SPRAWDZIAN · CHEMIA

Sprawdzian z wiązań chemicznych i oddziaływań **Grupa A**

Chemia: rodzaje wiązań, polarność, geometria cząsteczek, oddziaływania międzycząsteczkowe

Imię i nazwisko: _____

Klasa: _____

Data: _____

Punkty: _____ / 26

10 zadań, 26 pkt. Czytaj uważnie polecenia. W zadaniach otwartych zapisz obliczenia.

Zadanie 1. (0–1 pkt)

Temperatura wrzenia wody (100°C) jest ANOMALNIE WYSOKA w porównaniu do H_2S (−60°C), mimo że H_2S ma większą masę molową. Przyczyną jest:

Ⓐ Silne wiązania wodorowe O–H···O między cząsteczkami wody

Ⓑ Większa masa molowa wody w porównaniu do H_2S

Ⓒ Silne wiązania kowalencyjne O–H wewnątrz cząsteczki

Ⓓ Charakter jonowy wiązania O–H w wodzie

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 2. (0–1 pkt)

Wiązanie koordynacyjne (donorowo-akceptorowe) różni się od zwykłego wiązania kowalencyjnego tym, że:

Ⓐ obydwa elektrony wspólnej pary pochodzą od jednego atomu (donora)

Ⓑ elektrony wspólnej pary pochodzą od dwóch różnych atomów, po jednym od każdego

Ⓒ nie występuje w nim żadna wspólna para elektronowa

Ⓓ powstaje wyłącznie między dwoma atomami metali

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 3. (0–4 pkt)

Oceń stwierdzenia o typach wiązań.

1. Wiązanie JONOWE występuje typowo między pierwiastkami o bardzo różnej elektroujemności (Δ>1,7), np. NaCl.	**P**	**F**
2. Wiązanie KOWALENCYJNE powstaje przez wspólne posiadanie pary elektronowej.	**P**	**F**
3. Wiązanie METALICZNE to pośrednictwo wolnych elektronów między kationami w sieci metalu.	**P**	**F**
4. W wiązaniu jonowym elektron jest 'dzielony' równo między dwoma atomami.	**P**	**F**

Przy każdym zdaniu zakreśl P (prawda) albo F (fałsz).

Zadanie 4. (0–4 pkt)

Dopasuj cząsteczkę / substancję do dominującego oddziaływania międzycząsteczkowego.

1. He (gaz szlachetny)	…	A. oddziaływania dipol-dipol
2. H_2O (ciecz)	…	B. wiązania jonowe w krysztale
3. HCl (gaz)	…	C. wiązania wodorowe
4. NaCl (kryształ)	…	D. oddziaływania dyspersyjne Londona

Przy każdym numerze wpisz literę pasującego elementu.

Zadanie 5. (0–4 pkt)

Dopasuj cząsteczkę do hybrydyzacji i kształtu geometrycznego.

1. $\mathrm{PCl_5}$	...	A. sp^3d^2, oktaedryczna (90°)
2. $\mathrm{BF_3}$	...	B. sp^3d, bipiramidalna trygonalna
3. $\mathrm{SF_6}$	...	C. sp^2, trygonalna płaska (120°)
4. $\mathrm{CO_2}$	...	D. sp, liniowa (180°)

Przy każdym numerze wpisz literę pasującego elementu.

Zadanie 6. (0–4 pkt)

Uzupełnij zdania: Najsłabsze oddziaływania międzycząsteczkowe, obecne między WSZYSTKIMI cząsteczkami (w tym niepolarnymi), to siły (1) _____ (1). Cząsteczki polarne przyciągają się dodatkowo dzięki siłom (2) _____ (2). Gdy H jest związany z N, O lub F, powstają (3) _____ (3) — najsilniejszy z wymienionych typów oddziaływań międzycząsteczkowych. Cząsteczka $\mathrm{CO_2}$ jest (4) _____ (4) (polarna/niepolarna), bo jest symetryczna i liniowa.

Zadanie 7. (0–2 pkt)

Wyjaśnij, dlaczego cząsteczka $\mathrm{CO_2}$ jest niepolarna, mimo że wiązania $\mathrm{C{=}O}$ w tej cząsteczce są silnie spolaryzowane.

Zadanie 8. (0–2 pkt)

Wyjaśnij, dlaczego cząsteczka $\mathrm{CO_2}$ jest NIEPOLARNA, a cząsteczka $\mathrm{H_2O}$ jest POLARNA — mimo że oba związki zawierają polarne wiązania.

Zadanie 9. (0–2 pkt)

Określ typ hybrydyzacji atomu centralnego i kształt cząsteczki dla: $\mathrm{BF_3}$, $\mathrm{NH_3}$, $\mathrm{CH_4}$, $\mathrm{H_2O}$.

Zadanie 10. (0–2 pkt)

Porównaj wiązanie wodorowe WEWNĄTRZcząsteczkowe i MIĘDZYcząsteczkowe na przykładzie orto- i para-nitrofenolu. Które łatwiej wrze?

Rozwiąż ten sprawdzian online, z wyjaśnieniem każdej odpowiedzi: matury-online.pl/sprawdzian/chemia/wiazania-chemiczne-i-oddzialywania

Sprawdzian z wiązań chemicznych i oddziaływań **Grupa B**

Chemia: rodzaje wiązań, polarność, geometria cząsteczek, oddziaływania międzycząsteczkowe

Imię i nazwisko: _____
Klasa: _____
Data: _____
Punkty: _____ / 26

10 zadań, 26 pkt. Czytaj uważnie polecenia. W zadaniach otwartych zapisz obliczenia.

Zadanie 1. (0–1 pkt)

W cząsteczce ozonu O_3 wiązania O-O są:

(A) RÓŻNE: jedno pojedyncze i jedno podwójne (różnej długości) — elektrony π zlokalizowane przy jednym wiązaniu
(B) PODWÓJNE (rząd wiązania 2) — każdy skrajny atom tlenu łączy się z centralnym tak jak w cząsteczce O2
(C) IDENTYCZNE (rząd wiązania ok. 1,5) — elektrony π zdelokalizowane między trzema atomami (rezonans)
(D) POJEDYNCZE (rząd wiązania 1) — cząsteczka ma budowę pierścienia utworzonego z trzech atomów tlenu

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 2. (0–1 pkt)

Temperatura wrzenia H_2O (100°C) jest znacznie wyższa niż H_2S (−60°C), mimo że H_2S ma większą masę molową. Przyczyną jest:

(A) mniejsza polarność cząsteczek H_2O
(B) silniejsze oddziaływania dyspersji Londona w H_2O
(C) mniejsza masa molowa H_2O
(D) silne wiązania wodorowe O–H···O między cząsteczkami H_2O

Zaznacz jedną poprawną odpowiedź.

Zadanie 3. (0–4 pkt)

Oceń stwierdzenia o WIĄZANIU METALICZNYM:

1.	Metale mają zwykle niskie temperatury topnienia ze względu na słabe oddziaływania jon–elektron	**P**	**F**
2.	Metale są dobrymi przewodnikami elektryczności dzięki ruchliwości elektronów wiązania metalicznego	**P**	**F**
3.	Kowalność metali (możliwość kucia) wynika z możliwości przesuwania warstw kationów w „morzu elektronów" bez zrywania wiązań	**P**	**F**
4.	Wiązanie metaliczne to tzw. „morze elektronów" — zdelokalizowane elektrony walencyjne otaczają kationy metaliczne	**P**	**F**

Przy każdym zdaniu zakreśl P (prawda) albo F (fałsz).

Zadanie 4. (0–4 pkt)

Dopasuj związek do DOMINUJĄCYCH oddziaływań międzycząsteczkowych w stanie ciekłym/stałym.

1. CO_2 (suchy lód)	...	A. oddziaływania jon-dipol (jon + woda — silne)
2. Na^+ otoczony H_2O	...	B. wiązania wodorowe O-H...O + siły Londona
3. CH_3OH (metanol)	...	C. wiązania wodorowe O-H...O (w fazie gazowej tworzy cykliczne dimery)
4. $HCOOH$ (kwas mrówkowy)	...	D. wyłącznie siły dyspersyjne Londona (cząsteczka niepolarna mimo polarnych C=O)

Przy każdym numerze wpisz literę pasującego elementu.

Zadanie 5. (0–4 pkt)

Dopasuj TYP ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWEGO do jego charakterystyki. (Pary są celowo wymieszane.)

1. wiązanie wodorowe	...	A. między cząsteczkami polarnymi z trwałym momentem dipolowym
2. oddziaływania Van der Waalsa (dyspersyjne)	...	B. słabe oddziaływania między chwilowymi i indukowanymi dipolami; rośnie z masą cząsteczki
3. oddziaływania dipol–dipol	...	C. silne oddziaływanie X–H···Y, gdzie X, Y = F, O, N
4. hydratacja (solwatacja)	...	D. przyciąganie jon–dipol; stabilizuje jony w roztworze

Przy każdym numerze wpisz literę pasującego elementu.

Zadanie 6. (0–4 pkt)

Uzupełnij: Elektroujemność fluoru wynosi (1) _____ (1) (najwyższa ze wszystkich). Różnica elektroujemności $\Delta EN > 1{,}7$ wskazuje na dominujący charakter (2) _____ (2). Cząsteczka HF ma trwały moment dipolowy, bo H i F różnią się elektroujemnością o (3) _____ (3). Polarne wiązanie C–Cl w chlorometanie powoduje, że cząsteczka jest (4) _____ (4) (polarna/niepolarna).

Zadanie 7. (0–2 pkt)

Podaj 2 przykłady kluczowej roli wiązań wodorowych w biochemii (DNA, białka).

Zadanie 8. (0–2 pkt)

Wyjaśnij, co oznacza stwierdzenie, że w benzenie (C_6H_6) występuje zjawisko REZONANSU. Dlaczego wszystkie 6 wiązań C-C w pierścieniu jest równej długości (139 pm)?

Zadanie 9. (0–2 pkt)

Wyjaśnij mechanizm powstawania sił DYSPERSYJNYCH LONDONA. Dlaczego działają nawet między cząsteczkami niepolarnymi (np. Ar-Ar, CH_4-CH_4)?

Zadanie 10. (0–2 pkt)

Teoria VSEPR przewiduje kształty cząsteczek na podstawie odpychania par elektronowych. Wyjaśnij, jak określić geometrię $\mathrm{SF_4}$ (4 wiązania + 1 wolna para).

Rozwiąż ten sprawdzian online, z wyjaśnieniem każdej odpowiedzi: matury-online.pl/sprawdzian/chemia/wiazania-chemiczne-i-oddzialywania

KLUCZ ODPOWIEDZI · DLA NAUCZYCIELA

Sprawdzian z wiązań chemicznych i oddziaływań

Grupa A

1. (1 pkt) **A**

2. (1 pkt) **A**

3. (4 pkt) **1. P; 2. P; 3. P; 4. F** — po 1 pkt za zdanie

4. (4 pkt) **1–D, 2–C, 3–A, 4–B** — po 1 pkt za parę

5. (4 pkt) **1–B, 2–C, 3–A, 4–D** — po 1 pkt za parę

6. (4 pkt) **(1) dyspersyjne Londona; (2) dipol-dipol; (3) wiązania wodorowe; (4) niepolarna** — po 1 pkt za lukę

7. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Wiązania $\mathrm{C{=}O}$ są polarne, ponieważ tlen ma większą elektroujemność niż węgiel i silniej przyciąga wspólną parę elektronową. Jednak cząsteczka $\mathrm{CO_2}$ ma budowę liniową (kąt między wiązaniami 180°), a oba atomy tlenu są rozmieszczone symetrycznie względem atomu węgla. Momenty dipolowe obu wiązań mają jednakową wartość, ale przeciwne zwroty, więc wektorowo się znoszą i wypadkowy moment dipolowy całej cząsteczki wynosi zero - cząsteczka jest niepolarna.
Punktacja: Kryterium 1 (1pkt): wskazanie, że wiązania C=O są polarne ze względu na różnicę elektroujemności węgla i tlenu. Kryterium 2 (1pkt): wskazanie liniowej, symetrycznej budowy cząsteczki CO2, przez co momenty dipolowe wiązań znoszą się wektorowo. 2 pkt.

8. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: Polarność CAŁEJ cząsteczki zależy nie tylko od polarności wiązań, ale też od jej GEOMETRII. $\mathrm{CO_2}$ jest LINIOWA (O=C=O, atom C w środku z hybrydyzacją sp). Dwa momenty dipolowe wiązań C=O są przeciwnie skierowane i znoszą się → wypadkowy moment = 0 → cząsteczka niepolarna. $\mathrm{H_2O}$ jest KĄTOWA (kąt ~104,5°, O ma 2 wolne pary elektronowe zajmujące miejsce w geometrii). Dwa momenty O-H nie znoszą się — sumują się do wypadkowego momentu dipolowego skierowanego w stronę O → cząsteczka polarna.
Punktacja: Wyjaśnienie symetrii cząsteczek + momentów dipolowych (2 pkt).

9. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: $\mathrm{BF_3}$: B ma 3 wiążące pary, 0 wolnych → sp^2, trygonalna płaska. $\mathrm{NH_3}$: N ma 3 wiążące + 1 wolna para → sp^3, piramidalna. $\mathrm{CH_4}$: C ma 4 wiążące, 0 wolnych → sp^3, tetraedryczna. $\mathrm{H_2O}$: O ma 2 wiążące + 2 wolne pary → sp^3, kątowa.
Punktacja: Każda poprawna para (hybrydyzacja + kształt) = 0,5 pkt.

10. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: WEWNĄTRZCZĄSTECZKOWE wiązanie wodorowe — łączy atomy w OBRĘBIE tej samej cząsteczki. W orto-nitrofenolu grupa -OH i -NO_2 są obok siebie na pierścieniu → H łączy się z tlenem grupy NO_2 wewnątrz cząsteczki. MIĘDZYCZĄSTECZKOWE — łączy SĄSIEDNIE cząsteczki. W para-nitrofenolu -OH i -NO_2 są daleko, nie mogą tworzyć wiązań wewnątrz → tworzą wiązania H-...O-H między różnymi cząsteczkami. SKUTEK: orto-nitrofenol ma NIŻSZĄ temp. wrzenia (~215°C, mniej wiązań między cząsteczkami), para-nitrofenol WYŻSZĄ (~279°C, silne sieci wiązań H międzycząsteczkowych). Podobnie: kwas salicylowy (wew.) vs kwas p-hydroksybenzoesowy (międz.).
Punktacja: Opisanie obu typów + porównanie temp. wrzenia (2 pkt).

Grupa B

1. (1 pkt) **C**

2. (1 pkt) **D**

3. (4 pkt) **1. F; 2. P; 3. P; 4. P** — po 1 pkt za zdanie

4. (4 pkt) **1–D, 2–A, 3–B, 4–C** — po 1 pkt za parę

5. (4 pkt) **1–C, 2–B, 3–A, 4–D** — po 1 pkt za parę

6. (4 pkt) **(1) 3,98; (2) jonowy; (3) 1,78; (4) polarna** — po 1 pkt za lukę

7. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: (1) DNA — podwójna helisa Watsona-Cricka: dwie nici DNA są trzymane razem przez WIĄZANIA WODOROWE między komplementarnymi zasadami: adenina-tymina (A-T, 2 wiązania H) i guanina-cytozyna (G-C, 3 wiązania H). Wiązania są na tyle słabe, że DNA może się rozplatać podczas replikacji/transkrypcji, ale wystarczająco silne do trwałości struktury. Specyficzność parowania (A-T, G-C) zapewnia wierność przekazywania informacji genetycznej. (2) BIAŁKA — struktura II-rzędowa (α-helisa i β-kartka) stabilizowana WIĄZANIAMI WODOROWYMI między grupami C=O i N-H w szkielecie peptydowym. Np. α-helisa: każde i-te C=O wiąże i+4-te N-H (skok helisy 5,4 Å, 3,6 reszty na zwój). Bez tych wiązań białka nie przyjęłyby stabilnej funkcjonalnej struktury 3D. Denaturacja = zerwanie wiązań H.
Punktacja: Co najmniej 2 przykłady (2 pkt).

8. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: REZONANS: w benzenie 6 elektronów π (z podwójnych wiązań C=C) NIE jest zlokalizowanych w konkretnych wiązaniach, lecz rozdelokalizowanych nad całym pierścieniem. Można narysować dwie struktury rezonansowe (Kekulégo) z naprzemiennymi wiązaniami pojedynczymi i podwójnymi, ale rzeczywista struktura jest ich SUPERPOZYCJĄ. Dlatego wszystkie wiązania C-C są pośrednie między pojedynczym (154 pm) a podwójnym (134 pm) i mają JEDNAKOWĄ długość 139 pm, oraz JEDNAKOWĄ energię. Stąd też szczególna stabilność benzenu (energia rezonansu ~150 kJ/mol).
Punktacja: Definicja rezonansu (1 pkt) + uzasadnienie równej długości (1 pkt).

9. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: W każdej cząsteczce/atomie elektrony poruszają się chaotycznie. W danej CHWILI rozkład elektronów może być asymetryczny — tworzy się CHWILOWY (indukowany) DIPOL. Ten chwilowy dipol polaryzuje elektrony sąsiedniej cząsteczki — powstaje w niej INDUKOWANY DIPOL o odwrotnej orientacji. Dwa dipole przyciągają się — to są siły Londona (dyspersyjne). CZEMU DZIAŁAJĄ W NIEPOLARNYCH: bo nie potrzeba TRWAŁEGO dipolu — wystarczy CHWILOWA fluktuacja. Dlatego nawet Ar, He, CH_4, O_2 mają oddziaływania międzycząsteczkowe (i mogą się skraplać). Siła zależy od POLARYZOWALNOŚCI (łatwości zniekształcania chmury elektronowej) — rośnie z liczbą elektronów → cięższe gazy mają wyższe temp. wrzenia.
Punktacja: Mechanizm chwilowego dipolu + dlaczego działają między niepolarnymi (2 pkt).

10. (2 pkt) Przykładowa odpowiedź: S w $\mathrm{SF_4}$: 4 wiązania S-F + 1 wolna para = 5 par elektronowych. Geometria BAZOWA (5 par) = BIPIRAMIDA TRYGONALNA (sp^3d). Wolna para zajmuje pozycję ROWNILKOWA (mniej odpychania — kąt 120 zamiast 90). Kształt RZECZYWISTY (bez wolnej pary) = HUŚTAWKA/WACHLARCZYK (seesaw/sawhorse). Kąty: ~120 w płaszczyźnie, ~90 do osi, ale zmodyfikowane (wolna para ściska). Podobne analizy: $\mathrm{ClF_3}$ (3 wiąz + 2 wolne → T-kształt), $\mathrm{BrF_5}$ (5 wiąz + 1 wolna → piramida kwadratowa).
Punktacja: Liczba przestrzenna + geometria bazowa + kształt rzeczywisty (2 pkt).

Skala ocen (orientacyjna, 26 pkt w każdej grupie)

bardzo dobry (5)	24–26 pkt
dobry (4)	20–23 pkt
dostateczny (3)	13–19 pkt
dopuszczający (2)	8–12 pkt
niedostateczny (1)	0–7 pkt

Progi: 90%, 75%, 50%, 30%. Progi w Twojej szkole mogą być inne. W zadaniach otwartych uznaj każdą odpowiedź poprawną merytorycznie, także sformułowaną inaczej niż przykład.

Ten sprawdzian online, z wyjaśnieniem każdej odpowiedzi: **matury-online.pl/sprawdzian/chemia/wiazania-chemiczne-i-oddzialywania**. Nauczyciele i korepetytorzy ułożą własną kartę z banku ponad 20 tys. zadań: **matury-online.pl/dla-korepetytorow**.