ROZDZIAŁ 2

# Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe

Chemia. Zbiór zadań maturalnych temat po temacie. Poziom rozszerzony 2027

## W tym rozdziale

| | |
|---|---|
| **Zakres** | III. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe (podstawa programowa, zakres rozszerzony) |
| **R. Repetytorium** | Rodzaj wiązania a elektroujemność; Wiązanie koordynacyjne i wzory elektronowe; Hybrydyzacja i kształt drobin (VSEPR); Wiązania σ i π; Oddziaływania międzycząsteczkowe; Kryształy i alotropia węgla; ramki „Na maturze" i „Typowe błędy" |
| **A. Zadania wprowadzające** | zadania 1–6 · 18 punktów |
| **B. Zadania maturalne** | zadania 7–15 · 31 punktów |
| **C. Zadania trudniejsze** | zadania 16–19 · 20 punktów |
| **Razem** | 19 zadań (50 poleceń, w tym 8 rachunkowych), 69 punktów |
| **Rozwiązania** | osobny plik: klucz do zadań zamkniętych, przykładowe odpowiedzi, rozwiązania etapowe zadań rachunkowych i zasady oceniania w układzie CKE (z wymaganiami podstawy programowej przy każdym poleceniu) |

## Jak pracować z rozdziałem

| | |
|---|---|
| **A** | Zadania sprawdzające podstawowe pojęcia, wzory i typy reakcji działu. |
| **B** | Zadania w formule egzaminu maturalnego (Formuła 2023): wiązki do wspólnego materiału, doświadczenia, równania reakcji, zadania rachunkowe. |
| **C** | Zadania wymagające łączenia wiadomości z kilku działów, wieloetapowych obliczeń i analizy złożonych danych. |
| **Obliczenia** | W zadaniach rachunkowych zapisz tok rozumowania i wynik z jednostką. Masy molowe i stałe bierz z tablic CKE. |
| **Pomoce** | Jak na maturze: *Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, linijka, kalkulator naukowy. |

Opracowanie własne „Pierwsza Ławka". Zakres zgodny z podstawą programową kształcenia ogólnego – chemia, zakres rozszerzony (Dz.U. 2024 poz. 1019) i z Informatorem o egzaminie maturalnym z chemii od roku szkolnego 2024/2025. Zbiór nie jest materiałem Centralnej Komisji Egzaminacyjnej. Typy zadań i zasady oceniania wzorowane na egzaminie maturalnym CKE.



Podgląd • Pierwsza Ławka

# R Repetytorium

## Rodzaj wiązania a elektroujemność

Elektroujemność (skala Paulinga, karta wzorów CKE) to zdolność atomu do przyciągania elektronów wiązania. O rodzaju wiązania między dwoma atomami informuje różnica elektroujemności $\Delta\chi$ (umownie, dla typowych związków):

| $\Delta\chi$ | Rodzaj wiązania | Opis |
|---|---|---|
| 0 | kowalencyjne niespolaryzowane | wspólna para elektronowa położona symetrycznie, np. Cl–Cl, C–S |
| $0 < \Delta\chi < 1{,}7$ | kowalencyjne spolaryzowane | para przesunięta w stronę atomu bardziej elektroujemnego; cząstkowe ładunki δ+ i δ– |
| $\geq 1{,}7$ | jonowe | przeniesienie elektronów: kation i anion przyciągają się elektrostatycznie |
| – (metale) | metaliczne | kationy metalu w „gazie elektronowym” zdelokalizowanych elektronów walencyjnych |

Granica 1,7 jest umowna: o charakterze związku rozstrzygają też jego właściwości (np. HF ma $\Delta\chi = 1{,}8$, a jest związkiem kowalencyjnym). W zadaniach maturalnych przyjmuje się kryterium podane w poleceniu.

## Wiązanie koordynacyjne i wzory elektronowe

- **Wzór elektronowy (kreskowy)**: każda kreska między symbolami to wspólna para elektronowa, kreska przy symbolu – wolna para. Atomy pierwiastków 2. okresu mają w związkach najwyżej 8 elektronów walencyjnych (oktet), wodór – 2 (dublet).
- **Wiązanie koordynacyjne** powstaje, gdy oba elektrony wspólnej pary pochodzą od jednego atomu – **donora** (ma wolną parę), a drugi atom – **akceptor** – ma wolny orbital (lukę elektronową). We wzorze zaznacza się je strzałką od donora do akceptora. Po utworzeniu wiązanie koordynacyjne nie różni się od innych wiązań kowalencyjnych tej samej pary atomów.
- Przykład: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ – atom azotu oddaje wolną parę kationowi wodoru; w jonie $NH_4^+$ cztery wiązania N–H są równocenne, a ładunek dodatni należy do całego jonu.
- Akceptorami par elektronowych są też kationy metali, np. $Zn^{2+}$ w anionie kompleksowym $[Zn(OH)_4]^{2-}$; liczba koordynacyjna to liczba atomów donorowych otaczających atom centralny.
- We wzorze elektronowym jonu złożonego ładunek zapisuje się przy nawiasie kwadratowym obejmującym cały jon.


Podgląd • Pierwsza Ławka

## Hybrydyzacja i kształt drobin (VSEPR)

Liczba przestrzenna atomu centralnego = liczba atomów z nim związanych (wiązanie wielokrotne liczy się raz) + liczba jego wolnych par. Pary elektronowe odpychają się i zajmują położenia jak najbardziej od siebie oddalone; wolna para odpycha silniej niż para wiążąca, więc zmniejsza kąty.

| Liczba przestrzenna | Hybrydyzacja | Ułożenie orbitali | Wolne pary | Kształt drobiny (przykład) | Kąt |
|---|---|---|---|---|---|
| 2 | sp | liniowe | 0 | liniowy (digonalny) – $CO_2$, $BeH_2$ | 180° |
| 3 | $sp^2$ | trygonalne płaskie | 0 | trygonalny płaski – $SO_3$, $CO_3^{2-}$ | 120° |
| 4 | $sp^3$ | tetraedryczne | 0 | tetraedryczny – $CH_4$, $NH_4^+$ | 109,5° |
| 4 | $sp^3$ | tetraedryczne | 1 | piramidalny – $NH_3$ | ok. 107° |
| 4 | $sp^3$ | tetraedryczne | 2 | kątowy (V-kształtny) – $H_2O$ | ok. 104,5° |

Cząsteczka z wiązaniami spolaryzowanymi jest **niepolarna**, gdy jest symetryczna i momenty dipolowe wiązań się znoszą ($CO_2$, $SO_3$, $CH_4$); budowa kątowa lub piramidalna daje cząsteczkę polarną ($H_2O$, $NH_3$).

## Wiązania σ i π

- Wiązanie σ powstaje przez czołowe nakładanie orbitali (na osi łączącej jądra); każde wiązanie pojedyncze jest wiązaniem σ.
- Wiązanie π powstaje przez boczne nakładanie orbitali p (niezhybrydyzowanych) – nad i pod osią wiązania.
- Wiązanie podwójne = 1σ + 1π; potrójne = 1σ + 2π. Atom węgla z jednym wiązaniem podwójnym ma hybrydyzację $sp^2$, z potrójnym albo dwoma podwójnymi (=C=) – sp, z samymi pojedynczymi – $sp^3$.
- Długość wiązania C–C maleje, a energia rośnie w szeregu: C–C (154 pm), C=C (134 pm), C≡C (120 pm).

Przykład: w cząsteczce etenu $C_2H_4$ jest 5 wiązań σ i 1 wiązanie π, a w cząsteczce etynu $C_2H_2$ – 3 wiązania σ i 2 wiązania π.


Podgląd • Pierwsza Ławka

## Oddziaływania międzycząsteczkowe

- **Siły van der Waalsa** działają między wszystkimi cząsteczkami; rosną z wielkością cząsteczki (liczbą elektronów) i z powierzchnią kontaktu – cząsteczki rozgałęzione, bardziej kuliste oddziałują słabiej niż łańcuchy proste o tej samej masie. Między cząsteczkami polarnymi występują dodatkowo oddziaływania dipol–dipol.
- **Wiązanie wodorowe**: atom wodoru związany z atomem silnie elektroujemnym (F, O, N) przyciąga wolną parę elektronową atomu F, O lub N innej cząsteczki (albo innego fragmentu tej samej cząsteczki): X–H···Y. Jest kilkanaście do kilkudziesięciu razy słabsze od wiązania kowalencyjnego, ale znacznie silniejsze od sił van der Waalsa.
- „Podobne rozpuszcza się w podobnym”: substancje polarne i tworzące wiązania wodorowe rozpuszczają się w wodzie; niepolarne – w rozpuszczalnikach niepolarnych (np. heksanie).
- W cząsteczce wskazuje się fragmenty polarne (hydrofilowe, np. –OH, –COOH, $–NH_2$) i niepolarne (hydrofobowe – łańcuch węglowodorowy).

## Kryształy i alotropia węgla

| Kryształ | Węzły sieci i wiązania | Typowe właściwości |
|---|---|---|
| jonowy | kationy i aniony; wiązanie jonowe | wysoka temperatura topnienia, twarde i kruche; przewodzą prąd po stopieniu i w roztworze |
| kowalencyjny | atomy; sieć wiązań kowalencyjnych | bardzo wysoka temperatura topnienia, bardzo twarde, nierozpuszczalne |
| molekularny | cząsteczki; między nimi siły van der Waalsa lub wiązania wodorowe | niska temperatura topnienia, miękkie, nie przewodzą prądu |
| metaliczny | kationy metalu i zdelokalizowane elektrony | połysk, kowalność, przewodnictwo elektryczne i cieplne w stanie stałym |

**Alotropia** – występowanie pierwiastka w kilku odmianach różniących się budową (np. tlen $O_2$ i ozon $O_3$, siarka rombowa i jednoskośna). Odmiany węgla: **diament** – każdy atom C ($sp^3$) połączony tetraedrycznie z czterema innymi, przestrzenna sieć kowalencyjna; **grafit** – płaskie warstwy sześciokątów z atomów C ($sp^2$) ze zdelokalizowanymi elektronami π, warstwy związane siłami van der Waalsa; **grafen** – pojedyncza warstwa grafitu; **fullereny** – zamknięte cząsteczki, np. $C_{60}$ (pięcio- i sześciokąty).


Podgląd • Pierwsza Ławka

### Na maturze

- Typowe polecenia: *Napisz wzór elektronowy… Uwzględnij wolne pary elektronowe*; *Uzupełnij tabelę – określ typ hybrydyzacji atomu centralnego i kształt drobiny*; *Określ liczbę wiązań σ i π*; *Wyjaśnij, dlaczego… Odwołaj się do budowy cząsteczek / do rodzaju oddziaływań*.
- We wzorze elektronowym jonu klucz wymaga wszystkich wolnych par i ładunku jonu; wiązanie koordynacyjne zaznacza się strzałką tylko wtedy, gdy polecenie tego żąda.
- Nazwy kształtów jak w podstawie: liniowy (digonalny), trygonalny (płaski), tetraedryczny, piramidalny, kątowy (V-kształtny).
- Wyjaśnienie właściwości fizycznych musi łączyć **budowę** (rodzaj drobin i oddziaływań) ze **skutkiem** (temperatura wrzenia, rozpuszczalność, przewodnictwo). Sama nazwa oddziaływania („bo wiązania wodorowe”) zwykle nie wystarcza.
- Zdający musi rozróżniać wiązania **w** cząsteczce (kowalencyjne) od oddziaływań **między** cząsteczkami; związków jonowych nie opisuje się jako cząsteczek.

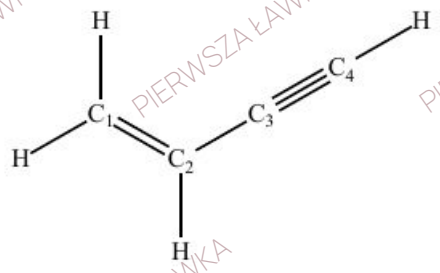
### Typowe błędy

| Tak traci się punkty | Tak jest dobrze | Dlaczego |
|---|---|---|
| „Energia sieciowa jest większa, bo jony MgO mają większą elektroujemność” | „Kryształ zbudowany jest z kationów $Mg^{2+}$ i anionów $O^{2-}$; większe ładunki jonów (przy podobnych rozmiarach) dają silniejsze przyciąganie” | związek jonowy nie składa się z „jonów MgO”, a elektroujemność opisuje atomy w wiązaniu kowalencyjnym, nie siłę przyciągania jonów w krysztale |
| Sól amonowa zapisana wzorem z wiązaniem kowalencyjnym między kationem a anionem, np. $NH_4$–OOCR | Zapis jonowy: kation amonowy i anion reszty kwasowej osobno, z ładunkami | sole (także amonowe sole kwasów karboksylowych) są związkami jonowymi |
| Hybrydyzacja atomu węgla ustalona tylko „z liczby wiązań”, np. $sp^3$ dla atomu C w grupie C=O | Atom C z jednym wiązaniem podwójnym ma hybrydyzację $sp^2$; z potrójnym – sp | o hybrydyzacji decyduje liczba wiązań σ i wolnych par, a nie łączna liczba kresek przy atomie |
| Liczba atomów C o hybrydyzacji $sp^2$ lub niedobór wodoru przypisane wyłącznie wiązaniom podwójnym | Niedobór wodoru dają wiązania π **albo** pierścienie; atomy $sp^2$ to atomy przy wiązaniach podwójnych | pierścień nasycony obniża liczbę atomów H tak samo jak jedno wiązanie π, ale nie zmienia hybrydyzacji |
| Wyjaśnienie: „powstał klarowny roztwór, bo produkt jest dobrze rozpuszczalny” | Przyczyna (reakcja) → mechanizm (powstaje związek jonowy / polarny, oddziałujący z wodą) → skutek (rozpuszczenie, zmiana widoczna) | polecenie „wyjaśnij” wymaga związku przyczynowo-skutkowego z odwołaniem do budowy substancji |


Podgląd • Pierwsza Ławka

## Zadanie 4. (0–3)

But-1-en-3-yn (winyloacetylen) jest półproduktem w syntezie kauczuku chloroprenowego. Poniżej przedstawiono wzór strukturalny jego cząsteczki.




but-1-en-3-yn ($C_1$–$C_4$ – numery atomów węgla)

## Zadanie 4.1. (0–2)

Oceń prawdziwość podanych zdań dotyczących cząsteczki but-1-en-3-ynu. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

| | | | |
|---|---|---|---|
| **1.** | W cząsteczce występuje siedem wiązań σ i trzy wiązania π. | **P** | **F** |
| **2.** | Wszystkie atomy cząsteczki leżą w jednej płaszczyźnie. | **P** | **F** |
| **3.** | Atomy C1, C2 i C3 leżą na jednej prostej. | **P** | **F** |
| **4.** | Kąt między wiązaniami H–C1–H jest zbliżony do 109,5°. | **P** | **F** |

## Zadanie 4.2. (0–1)

Określ typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu C2 i atomu C3 oraz podaj wartość kąta C2–C3–C4.

.....

.....

## Zadanie 5. (0–3)

Diament stosowany w jubilerstwie waży się w karatach: 1 karat (1 ct) = 0,200 g. W krysztale diamentu każdy atom węgla jest połączony wiązaniami kowalencyjnymi z czterema sąsiednimi atomami węgla.

## Zadanie 5.1. (0–1)

Dokończ zdanie. Zaznacz właściwą odpowiedź spośród podanych.

W krysztale diamentu atomy węgla

A. mają hybrydyzację sp i tworzą liniowe łańcuchy.

B. mają hybrydyzację $sp^3$, a wiązania wokół każdego atomu są skierowane do naroży tetraedru.

C. mają hybrydyzację $sp^3$ i tworzą cząsteczki $C_4$ połączone siłami van der Waalsa.

D. mają hybrydyzację $sp^2$ i tworzą płaskie warstwy sześciokątów.


Podgląd • Pierwsza Ławka

### Zadanie 11.2. (0–2)

Oblicz pole powierzchni (jednej strony) warstwy grafenu o masie 1,00 g. Przyjmij, że stała Avogadra $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$. Wynik podaj w $\text{m}^2$ z dokładnością do trzech cyfr znaczących.

Obliczenia:

Odpowiedź: .....

### Zadanie 11.3. (0–1)

Fulleren $C_{60}$ rozpuszcza się w toluenie, tworząc roztwór o fioletowej barwie, a diament i grafit są w toluenie nierozpuszczalne. Wyjaśnij tę różnicę, odwołując się do budowy kryształów tych odmian.

.....

.....

.....

### Zadanie 12. (0–4)

W tabeli podano temperatury topnienia halogenków potasu oraz promienie jonów tworzących te związki.

| Związek | KF | KCl | KBr | KI |
|---|---|---|---|---|
| Temperatura topnienia, °C | 858 | 771 | 734 | 681 |
| Promień anionu, pm | 133 | 181 | 196 | 220 |

Kryształ chlorku potasu ma budowę regularną: jego najmniejszy powtarzający się fragment (komórka elementarna) jest sześcianem o krawędzi 629 pm i zawiera 4 kationy $K^+$ i 4 aniony $Cl^-$.

### Zadanie 12.1. (0–1)

Wyjaśnij, dlaczego temperatura topnienia halogenków potasu maleje od KF do KI.

.....

.....

.....


Podgląd • Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

# Matura 2027 z chemii (poziom rozszerzony) – zbiór zadań, rozdział 2: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe – zadania z

Podgląd pokazał 7 z 23 stron. Pełna wersja: 23 stron A4, PDF do druku.

- Zadania (23 strony): repetytorium działu (Rodzaj wiązania a elektroujemność, Wiązanie koordynacyjne i wzory elektronowe, Hybrydyzacja i kształt drobin (VSEPR), Wiązania σ i π, Oddz
- Rozwiązania (23 strony): klucz do zadań zamkniętych, rozwiązania zadań rachunkowych krok po kroku, przykładowe odpowiedzi do zadań otwartych i zasady oceniania w układzie CKE – za

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail
pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-zbior-zadan-rozdzial-02-wiazania-chemiczne