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**.