NOTATKA MATURALNA · ROZDZIAŁ 2

Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe

III. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe (podstawa programowa, zakres rozszerzony)

Notatka dla ucznia przygotowana do matury z chemii na poziomie rozszerzonym (podstawa programowa 2024, Dz.U. 2024 poz. 1019). Oryginalne opracowanie – nie jest materiałem Centralnej Komisji Egzaminacyjnej. Do użytku własnego ucznia.

Rodzaj wiązania i polaryzacja

Elektroujemność (skala Paulinga, wartości bierzesz z karty wzorów CKE) mówi, jak mocno atom przyciąga elektrony wiązania. Rodzaj wiązania ustalasz z różnicy elektroujemności $\Delta\chi$ (kryterium umowne – sprawdź, czy polecenie nie podaje własnej granicy):

$\Delta\chi$	Wiązanie	Co się dzieje
0	kowalencyjne niespolaryzowane	wspólna para elektronowa symetrycznie, np. Cl–Cl, C–S
między 0 a 1,7	kowalencyjne spolaryzowane	para przesunięta do atomu bardziej elektroujemnego, ładunki cząstkowe $\delta+$ i $\delta-$
≥ 1,7	jonowe	kation i anion przyciągają się elektrostatycznie
metal – metal	metaliczne	kationy w „gazie” zdelokalizowanych elektronów walencyjnych

Polaryzację porównujesz różnicami z karty, np. C–H 0,4 < N–H 0,8 < Cl–H 1,0 < O–H 1,2. Granica 1,7 jest umowna: HF ($\Delta\chi$ = 1,8) to związek kowalencyjny. Przy uszeregowaniu zaznacz kierunek („od najmniej do najbardziej spolaryzowanego”).

Wzory elektronowe i wiązanie koordynacyjne

- Kreska między symbolami to **wspólna para**, kreska przy symbolu to **wolna para**. Atomy 2. okresu mają w związkach najwyżej oktet, wodór – dublet.
- **Wiązanie koordynacyjne:** oba elektrony wspólnej pary pochodzą od **donora** (ma wolną parę), a **akceptor** ma wolny orbital. Zaznaczasz je strzałką od donora do akceptora. Po utworzeniu nie różni się od innych wiązań kowalencyjnych.
- Przykłady: $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ (donor: N); $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ (donor: O); $H_3N{\rightarrow}BF_3$ (donor: N, akceptor: B); jon kompleksowy $[Zn(OH)_4]^{2-}$, w którym Zn^{2+} przyjmuje pary od anionów OH^-.
- Wzór jonu złożonego zapisz w nawiasie kwadratowym z ładunkiem. W H_3O^+ atom O ma trzy pary wiążące i jedną wolną; w HCN: H–C≡N z wolną parą przy N.

Hybrydyzacja i VSEPR

Liczba przestrzenna atomu centralnego = liczba związanych z nim atomów (wiązanie wielokrotne liczy się raz) + liczba jego wolnych par. Pary elektronowe odsuwają się od siebie jak najdalej, a wolna para odpycha silniej niż wiążąca, więc zmniejsza kąty.

Liczba przestrzenna	Hybrydyzacja	Wolne pary	Kształt (przykład)	Kąt
2	sp	0	liniowy (digonalny): CO_2, HCN, BeH_2	180°
3	sp^2	0	trygonalny płaski: BF_3, SO_3, CO_3^{2-}	120°
3	sp^2	1	kątowy (V-kształtny): SO_2	ok. 120°
4	sp^3	0	tetraedryczny: CH_4, NH_4^+	109,5°
4	sp^3	1	piramidalny: NH_3, H_3O^+	ok. 107°
4	sp^3	2	kątowy (V-kształtny): H_2O	ok. 104,5°

Hybrydyzacja to wymieszanie orbitali walencyjnych atomu centralnego, dające tyle równocennych orbitali, ile wynosi liczba przestrzenna; ułożenie: liniowe (sp), trygonalne płaskie (sp^2), tetraedryczne (sp^3). Nazwy kształtów pisz jak w podstawie: digonalny, trygonalny, tetraedryczny, piramidalny, V-kształtny.

Wiązania σ i π

- **σ** – czołowe nakładanie orbitali na osi łączącej jądra; każde wiązanie pojedyncze to σ.
- **π** – boczne nakładanie niezhybrydyzowanych orbitali p, nad i pod osią.
- Podwójne = 1σ + 1π; potrójne = 1σ + 2π.
- Węgiel z samymi pojedynczymi wiązaniami: sp^3; z jednym podwójnym (też C=O): sp^2; z potrójnym lub dwoma podwójnymi (=C=): sp.
- Długości wg karty CKE: C–C 153 pm, C=C 134 pm, C≡C 120 pm – im więcej wiązań, tym krócej.

Przykłady: eten C_2H_4 ma 5σ i 1π; etyn C_2H_2 – 3σ i 2π. Liczysz osobno każdy atom, nie sumę „kresek".

Polarność cząsteczek

- Cząsteczka jest **niepolarna**, gdy wiązania są niespolaryzowane albo gdy cząsteczka jest tak symetryczna, że momenty dipolowe wiązań się znoszą: CO_2, BF_3, CH_4, CCl_4.
- Budowa kątowa lub piramidalna daje cząsteczkę **polarną**: H_2O, NH_3, SO_2.
- CCl_4 ma wiązania C–Cl spolaryzowane, a cząsteczkę niepolarną – nie myl tych poziomów.
- W większych cząsteczkach wskaż fragmenty polarne (–OH, –COOH, $–NH_2$) i niepolarne (łańcuch węglowodorowy).

Oddziaływania międzycząsteczkowe

- **Siły van der Waalsa** działają między wszystkimi cząsteczkami; rosną z liczbą elektronów (wielkością cząsteczki) i powierzchnią kontaktu. Między polarnymi dochodzą oddziaływania dipol–dipol.
- **Wiązanie wodorowe** X–H···Y: atom H związany z F, O lub N przyciąga wolną parę atomu F, O lub N innej cząsteczki (albo innego fragmentu tej samej). Jest znacznie słabsze od kowalencyjnego, ale silniejsze od sił van der Waalsa.
- Wodór z grupy $–CH_3$ nie tworzy wiązań wodorowych. Eter dietylowy nie tworzy ich z samym sobą, ale jego atom O może przyjąć H od wody.
- Dimer kwasu etanowego: dwa wiązania O–H···O=C między grupami karboksylowymi.

Wiązanie kowalencyjne leży **w** cząsteczce, oddziaływania działają **między** cząsteczkami. Podczas wrzenia lub topnienia substancji molekularnej pokonujesz oddziaływania międzycząsteczkowe, nie zrywasz wiązań kowalencyjnych.

Wpływ oddziaływań na właściwości

Zjawisko	Wyjaśnienie
HF ma najwyższą temperaturę wrzenia wśród halogenowodorów mimo najmniejszej masy	wiązania wodorowe między cząsteczkami HF; w HCl, HBr, HI rośnie tylko siła van der Waalsa
temperatury wrzenia wodorków pierwiastków 2. okresu: CH_4 (–161 °C), NH_3 (–33 °C), HF (20 °C)	wiązania wodorowe w NH_3 i HF – odstępstwo od trendu wzrostu z masą
butan-1-ol wrze wyżej niż 2-metylopropan-2-ol	bardziej rozgałęziona (kulista) cząsteczka ma mniejszą powierzchnię kontaktu i słabsze oddziaływania; grupa –OH jest osłonięta
cis-1,2-dichloroeten wrze wyżej niż trans	cząsteczka polarna – dodatkowe oddziaływania dipol–dipol
trans topi się wyżej niż cis	symetryczna cząsteczka ciaśniej upakowana w krysztale
rozpuszczalność	polarne i tworzące wiązania wodorowe – w wodzie; niepolarne – w niepolarnych (np. heksan)

Izomery mają jednakową masę molową, więc różnic między nimi nie tłumaczysz masą.

Rodzaje kryształów

Kryształ	Węzły i wiązania	Właściwości
jonowy	kationy i aniony; wiązanie jonowe	wysoka temperatura topnienia, twardy i kruchy; przewodzi prąd po stopieniu i w roztworze
kowalencyjny	atomy; sieć wiązań kowalencyjnych	bardzo wysoka temperatura topnienia, bardzo twardy
molekularny	cząsteczki; między nimi van der Waals lub wiązania wodorowe	niska temperatura topnienia, miękki, nie przewodzi prądu
metaliczny	kationy metalu i zdelokalizowane elektrony	połysk, kowalność, przewodnictwo cieplne i elektryczne

Halogenki potasu: od KF do KI promień anionu rośnie, rośnie odległość między jonami, słabnie przyciąganie elektrostatyczne i maleje temperatura topnienia (ładunki jonów są takie same). **Metale Na, Mg, Al:** rośnie liczba elektronów walencyjnych i ładunek kationu, więc wiązanie metaliczne jest mocniejsze i rośnie temperatura wrzenia.

Podgląd • Pierwsza Ławka

Alotropia węgla

Alotropia to występowanie pierwiastka w kilku odmianach różniących się budową (np. O_2 i O_3; siarka rombowa i jednoskośna).

Odmiana	Budowa	Właściwości i zastosowanie
diament	C sp^3, każdy atom połączony tetraedrycznie z czterema; sieć kowalencyjna	bardzo twardy, izolator; ostrza narzędzi do cięcia szkła i wiercenia skał
grafit	C sp^2, płaskie warstwy sześciokątów, zdelokalizowane elektrony π; warstwy trzymają siły van der Waalsa	miękki, warstwy się przesuwają, przewodzi prąd; smar suchy, elektrody
grafen	pojedyncza warstwa grafitu	prawie przezroczysty, przewodzi prąd, grubość jednego atomu; badany jako materiał giętkich ekranów dotykowych
fulleren C_{60}	zamknięta cząsteczka z pięcio- i sześciokątów	kryształ molekularny z odrębnych cząsteczek C_{60} (słabe siły van der Waalsa)

Słowa kluczowe z zasad oceniania

Polecenie / temat	Co musi paść w odpowiedzi, żeby dostać punkt
Określ rodzaj wiązania	obliczona różnica Δχ z karty i wniosek: niespolaryzowane / spolaryzowane / jonowe; dla metalu – metaliczne
Napisz wzór elektronowy	wszystkie wolne pary, kreski wiązań, ładunek jonu przy nawiasie; strzałkę koordynacyjną (od donora do akceptora) rysujesz tylko wtedy, gdy polecenie tego żąda
H_3O^+, HCN	wolna para przy O w H_3O^+ i przy N w HCN; strzałka od H do O to błąd
Określ hybrydyzację i kształt	sp / sp^2 / sp^3 oraz nazwa: digonalny (liniowy), trygonalny płaski, V-kształtny (zgięty), piramidalny, tetraedryczny
Określ liczbę σ i π	osobno liczba wiązań σ i π w całej cząsteczce
Wyjaśnij temperaturę wrzenia	rodzaj oddziaływań między cząsteczkami (wiązania wodorowe, van der Waalsa) i to, że ich pokonanie wymaga więcej energii
Odwołaj się do budowy	polaryzacja, kształt lub rozgałęzienie cząsteczki, liczba elektronów – nie sama nazwa oddziaływania
Kryształ jonowy	przyciąganie kationów i anionów, zależność od promienia i ładunku jonów; nie „cząsteczki KCl”
Wiązanie metaliczne	liczba zdelokalizowanych elektronów i ładunek kationów; nie masa atomowa
Izomery	nie uznaje się różnicy mas molowych; liczy się polarność, symetria i kształt
Wiązania wodorowe w rysunku	linia przerywana O–H···O=C między cząsteczkami; nie z H grup metylowych
Alotropia	odmiany tego samego pierwiastka; związek budowy (hybrydyzacja, sieć lub warstwy) z właściwościami

PIERWSZA ŁAWKA

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 2: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe, dla ucznia

Podgląd pokazał 3 z 4 stron. Pełna wersja: 4 stron A4, PDF do druku.

- Rodzaj wiązania i polaryzacja
- Wzory elektronowe i wiązanie koordynacyjne
- Hybrydyzacja i VSEPR
- Wiązania σ i π
- Polarność cząsteczek
- Oddziaływania międzycząsteczkowe
- Wpływ oddziaływań na właściwości
- Rodzaje kryształów
- Alotropia węgla
- ramka „Słowa kluczowe z zasad oceniania" – czego wymaga klucz CKE przy poleceniach z tego działu,
- ramka „Najczęstsze błędy na maturze" – tak traci się punkty i tak jest dobrze,
- ramka „Zapamiętaj" – reguły i skróty do szybkiej powtórki.

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail

pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-notatka-rozdzial-02-wiazania-chemiczne