat wzięty w nadmiarze 58
substrat wzięty w niedomiarze 58
szybkość reakcji chemicznej 190

T

teoria VSEPR 118
teoria wiązań walencyjnych 121
trwały dipol indukowany 137

W

warunki normalne 38, 43
warunki standardowe 43, 177
wiązanie jonowe 101
wiązanie koordynacyjne 113
wiązanie kowalencyjne 109
wiązanie kowalencyjne spolaryzowane 113
wiązanie metaliczne 105
wiązanie podwójne 110, 132
wiązanie potrójne 110, 133
wiązanie typu π 123
wiązanie typu σ 123
wiązanie wodorowe 140
wydajność reakcji chemicznej 63
wzory skrócone (półstrukturalne) 147
wzór elektronowy 102
wzór empiryczny 47
wzór rzeczywisty 47
wzór strukturalny 147
wzór sumaryczny 147

Z

zakaz Pauliego 83
zależność siły oddziaływań od
rodzaju cząsteczek 142
zasada nieoznaczoności Heisenberga 75
zasady hybrydyzacji 127
zmiana entalpii 172
zobojętnianie 175
związki jonowe 102, 104
związki kompleksowe 115

1

1

H

1.008

1s¹

2

2

He

4.003

1s²

3

3

Li

6.94

[He] 2s¹

4

4

Be

9.012

[He] 2s²

5

5

B

10.81

[He] 2s² 2p¹

6

6

C

12.011

[He] 2s² 2p²

7

7

N

14.007

[He] 2s² 2p³

8

8

O

15.999

[He] 2s² 2p⁴

9

9

F

18.998

[He] 2s² 2p⁵

10

10

Ne

20.18

[He] 2s² 2p⁶

11

11

Na

22.99

[Ne] 3s¹

12

12

Mg

24.305

[Ne] 3s²

13

13

Al

26.982

[Ne] 3s² 3p¹

14

14

Si

28.085

[Ne] 3s² 3p²

15

15

P

30.974

[Ne] 3s² 3p³

16

16

S

32.06

[Ne] 3s² 3p⁴

17

17

Cl

35.45

[Ne] 3s² 3p⁵

18

18

Ar

39.95

[Ne] 3s² 3p⁶

19

19

K

39.098

[Ar] 4s¹

20

20

Ca

40.078

[Ar] 4s²

21

21

Sc

44.956

[Ar] 3d¹ 4s²

22

22

Ti

47.867

[Ar] 3d² 4s²

23

23

V

50.942

[Ar] 3d³ 4s²

24

24

Cr

51.996

[Ar] 3d⁵ 4s¹

25

25

Mn

54.938

[Ar] 3d⁵ 4s²

26

26

Fe

55.845

[Ar] 3d⁶ 4s²

27

27

Co

58.933

[Ar] 3d⁷ 4s²

28

28

Ni

58.693

[Ar] 3d⁸ 4s²

29

29

Cu

63.546

[Ar] 3d¹⁰ 4s¹

30

30

Zn

65.382

[Ar] 3d¹⁰ 4s²

31

31

Ga

69.723

[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p¹

32

32

Ge

72.638

[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p²

33

33

As

74.922

[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p³

34

34

Se

78.971

[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁴

35

35

Br

79.904

[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵

36

36

Kr

83.798

[Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶

37

37

Rb

85.468

[Kr] 5s¹

38

38

Sr

87.62

[Kr] 5s²

39

39

Y

88.906

[Kr] 4d¹ 5s²

40

40

Zr

91.224

[Kr] 4d² 5s²

41

41

Nb

92.906

[Kr] 4d⁴ 5s¹

42

42

Mo

95.95

[Kr] 4d⁵ 5s¹

43

43

Tc

97.907

[Kr] 4d⁵ 5s²

44

44

Ru

101.07

[Kr] 4d⁷ 5s¹

45

45

Rh

102.91

[Kr] 4d⁸ 5s¹

46

46

Pd

106.42

[Kr] 4d¹⁰

47

47

Ag

107.87

[Kr] 4d¹⁰ 5s¹

48

48

Cd

112.41

[Kr] 4d¹⁰ 5s²

55

55

Cs

132.91

[Xe] 6s¹

56

56

Ba

137.27

[Xe] 6s²

57-71

La-Lu

72

72

Hf

178.49

[Xe] 4f¹⁴ 5d² 6s²

73

73

Ta

180.95

[Xe] 4f¹⁴ 5d³ 6s²

74

74

W

183.84

[Xe] 4f¹⁴ 5d⁴ 6s²

75

75

Re

186.21

[Xe] 4f¹⁴ 5d⁵ 6s²

76

76

Os

190.23

[Xe] 4f¹⁴ 5d⁶ 6s²

77

77

Ir

192.22

[Xe] 4f¹⁴ 5d⁷ 6s²

78

78

Pt

195.08

[Xe] 4f¹⁴ 5d⁹ 6s¹

79

79

Au

196.97

[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s¹

80

80

Hg

200.59

[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s²

81

81

Tl

204.38

[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p¹

82

82

Pb

207.2

[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p²

83

83

Bi

208.98

[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p³

84

84

Po

[209]

[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p⁴

85

85

At

[210]

[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p⁵

86

86

Rn

[222]

[Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p⁶

87

87

Fr

[223]

[Rn] 7s¹

88

88

Ra

[226]

[Rn] 7s²

89-103

Ac-Lr

104

104

Rf

[261]

[Rn] 5f¹⁴ 6d² 7s²

105

105

Db

[262]

[Rn] 5f¹⁴ 6d³ 7s²

106

106

Sg

[266]

[Rn] 5f¹⁴ 6d⁴ 7s²

107

107

Bh

[269]

[Rn] 5f¹⁴ 6d⁵ 7s²

108

108

Hs

[271]

[Rn] 5f¹⁴ 6d⁶ 7s²

109

109

Mt

[272]

[Rn] 5f¹⁴ 6d⁷ 7s²

110

110

Ds

[281]

[Rn] 5f¹⁴ 6d⁹ 7s¹

111

111

Rg

[289]

[Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s¹

112

112

Cn

[289]

[Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s²

113

113

Nh

[289]

[Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p¹

114

114

Fl

[289]

[Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p²

115

115

Mc

[289]

[Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p³

116

116

Lv

[292]

[Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p⁴

117

117

Ts

[294]

[Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p⁵

118

118

Og

[294]

[Rn] 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7s² 7p⁶

119

119

Uue

[295]

[Og] 8s¹

120

120

Uub

[295]

[Og] 8s²

121

121

Uut

[295]

[Og] 8s² 8p¹

122

122

Uuq

[295]

[Og] 8s² 8p²

123

123

Uup

[295]

[Og] 8s² 8p³

124

124

Uuh

[295]

[Og] 8s² 8p⁴

125

125

Uuhs

[295]

[Og] 8s² 8p⁵

126

126

Uufl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶

127

127

Uueh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s¹

128

128

Uubh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s²

129

129

Uutl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9p¹

130

130

Uuql

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9p²

131

131

Uupl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9p³

132

132

Uuhq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9p⁴

133

133

Uuhsq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9p⁵

134

134

Uuflq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9p⁶

135

135

Uuehl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s¹ 9p¹

136

136

Uubhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p¹

137

137

Uutll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s¹ 9p²

138

138

Uuqlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s¹ 9p³

139

139

Uupll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s¹ 9p⁴

140

140

Uuhqq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s¹ 9p⁵

141

141

Uuhsqq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s¹ 9p⁶

142

142

Uuehll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p²

143

143

Uubhll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p³

144

144

Uutllq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁴

145

145

Uuqlqq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁵

146

146

Uupllq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶

147

147

Uuehllq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s¹

148

148

Uubhllq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s²

149

149

Uutllhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10p¹

150

150

Uuqlqqh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10p²

151

151

Uupllqh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10p³

152

152

Uuhqqhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10p⁴

153

153

Uuhsqqh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10p⁵

154

154

Uuflqqh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10p⁶

155

155

Uuehllhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s¹ 10p¹

156

156

Uubhllhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p¹

157

157

Uutllhll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s¹ 10p²

158

158

Uuqlqqhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s¹ 10p³

159

159

Uupllhll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s¹ 10p⁴

160

160

Uuhqqhll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s¹ 10p⁵

161

161

Uuhsqqhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s¹ 10p⁶

162

162

Uuehllhll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p²

163

163

Uubhllhll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p³

164

164

Uutllhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁴

165

165

Uuqlqqhll

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁵

166

166

Uupllhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶

167

167

Uuehllhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s¹

168

168

Uubhllhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s²

169

169

Uutllhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11p¹

170

170

Uuqlqqhlh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11p²

171

171

Uupllhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11p³

172

172

Uuhqqhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11p⁴

173

173

Uuhsqqhlh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11p⁵

174

174

Uuflqqhlh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11p⁶

175

175

Uuehllhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s¹ 11p¹

176

176

Uubhllhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s² 11p¹

177

177

Uutllhlhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s¹ 11p²

178

178

Uuqlqqhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s¹ 11p³

179

179

Uupllhlhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s¹ 11p⁴

180

180

Uuhqqhlhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s¹ 11p⁵

181

181

Uuhsqqhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s¹ 11p⁶

182

182

Uuehllhlhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s² 11p²

183

183

Uubhllhlhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s² 11p³

184

184

Uutllhlhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s² 11p⁴

185

185

Uuqlqqhlhlh

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s² 11p⁵

186

186

Uupllhlhlhl

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s² 11p⁶

187

187

Uuehllhlhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p⁶ 11s² 11p⁶ 12s¹

188

188

Uubhllhlhlq

[295]

[Og] 8s² 8p⁶ 9s² 9p⁶ 10s² 10p