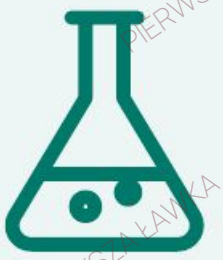
Pierwsza Ławka · zestaw działowy · liceum i technikum

Dział 2

Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe



Wymagania: ZP III.1-6. Osiem kart: najważniejsze wiadomości z przykładami, ćwiczenia, utrwalenie, chemia w praktyce, kartkówka (A i B) i sprawdzian (A i B) – z kluczem i zasadami oceniania.

Chemia | klasa 1 LO i technikum | Dział 2 | zakres podstawowy (ZP)

	Karta	Rodzaj	Poziom	Zadania
1	**Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – najważniejsze wiadomości** Teoria w pigułce, przykłady krok po kroku, rozgrzewka	Najważniejsze wiadomości	ZP	3 zad. · 3 pkt
2	**Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – ćwiczenia podstawowe** Ćwiczę umiejętności z działu	Ćwiczenia	ZP	7 zad. · 11 pkt
3	**Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – utrwalenie** Utrwalam i łączę wiadomości	Ćwiczenia	ZP	7 zad. · 10 pkt
4	**Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – w praktyce** Doświadczenie i materiał źródłowy	Ćwiczenia	ZP	3 zad. · 9 pkt
5	**Kartkówka: rodzaje wiązań i wzory elektronowe – grupa A** 15 minut · 6 pkt	Kartkówka	ZP	4 zad. · 6 pkt
6	**Kartkówka: rodzaje wiązań i wzory elektronowe – grupa B** 15 minut · 6 pkt	Kartkówka	ZP	4 zad. · 6 pkt
7	**Sprawdzian: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – grupa A** 45 minut · 20 pkt	Sprawdzian	ZP	10 zad. · 20 pkt
8	**Sprawdzian: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – grupa B** 45 minut · 20 pkt	Sprawdzian	ZP	10 zad. · 20 pkt

Jak korzystać z zestawu

- Karta 1 przypomina najważniejsze wiadomości, pokazuje przykłady rozwiązane krok po kroku i to, jak dane wymaganie sprawdza CKE.
- Karta 2 to ćwiczenia podstawowe, karta 3 – utrwalenie (w zakresie rozszerzonym: zadania w formule matury), karta 4 – chemia w praktyce: doświadczenie i materiał źródłowy.
- Karty 5–6 to kartkówka (15 minut), karty 7–8 – sprawdzian (45 minut), w grupach A i B: te same typy zadań i ta sama punktacja, inne dane.
- Klucz na końcu zawiera odpowiedzi, przykładowe rozwiązania i zasady oceniania w stylu CKE oraz numer wymagania podstawy przy każdym zadaniu.
- Osobny plik „Powtórka" zbiera definicje, wzory, typowe błędy, informację, co jest w tablicach CKE, i test „Sprawdź się".

Oznaczenia

ZP	zakres podstawowy
ZR	zakres rozszerzony (treści tylko dla ZR)
(0–2 pkt)	liczba punktów możliwych do zdobycia za zadanie
Zadanie 4.1.	wiązka zadań do wspólnego materiału źródłowego
Jak to sprawdza CKE	typ zadania i typowy błąd ze sprawozdań CKE
Na maturze	wymagania z podstawy programowej, których dotyczy temat

Wymagania z podstawy programowej (Dz.U. 2024 poz. 1019)

- **ZP III.1** określa rodzaj wiązania (jonowe, kowalencyjne, metaliczne); na podstawie elektroujemności według Paulinga określa polaryzację wiązania kowalencyjnego;
- **ZP III.2** pisze wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów złożonych, z uwzględnieniem wolnych par elektronowych;
- **ZP III.3** określa typ wiązania (σ i π) w cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych;
- **ZP III.4** opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, metaliczne), oddziaływań międzycząsteczkowych (siły van der Waalsa, wiązania wodorowe) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych; wskazuje te cząsteczki i fragmenty cząsteczek, które są polarne, oraz te, które są niepolarne;
- **ZP III.5** porównuje właściwości fizyczne substancji tworzących kryształy jonowe, kowalencyjne, molekularne oraz metaliczne;
- **ZP III.6** wyjaśnia pojęcie alotropii pierwiastków; wyszukuje, porządkuje, porównuje i prezentuje informacje o budowie diamentu, grafitu, grafenu i fullerenów oraz o ich właściwościach i zastosowaniach.

Materiał oryginalny. Podstawa programowa LO i technikum w brzmieniu z 2024 r. (Dz.U. 2024 poz. 1019). Wymagania: ZP III.1-6. Masy atomowe i stałe według „Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych" CKE. Miejsce w programach: Pazdro (Kaznowski) ZP cz. 1 – dział o wiązaniach chemicznych – kl. 1; „To jest chemia 1" ZP (Nowa Era) – kl. 1 (nazwy wydawnictw podano informacyjnie – materiał nie jest z nimi powiązany). Do użytku własnego i pracy z własnymi uczniami.

PIERWSZA ŁAWKA

Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – najważniejsze wiadomości

Teoria w pigułce, przykłady krok po kroku, rozgrzewka

ZP

KARTA 1/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ..... / 3 pkt

Najważniejsze wiadomości · 3 pkt

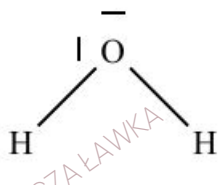
Przypomnij sobie

- **Elektroujemność** (skala Paulinga, wartości w układzie okresowym w tablicach CKE) opisuje zdolność atomu do przyciągania elektronów w wiązaniu. Największą ma fluor (4,0), najmniejszą – metale grupy 1 (np. K – 0,8). Umowne granice stosowane w szkole dla różnicy elektroujemności ΔE:

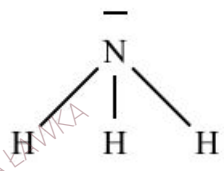
ΔE	Rodzaj wiązania	Przykład
0 – 0,3	kowalencyjne niespolaryzowane	Cl_2 (0), H_2 (0)
0,4 – 1,7	kowalencyjne spolaryzowane	HCl (1), H_2O (1,2)
powyżej 1,7	jonowe	NaCl (2,3), MgO (2,1)

Granice są umowne – o rodzaju wiązania przesądzają też właściwości substancji.

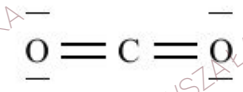
- **Wiązanie jonowe** – przyciąganie kationów i anionów powstałych przez przekazanie elektronów (metal → niemetal). **Wiązanie kowalencyjne** – wspólna para elektronów; w wiązaniu spolaryzowanym para jest przesunięta do atomu bardziej elektroujemnego. **Wiązanie metaliczne** – kationy metalu w „chmurze” zdelokalizowanych elektronów walencyjnych.
- **Wzór elektronowy** (kreskowy): kreska między atomami = wspólna para elektronowa, kreska przy atomie = wolna para elektronowa. Atomy dążą do oktetu (wodór – do dubletu). Jon złożony zapisujemy w nawiasie kwadratowym z ładunkiem.



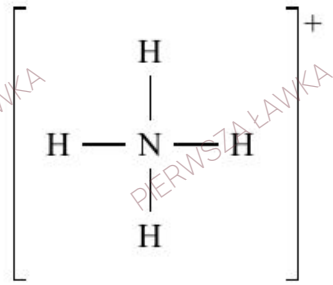
woda



amoniak



tlenek węgla(IV)



kation amonowy

- **Wiązania σ i π:** wiązanie pojedyncze to 1 wiązanie σ; podwójne – 1σ + 1π; potrójne – 1σ + 2π.

Cząsteczka	N_2 (N≡N)	CO_2 (O=C=O)	C_2H_4 (eten)	C_2H_2 (etyn)
liczba wiązań σ	1	2	5	3
liczba wiązań π	2	2	1	2

- **Polarność cząsteczki:** cząsteczka z wiązaniami spolaryzowanymi jest niepolarna, gdy ma budowę symetryczną – ładunki cząstkowe się znoszą (liniowa CO_2, tetraedryczny CH_4). Cząsteczka wody jest kątowa, więc jest polarna. Fragmenty polarne w związkach organicznych to np. grupy –OH, a niepolarne – łańcuchy węglowodorowe.
- **Oddziaływania międzycząsteczkowe:** siły van der Waalsa (występują w każdej substancji molekularnej, także między cząsteczkami niepolarnymi) i **wiązania wodorowe** – przyciąganie, w którym atom wodoru połączony z silnie elektroujemnym atomem (fluoru, tlenu lub azotu) jednej cząsteczki oddziałuje z wolną parą elektronów takiego atomu w sąsiedniej cząsteczce. Wiązania wodorowe podwyższają temperatury wrzenia: H_2O – 100 °C, H_2S – −59,6 °C; HF – 19,5 °C, HCl – −85,1 °C.
- **Kryształy** – właściwości zależą od rodzaju wiązań:

Kryształ	Przykład (temperatura topnienia)	Właściwości
jonowy	NaCl (801 °C)	twardy, kruchy; przewodzi prąd po stopieniu i w roztworze wodnym, nie w stanie stałym
kowalencyjny	diament, SiO_2 (ok. 1700 °C)	bardzo twardy, bardzo wysoka temperatura topnienia, nierozpuszczalny w wodzie
molekularny	jod I_2 (113,7 °C), sacharoza (ok. 186 °C, rozkłada się)	miękki, niska temperatura topnienia; jod sublimuje
metaliczny	miedź (1085 °C)	połysk, kowalność, przewodzi prąd i ciepło w stanie stałym

- **Alotropia** – zjawisko, w którym jeden pierwiastek tworzy różne substancje proste, odmienne pod względem budowy (odmiany alotropowe). Węgiel: **diament** (sieć przestrzenna, najtwardszy – 10 w skali Mohsa, izolator), **grafit** (warstwy sześciokątów, elektrony zdelokalizowane – przewodzi prąd, warstwy łatwo się przesuwają), **grafen** (pojedyncza warstwa grafitu, otrzymany w 2004 r.; Nagroda Nobla 2010), **fullereny** (cząsteczki, np. C_{60} z 12 pięciokątami i 20 sześciokątami; odkryte w 1985 r., Nobel 1996).
- **Jak to sprawdza CKE:** Wymagania z działu „Wiązania chemiczne” pojawiały się w każdym arkuszu majowym 2023–2026, zwykle w zadaniach 3–6 i przy chemii organicznej (typ wiązań σ i π, polarność, wiązania wodorowe). Wzory elektronowe: w 2025 r. zad. 5.2 (0–2: wzór elektronowy ICl_3 i liczba przestrzenna) wykonało 39% zdających, w 2026 r. zad. 4 (0–2: wzór związku z obliczeń i wzór elektronowy anionu) – 33%; CKE wymaga zaznaczenia wszystkich wolnych par elektronowych (sprawozdania CKE 2025 i 2026). W 2024 r. zad. 4 (energia sieciowa MgO i LiF) rozwiązało 17% – zdający pisali m.in. o „jonach MgO”, a tlenek magnezu zbudowany jest z jonów Mg^{2+} i O^{2-} (sprawozdanie CKE 2024).

Przykłady z rozwiązaniem

Przykład 1. Określ rodzaj wiązania w: chlorku potasu, bromowodorze i cząsteczce chloru. Elektroujemności: K – 0,8; H – 2,2; Br – 3,0; Cl – 3,2.

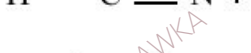
KCl: $\Delta E = 3{,}2 - 0{,}8 = 2{,}4$ → jonowe.

HBr: $\Delta E = 3{,}0 - 2{,}2 = 0{,}8$ → kowalencyjne spolaryzowane (para przesunięta do bromu).

Cl_2: $\Delta E = 0$ → kowalencyjne niespolaryzowane.

Jak myśleć: zawsze odejmuj mniejszą elektroujemność od większej i porównaj z granicami.

Przykład 2. **Napisz wzór elektronowy cyjanowodoru H–C≡N i określ liczbę wiązań σ i π w cząsteczce.**



cyjanowodór

Atom C tworzy 4 wiązania (oktet), N – 3 wiązania i ma 1 wolną parę, H – dublet.
Wiązanie pojedyncze H–C: 1σ; potrójne C≡N: 1σ + 2π → razem 2σ i 2π.
Jak myśleć: w każdym wiązaniu jest dokładnie jedno σ, reszta to π.

Przykład 3. **Woda wrze w 100 °C, a siarkowodór w temperaturze około –60 °C, choć cząsteczka H_2S ma większą masę. Wyjaśnij tę różnicę.**
Między cząsteczkami wody tworzą się wiązania wodorowe (H związany z silnie elektroujemnym tlenem, wolne pary na O). Ich zerwanie wymaga dodatkowej energii, więc temperatura wrzenia jest wysoka. W H_2S różnica elektroujemności S–H wynosi tylko 0,4 (wiązanie słabo spolaryzowane) – wiązań wodorowych praktycznie nie ma, działają słabsze siły van der Waalsa.
Jak myśleć: wiązania wodorowe – tylko H przy F, O, N.

Zadania

Zadanie 1. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Elektroujemności: Mg – 1,3; O – 3,4. W tlenku magnezu występuje wiązanie

A. kowalencyjne niespolaryzowane.
B. kowalencyjne spolaryzowane.
C. metaliczne.
D. jonowe.

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Oceń prawdziwość poniższych informacji. Wybierz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1. W cząsteczce azotu N_2 występują 1 wiązanie σ i 2 wiązania π.	P	F
2. Wiązanie podwójne składa się z dwóch wiązań σ.	P	F
3. W cząsteczce Cl_2 występuje tylko wiązanie σ.	P	F

Zadanie 3. (0–1 pkt) ..... / 1

Elektroujemności: H – 2,2; Cl – 3,2.
Uzupełnij zdanie. Wpisz odpowiednią wartość i rodzaj wiązania w wykropkowanym miejscu.

Różnica elektroujemności w HCl wynosi _____, więc wiązanie jest _____ .

Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – ćwiczenia podstawowe

Ćwiczę umiejętności z działu

ZP

KARTA 2/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ..... / 11 pkt

Ćwiczenia · 11 pkt

Zadanie 1. (0–3 pkt) ..... / 3

Elektroujemności: H – 2,2; N – 3,0; O – 3,4; Cl – 3,2; Ca – 1,0.
Uzupełnij zdania. Wpisz różnice elektroujemności i rodzaje wiązań w wykropkowanych miejscach.

1. HCl: ΔE = _____ , wiązanie _____
2. CaO: ΔE = _____ , wiązanie _____
3. N_2: ΔE = _____ , wiązanie _____

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Liczba wolnych par elektronowych na atomie tlenu w cząsteczce wody wynosi

A. 0
B. 1
C. 2
D. 3

Zadanie 3. (0–2 pkt) ..... / 2

Uzupełnij zdania. Wpisz odpowiednie liczby w wykropkowanych miejscach.

1. W cząsteczce tlenu O=O jest _____ wiązań σ i _____ wiązań π.
2. W cząsteczce etynu H–C≡C–H jest _____ wiązań σ i _____ wiązań π.

Zadanie 4. (0–2 pkt) ..... / 2

Napisz wzory elektronowe cząsteczek chloru Cl_2 i chlorowodoru HCl. Zaznacz wszystkie wolne pary elektronowe.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 5. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Wiązania wodorowe tworzą się między cząsteczkami

A. metanu.
B. amoniaku.
C. wodoru.
D. chlorowodoru.

Podgląd – Pierwsza Ławka

Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – utrwalenie

Utrwalam i łączę wiadomości

ZP

KARTA 3/8

Imię i nazwisko: Klasa: Data: Wynik: ..... / 10 pkt

Ćwiczenia · 10 pkt

Zadanie 1. (0–2 pkt) ..... / 2

Uzupełnij zdanie. Wpisz właściwe nazwy typów kryształów w wykropkowanym miejscu.

Chlorek sodu tworzy kryształ _____ ; diament – kryształ _____ ; jod – kryształ _____ ; miedź – kryształ _____ .

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Napisz wzór elektronowy anionu wodorotlenkowego OH^-. Zaznacz wolne pary elektronowe i ładunek jonu.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 3. (0–1 pkt) ..... / 1

Fluorowodór wrze w temperaturze 19,5 °C, a chlorowodór w −85,1 °C. Wyjaśnij tę różnicę.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 4. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.

Chlorek sodu przewodzi prąd elektryczny

A. w stanie stopionym i w roztworze wodnym.
B. tylko w roztworze wodnym.
C. w stanie stałym.
D. w żadnym stanie.

Zadanie 5. (0–1 pkt) ..... / 1

Oceń prawdziwość poniższych informacji. Wybierz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1. Diament i grafit zbudowane są z atomów tego samego pierwiastka.	P	F
2. Grafen jest pojedynczą warstwą atomów węgla.	P	F
3. Fulleren C_{60} ma budowę sieci przestrzennej jak diament.	P	F

Sprawdzian: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – grupa A

45 minut · 20 pkt

ZP

KARTA 7/8

Imię i nazwisko: ..... Klasa: ..... Data: ..... Wynik: ..... / 20 pkt

Sprawdzian · 20 pkt

Zadanie 1. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Elektroujemności: Li – 1,0; F – 4,0. W fluorku litu występuje wiązanie

A. jonowe.
B. kowalencyjne niespolaryzowane.
C. metaliczne.
D. kowalencyjne spolaryzowane.

Zadanie 2. (0–1 pkt) ..... / 1

Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź spośród podanych.
Najtwardszą odmianą alotropową węgla jest

A. grafit.
B. fulleren C_{60}.
C. diament.
D. grafen.

Zadanie 3. (0–1 pkt) ..... / 1

Oceń prawdziwość poniższych informacji. Wybierz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1. Cząsteczka CO_2 jest polarna.	P	F
2. Między cząsteczkami amoniaku tworzą się wiązania wodorowe.	P	F
3. Grupa –OH jest fragmentem polarnym cząsteczki.	P	F

Zadanie 4. (0–3 pkt) ..... / 3

Elektroujemności: H – 2,2; C – 2,6; O – 3,4; Na – 0,9; Cl – 3,2.
Uzupełnij zdania. Wpisz różnice elektroujemności i rodzaje wiązań w wykropkowanych miejscach.

1. NaCl: ΔE = _____ , wiązanie _____
2. wiązanie O–H: ΔE = _____ , wiązanie _____
3. wiązanie C–O: ΔE = _____ , wiązanie _____

Zadanie 5. (0–2 pkt) ..... / 2

Napisz wzory elektronowe cząsteczki wody i kationu amonowego NH_4^+. Zaznacz wolne pary elektronowe i ładunek jonu.

Miejsce na odpowiedź

Podgląd: Pierwsza Ławka

Zadanie 6. (0–2 pkt) ..... / 2

Uzupełnij zdania. Wpisz odpowiednie liczby w wykropkowanych miejscach.

1. W cząsteczce etynu H–C≡C–H są _____ wiązania σ i _____ wiązania π.
2. W cząsteczce tlenu O=O jest _____ wiązanie σ i _____ wiązanie π.

Zadanie 7. (0–2 pkt) ..... / 2

Fluorowodór wrze w temperaturze 19,5 °C, a chlorowodór w −85,1 °C. Wyjaśnij tę różnicę.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 8. (0–3 pkt) ..... / 3

Substancja P topi się w temperaturze powyżej 700 °C, w stanie stałym nie przewodzi prądu, a po stopieniu przewodzi. Substancja Q topi się poniżej 120 °C, nie przewodzi prądu w żadnym stanie skupienia. Substancja R ma połysk, jest kowalna i przewodzi prąd w stanie stałym. Przyporządkuj każdej substancji typ kryształu.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 9. (0–3 pkt) ..... / 3

Porównaj grafit i diament pod względem przewodnictwa prądu i twardości. Wyjaśnij różnicę w przewodnictwie budową tych odmian i podaj po jednym zastosowaniu każdej z nich.

Miejsce na odpowiedź

Zadanie 10. (0–2 pkt) ..... / 2

Miedź jest kowalna i przewodzi prąd elektryczny w stanie stałym. Wyjaśnij obie właściwości, odwołując się do budowy wiązania metalicznego.

Miejsce na odpowiedź

Podgląd z Pierwszej Ławki

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – kartkówka, sprawdzian i karty pracy z powtórką, chemia, klasa 1 LO i technikum

Podgląd pokazał 9 z 27 stron. Pełna wersja: 27 stron A4, PDF do druku i DOCX do edycji.

- Karta 1: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – najważniejsze wiadomości – 3 zadania, 3 pkt
- Karta 2: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – ćwiczenia podstawowe – 7 zadań, 11 pkt
- Karta 3: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – utrwalenie – 7 zadań, 10 pkt
- Karta 4: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – w praktyce – 3 zadania, 9 pkt
- Karta 5: Kartkówka: rodzaje wiązań i wzory elektronowe – grupa A – 4 zadania, 6 pkt
- Karta 6: Kartkówka: rodzaje wiązań i wzory elektronowe – grupa B – 4 zadania, 6 pkt
- Karta 7: Sprawdzian: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – grupa A – 10 zadań, 20 pkt
- Karta 8: Sprawdzian: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – grupa B – 10 zadań, 20 pkt Karta 1 przypomina teorię i pokazuje przykłady rozwiązane krok po kroku, dal

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail

pierwszalawka.pl/material/chemia-liceum-klasa-1-dzial-02-wiazania-chemiczne-i-oddzialywania-miedzy