Konfiguracje elektronowe

Kolejność zapełniania: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d. W zapisie porządkuje się podpowłoki według powłok (3d przed 4s). Zapis **pełny** podaje wszystkie podpowłoki, **skrócony** zaczyna się od gazu szlachetnego w nawiasie, np. [Ar] $3d^7 4s^2$.

- Wymagana jest umiejętność zapisu do $Z = 38$ (Sr) dla atomów i jonów.
- **Odstępstwa 4. okresu:** Cr – [Ar] $3d^5 4s^1$ (☐ elektronów niesparowanych), Cu – [Ar] $3d^{10} 4s^1$.
- **Kationy bloku d** tracą najpierw elektrony 4s, potem 3d: Fe – [Ar] $3d^6 4s^2$, Fe^{2+} – [Ar] $3d^6$ (4 niesparowane), Fe^{3+} – [Ar] $3d^5$ (5 niesparowanych).
- Aniony dobudowują elektrony w tej samej podpowłoce: S^{2-} ma konfigurację [Ne] $3s^2 3p^6$.

Blok, grupa i właściwości

Blok	Ostatni elektron	Grupy	Elektrony walencyjne
s	ns	1–2	ns
p	np	13–18	ns + np
d	(n–1)d	3–12	ns + (n–1)d

- Numer okresu = numer najwyższej powłoki zajętej przez elektrony.
- W grupie od góry do dołu **promień atomu rośnie**, a pierwsza energia jonizacji maleje.
- W okresie od lewej do prawej promień maleje, a energia jonizacji na ogół rośnie.
- Kation jest mniejszy od atomu, anion większy.
- Przy opisie pierwiastka z konfiguracji uwzględnij wszystkie podane informacje (np. liczbę elektronów niesparowanych), bo jedna pominięta prowadzi do złego pierwiastka.

Mol, masa molowa, gazy

- **Mol** to jednostka liczności materii: ☐ mol zawiera $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ drobin (stała Avogadra ma jednostkę mol^{-1}).
- $n = m/M = N/N_A$; masę molową związku liczysz z mas atomowych: $M(H_2O) = 2 \cdot 1{,}008 + 16{,}00 = 18{,}0$☐ $g \cdot mol^{-1}$.
- Liczba atomów w drobinie liczy się osobno: ☐ mol H_2SO_4 zawiera ☐ moli atomów, a ☐ mol $Ba(OH)_2$ – 2 mole jonów OH^-.
- Gaz w warunkach normalnych: $n = V/V_m$, $V_m = 22{,}4$☐ $dm^3 \cdot mol^{-1}$.
- **Równanie Clapeyrona:** $pV = nRT$, T w kelwinach. Dla p w hPa i V w dm^3: $R = 83{,}1$☐ $hPa \cdot dm^3 \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Kontrola: ☐ mol, 27☐ K, 101☐ hPa daje 22,4☐ dm^3.
- Masa molowa gazu: $M = dRT/p$, gdzie d to gęstość.

Wzór empiryczny i rzeczywisty

1. Przelicz skład procentowy (lub masy) na liczby moli atomów: m/M dla każdego pierwiastka.
2. Podziel przez najmniejszą wartość i sprowadź do najprostszych liczb całkowitych – to **wzór empiryczny**.
3. $k = M/M_{emp}$; wzór rzeczywisty = wzór empiryczny pomnożony przez k.

Przykład: 40,0% C, 6,7% H, 53,3% O → stosunek moli 3,33 : 6,65 : 3,33 = 1 : 2 : 1, czyli CH_2O (30,0☐ $g \cdot mol^{-1}$). Dla $M = 18$☐ $g \cdot mol^{-1}$ jest $k = 6$, więc $C_6H_{12}O_6$. Odpowiedzią ma być konkretny wzór, nie zapis $(CH_2O)_n$.

Stechiometria krok po kroku

1. Zapisz zbilansowane równanie (masy i ładunki). Współczynniki to stosunek moli, a dla gazów w tych samych p i T także objętości – nie mas.
2. Przelicz dane na mole. Gdy dane są oba substraty, porównaj stosunek z równaniem: substrat w **niedomiarze** wyznacza ilość produktu.
3. Wydajność: $\eta = n_{rzecz}/n_{teor} \cdot 100\%$. Dla procesu kilkuetapowego $\eta_{całk} = \eta_1 \cdot \eta_2 \cdot \ldots$
4. Mieszanina dwóch składników reagujących z tym samym odczynnikiem: układ dwóch równań (bilans masy i bilans produktu).
5. Zaokrąglaj dopiero na końcu, zgodnie z poleceniem, i podaj jednostkę.

Przykład: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$; 1☐ mol N_2 i 2☐ mol H_2. Wodoru potrzeba 3☐ mol, więc H_2 jest w niedomiarze: teoretycznie 1☐ mol NH_3, przy $\eta = 80\%$ – 12,☐ mol.

Podgląd • Pierwsza Ławka

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.

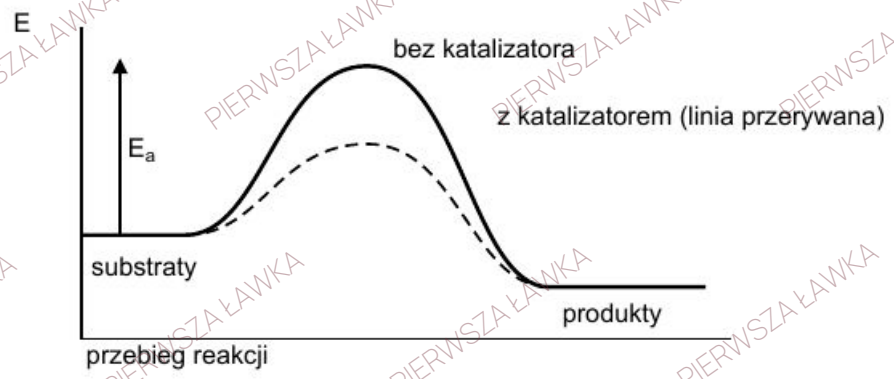
Podgląd • Pierwsza Ławka

Energia aktywacji i katalizator

Energia aktywacji E_a to różnica energii kompleksu aktywnego (maksimum profilu) i substratów. Na schemacie rysujesz ją strzałką od poziomu substratów do szczytu krzywej. Efekt energetyczny ΔH to energia produktów minus energia substratów.

	egzoenergetyczna	endoenergetyczna
produkty względem substratów	niżej	wyżej
ΔH	< 0, ciepło oddawane	> 0, ciepło pobierane
temperatura otoczenia	rośnie	maleje
E_a reakcji prostej	mniejsza niż odwrotnej	większa niż odwrotnej

Katalizator obniża energię aktywacji reakcji w obu kierunkach o tę samą wartość, nie zmienia poziomów substratów i produktów, więc nie zmienia ΔH. Po reakcji zostaje odtworzony, ale w niej uczestniczy. Odczyt z profilu: $E_a(\text{odwrotna}) = E_a(\text{prosta}) + |\Delta H|$ dla reakcji egzoenergetycznej.



Entalpia i energia wydzielona

- Standardowa entalpia przemiany ΔH° jest podana dla liczby moli wynikającej ze współczynników równania.
- Pomnożenie równania przez liczbę mnoży ΔH, odwrócenie równania zmienia jej znak.
- Energia wydzielona jest dodatnia: $Q = n \cdot |\Delta H|$, gdzie n liczysz w odniesieniu do liczby moli, której dotyczy ΔH. Przykład: $\Delta H = -24{,}8$ kJ dla 1 mol Fe_2O_3 – z 2 mol wydzieli się 49,6 kJ.
- Gdy zadanie podaje $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ i ciepło właściwe, z pomiaru temperatury obliczasz ciepło pobrane przez wodę lub roztwór.

Stan równowagi i stała równowagi

W **równowadze dynamicznej** reakcje w obu kierunkach zachodzą z jednakową szybkością, więc stężenia reagentów są stałe (a nie równe). Dla $a\,A + b\,B \rightleftarrows c\,C + d\,D$:

$K_c = [C]^c \cdot [D]^d / ([A]^a \cdot [B]^b)$

- Wstawiasz stężenia **równowagowe** w $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, nie liczby moli. Ciał stałych i wody jako rozpuszczalnika nie zapisujesz.
- K_c zależy tylko od temperatury. Duże K_c oznacza przewagę produktów w stanie równowagi.
- W naczyniu o stałych V i T: $p/p_0 = n/n_0$ (ciśnienie odpowiada łącznej liczbie moli gazów).

Tabela: początek – przereagowało – równowaga

Ubytki i przyrosty są w stosunku współczynników. Przykład: $A + B \rightleftarrows 2C$, początkowo 1,00 mol A i 1,00 mol B w naczyniu 1,00 dm^3, w równowadze 1,00 mol C.

	A	B	C
początek, mol	1,00	1,00	0
przereagowało / powstało	$-x$	$-x$	$+2x$
równowaga, mol	$1{,}00 - x$	$1{,}00 - x$	$2x = 1{,}00$

Stąd $x = 0{,}50$ mol, więc $[A] = [B] = 0{,}50$ $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, $[C] = 1{,}00$ $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ i $K_c = 1{,}00^2 / (0{,}50 \cdot 0{,}50) = 4{,}00$. Gdy Δn gazów $= 0$, objętość naczynia skraca się w wyrażeniu na K_c, w innych przypadkach musisz ją uwzględnić. Wydajność liczysz względem substratu użytego w niedomiarze.

Gdy dane jest K_c, a szukasz stężeń: przyjmij x jako niewiadomą, podstaw wyrażenia z tabeli do K_c i rozwiąż równanie (wzory na równanie kwadratowe są na karcie CKE). Stężenia początkowe odtwarzasz, dodając ubytek do równowagowych.

pH i iloczyn jonowy wody

$[H^+]\cdot[OH^-] = K_w = 1{,}0\cdot10^{-14}$ (25 °C); $pH = -\log[H^+]$; $pH + pOH = pK_w = 14$. Zmiana pH o 1 to dziesięciokrotna zmiana $[H^+]$. Dla $M(OH)_2$: $[OH^-] = 2c$. Dziesięciokrotne rozcieńczenie mocnego kwasu podnosi pH o 1.

Wskaźnik	Zakres zmiany barwy	Środowisko kwasowe → zasadowe
oranż metylowy	pH 3,1–4,4	czerwona → żółta
błękit bromotymolowy	pH 6,0–7,6	żółta → niebieska
fenoloftaleina	pH 8,0–10,0	bezbarwna → różowoczerwona (malinowa)

Po zmieszaniu roztworów licz **liczby moli**, a stężenia dopiero w **łącznej objętości**. Przy nadmiarze jednego reagenta o pH decyduje ten nadmiar. W punkcie równoważnikowym miareczkowania $n(H^+) = n(OH^-)$; wskaźnik pasuje, gdy jego zakres zmiany barwy mieści się w skoku pH na krzywej.

Teoria Brønsteda i hydroliza soli

- **Kwas** oddaje proton, **zasada** go przyjmuje. Kwas po oddaniu protonu staje się sprzężoną z nim zasadą (np. H_2CO_3 / HCO_3^-, H_2O / OH^-). Drobiny amfiprotyczne (H_2O, HCO_3^-, $H_2PO_4^-$) mogą być jednym i drugim.
- Dla pary sprzężonej $K_a \cdot K_b = K_w$: im słabszy kwas, tym mocniejsza jego zasada sprzężona.
- Amoniak: $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$ – woda jest tu kwasem, stąd odczyn zasadowy.

Jon w roztworze	Rola	Równanie (skrócone)	Odczyn
anion słabego kwasu, np. CH_3COO^-, CO_3^{2-}	zasada	$A^- + H_2O \rightleftarrows HA + OH^-$	zasadowy
NH_4^+	kwas	$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$	kwasowy
uwodniony kation metalu, np. Cu^{2+}	kwas	$[Cu(H_2O)_6]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Cu(OH)(H_2O)_5]^+ + H_3O^+$	kwasowy
Na^+, K^+, Cl^-, NO_3^-, SO_4^{2-}	brak reakcji z wodą	–	obojętny (sól mocnego kwasu i mocnej zasady)
HSO_4^-	kwas	$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$	kwasowy

Hydroliza jest **odwracalna** i zachodzi w małym stopniu. Dla anionu $K_b = K_w : K_a$ kwasu sprzężonego (dla CO_3^{2-} bierzesz K_{a2}), dla kationu $K_a = K_w : K_b$. Wtedy $[OH^-] = \sqrt{(K_b c)}$, jeśli $c : K_b \geq 400$.

Zobojętnianie i odczyn po zmieszaniu

- Mocny kwas + mocna zasada w ilościach stechiometrycznych: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$, odczyn obojętny.
- Słaby kwas + mocna zasada w ilościach stechiometrycznych: odczyn **zasadowy** (hydroliza anionu). Mocny kwas + słaba zasada: odczyn **kwasowy** (hydroliza kationu).
- Ilości niestechiometryczne: odczyn zależy od substancji w nadmiarze. Policz jony: H_2SO_4 daje 2 mol H^+ na mol, $Ba(OH)_2$ daje 2 mol OH^- na mol.
- Miareczkowanie mocnej zasady mocnym kwasem daje duży skok pH w pobliżu punktu równoważnikowego, więc odpowiednie są oba wskaźniki: fenoloftaleina i oranż metylowy.

Strącanie i iloczyn rozpuszczalności

- Dla soli A_xB_y w roztworze nasyconym $K_s = [A]^x[B]^y$. K_s zależy tylko od temperatury.
- Q to iloczyn stężeń jonów w danej chwili. $Q > K_s$ – osad się wytrąca; $Q \leq K_s$ – nie.
- Rozpuszczalność molowa s: typ AB – $K_s = s^2$; typ AB_2 i A_2B – $K_s = 4s^3$ (np. CaF_2: $[F^-] = 2s$). Soli o różnej stechiometrii nie porównujesz samymi wartościami K_s.
- Kolejność: najpierw nowe stężenia jonów **po zmieszaniu**, potem Q, potem porównanie z K_s.
- Początek strącania $M(OH)_2$: $[OH^-] = \sqrt{(K_s : [M^{2+}])}$, z tego pOH i pH; ten sam wzór wyznacza pH roztworu nad osadem w równowadze z roztworem.

Zapis równań jonowych

- Jako jony zapisujesz mocne, rozpuszczalne elektrolity. Jako cząsteczki (wzory) zapisujesz słabe elektrolity, osady, gazy i wodę.
- Forma **skrócona** pomija jony niebiorące udziału w reakcji. Bilansuj atomy i ładunek.
- Strącanie: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$; $Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2$. $Mg + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2$.
- Słaby kwas z mocną zasadą: $CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$ (kwas pozostaje w postaci cząsteczkowej).

Podgląd · Pierwsza Ławka

Potencjał standardowy i kierunek reakcji

- E° półogniwa mierzysz względem standardowej elektrody wodorowej (E° = 0 V). Warunki standardowe: stężenia jonów 1 mol·dm^{-3}, p = 1013 hPa, 298 K.
- Wyższy E° – silniejszy utleniacz (forma utleniona pary). Niższy E° – silniejszy reduktor (forma zredukowana).
- Reakcja zachodzi samorzutnie, gdy E° pary utleniacza > E° pary reduktora.
- Metal o E° < 0 wypiera wodór z kwasu nieutleniającego; metal aktywniejszy wypiera mniej aktywny z roztworu soli.

Półogniwo	E°, V	Półogniwo	E°, V
Mg^{2+}/Mg	−2,372	Cu^{2+}/Cu	0,342
Zn^{2+}/Zn	−0,762	Fe^{3+}/Fe^{2+}	0,771
Fe^{2+}/Fe	−0,447	Ag^{+}/Ag	0,800
Co^{2+}/Co	−0,28	Br_2/Br^-	1,066
Pb^{2+}/Pb	−0,126	Cl_2/Cl^-	1,358
I_2/I^-	0,536	MnO_4^-/Mn^{2+}	1,507

Wartości bierzesz z karty wzorów CKE. Przykład: Fe^{3+} (0,771 V) utlenia I^- (0,536 V), ale nie utlenia Br^- (1,066 V). Srebro (0,800 V) nie wypiera wodoru z HCl.

Ogniwo galwaniczne: pojęcia

- **Półogniwo** – elektroda zanurzona w roztworze własnych jonów. **Klucz elektrolityczny** zamyka obwód: płyną nim jony (aniony do anody, kationy do katody) i wyrównuje ładunki w półogniwach.
- **Anoda** – elektroda, na której zachodzi utlenianie (w ogniwie biegun ujemny). **Katoda** – elektroda, na której zachodzi redukcja (biegun dodatni).
- Elektrony płyną przewodnikiem zewnętrznym od anody do katody.
- **SEM** = $E^\circ_{katody} - E^\circ_{anody}$ i jest dodatnia. Potencjałów nie mnożysz przez współczynniki stechiometryczne.
- Szereg elektrochemiczny porządkuje metale według E°; anodą jest półogniwo o niższym potencjale.

Przykład: Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu. SEM = 0,342 − (−0,762) = 1,104 V.

Schemat ogniwa i równania elektrodowe

- Anoda **po lewej**, katoda po prawej. Pojedyncza kreska | oznacza granicę faz (elektroda | roztwór), podwójna || – klucz elektrolityczny.
- Substancje w tym samym roztworze rozdzielasz **przecinkami**, nie kreską.
- W półogniwie redoks elektrodą jest platyna, a w schemacie wpisujesz **wszystkie jony** biorące udział w reakcji elektrodowej, także H^+: Pt | Fe^{2+}, Fe^{3+} || $Cr_2O_7^{2-}$, Cr^{3+}, H^+ | Pt.
- Półogniwo wodorowe: po prawej (katoda) H^+ | H_2 | Pt, po lewej (anoda) Pt | H_2 | H^+.
- Projektowanie ogniwa dla zadanej reakcji: rozpisz ją na utlenianie (anoda) i redukcję (katoda), a następnie ułóż półogniwa.
- **Ogniwo odwracalne** – każda elektroda jest w równowadze z jonami własnego półogniwa (ogniwo Daniella). **Nieodwracalne** – reakcje po zmianie kierunku prądu nie są odwrotnością siebie (ogniwo Volty: Zn | H_2SO_4(aq) | Cu).
- W warunkach niestandardowych SEM różni się od obliczonej z E°, bo zmieniają się stężenia jonów.

Korozja elektrochemiczna i ochrona

- Na stali w obecności wody i elektrolitu powstają mikroogniwa. Żelazo jest anodą: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$. W środowisku obojętnym na obszarach katodowych redukuje się tlen: $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$.
- Kontakt z metalem o wyższym E° (miedź) przyspiesza korozję żelaza, bo żelazo zostaje anodą. Kontakt z metalem o niższym E° (magnez, cynk) chroni stal.

Sposób ochrony	Zasada
powłoka niemetaliczna	farba, lakier, emalia odcinają dostęp wody i tlenu
powłoka metaliczna anodowa	z metalu aktywniejszego (cynk); po uszkodzeniu to on się utlenia
powłoka metaliczna katodowa	z metalu mniej aktywnego; po uszkodzeniu stal koroduje szybciej
ochrona protektorowa	połączenie z metalem aktywniejszym, który się zużywa
ochrona katodowa	połączenie z ujemnym biegunem zewnętrznego źródła prądu

Podgląd • Pierwsza Ławka

Wodorki, wodorotlenki i kwasy

- **LiH** (wodorek jonowy, wodór na stopniu –I): $LiH + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$; roztwór zasadowy.
- **NH_3** – zasadowy: $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$ (strzałka odwracalna, nie „NH_4OH").
- **HF, HCl, HBr, HI, H_2S** – kwasowe (roztwór kwasowy); moc kwasów fluorowcowodorowych rośnie od HF do HI.
- **CH_4** – obojętny.

Wodorotlenki i kwasy

- Amfoteryczne wodorotlenki reagują z kwasem i z nadmiarem mocnej zasady (hydroksokompleks): $Al(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2O$; $Al(OH)_3 + OH^- \rightarrow [Al(OH)_4]^-$; $Cr(OH)_3 + 3OH^- \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-}$.
- Kwasy **nieutleniające** (HCl, rozcieńczony H_2SO_4) roztwarzają metale stojące przed wodorem w szeregu aktywności, wydziela się H_2: $Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$.
- Kwasy klasyfikujesz według składu (tlenowe i beztlenowe), mocy (np. HCl, HNO_3 mocne; H_2CO_3, H_2S słabe) i właściwości utleniających.
- Kwasy **utleniające** (HNO_3, stężony H_2SO_4) roztwarzają też Cu i Ag; nie wydziela się wodór.
- Sole otrzymasz m.in.: metal + kwas, tlenek metalu + kwas, wodorotlenek + kwas, tlenek kwasowy + zasada, sól + sól (strącanie osadu), metal + niemetal.

Wypieranie: mocniejszy kwas wypiera z soli kwas słabszy, nietrwały lub lotny. Mocna zasada wypiera słabą zasadę z jej soli.

$FeS + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2S$

$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$

$CaCO_3 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$

Metale: właściwości i reakcje

- **Wiązanie metaliczne** – kationy w sieci i zdelokalizowane elektrony walencyjne; stąd przewodnictwo, połysk i kowalność.
- W grupach właściwości zmieniają się stopniowo (podobieństwo w grupie), a w okresach metaliczność maleje ze wzrostem liczby atomowej.
- Litowce i berylowce są aktywne, aktywność rośnie w dół grupy; litowiec jest aktywniejszy od berylowca z tego samego okresu.
- Reakcja z wodą (Na, K, Mg, Ca): $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$; $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$; Mg reaguje wolno i po ogrzaniu: $Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$ (gorąca woda lub para).
- Z kwasami nieutleniającymi: $2Al + 6H^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2$; $Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$.

Glin i kwas azotowy(V)

Glin jest lekki, kowalny, dobrze przewodzi prąd i ciepło. Na powietrzu pokrywa się szczelną warstewką tlenku. **Pasywacja** to powstanie ochronnej warstewki tlenku pod działaniem utleniacza (np. stężony HNO_3); chroni ona metal przed dalszą reakcją, dlatego glin ma zastosowanie w technice. Al_2O_3 jest amfoteryczny, więc zasada tę warstewkę roztwarza: $Al_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \rightarrow 2[Al(OH)_4]^-$.

Metal	Stężony HNO_3	Rozcieńczony HNO_3
Al, Fe	pasywacja – brak reakcji	reaguje, powstaje NO
Cu	$Cu + 4H^+ + 2NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$	$3Cu + 8H^+ + 2NO_3^- \rightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$
Ag	reaguje, powstaje NO_2	$3Ag + 4H^+ + NO_3^- \rightarrow 3Ag^+ + NO + 2H_2O$

NO jest bezbarwny, na powietrzu utlenia się do brunatnego NO_2.

PIERWSZA ŁAWKA

Właściwości fizyczne

- **Szereg homologiczny**: kolejni członkowie różnią się o grupę CH_2, mają ten sam wzór ogólny i podobne właściwości chemiczne.
- Temperatury topnienia i wrzenia rosną ze wzrostem długości łańcucha (silniejsze oddziaływania międzycząsteczkowe).
- Wśród izomerów o tym samym wzorze sumarycznym **rozgałęzienie obniża temperaturę wrzenia**: cząsteczki są bardziej zwarte, kontakt z sąsiadami słabszy.
- Węglowodory są niepolarne: nie rozpuszczają się w wodzie, rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych; gęstość mają mniejszą od gęstości wody.
- Izomery cis i trans są diastereoizomerami, więc różnią się temperaturami topnienia i wrzenia; enancjomery – tylko skręcalnością.

Typy i mechanizmy reakcji

Typ	Istota	Mechanizm typowy
substytucja	wymiana atomu lub grupy na inną	rodnikowy (alkany, łańcuch boczny arenów, światło); elektrofilowy (pierścień benzenowy, katalizator)
addycja	przyłączenie do wiązania wielokrotnego	elektrofilowy (alkeny, alkiny)
eliminacja	odłączenie małej cząsteczki, powstaje wiązanie wielokrotne	np. fluorowcoalkan + KOH w etanolu
polimeryzacja	łączenie wielu cząsteczek monomeru bez produktu ubocznego	–
substytucja (pochodne)	wymiana atomu fluorowca na grupę OH	nukleofilowy, np. $C_2H_5Br + OH^- \rightarrow C_2H_5OH + Br^-$ (wodny roztwór KOH, ogrzewanie)
kondensacja	łączenie cząsteczek z wydzieleniem małej cząsteczki, np. H_2O	–

Rodnik – drobina z niesparowanym elektronem (powstaje przy rozpadzie homolitycznym, np. Br_2 pod wpływem światła). **Elektrofil** – drobina uboga w elektrony (H^+, NO_2^+, $Br^{\delta+}$), atakuje miejsca o dużej gęstości elektronowej. **Nukleofil** – drobina z wolną parą elektronową (OH^-, H_2O).

Alkany, alkeny, alkiny: reakcje

- **Spalanie całkowite** daje CO_2 i H_2O, niecałkowite – CO lub C. Bilans: $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$; $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$; $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$.
- **Alkany** – substytucja rodnikowa: $C_2H_6 + Br_2 \rightarrow C_2H_5Br + HBr$ (światło). Może zajść wielokrotnie.
- **Alkeny** – addycja H_2 (Ni, Pt), Cl_2, Br_2, HCl, HBr, H_2O (H^+): $C_2H_4 + Br_2 \rightarrow C_2H_4Br_2$. Z wodnym roztworem $KMnO_4$ alken odbarwia fiolet (zimny, rozcieńczony roztwór w środowisku obojętnym: odbarwienie i brunatny osad MnO_2; produkt organiczny to diol, np. etano-1,2-diol – nazwy produktu nie podajesz jako obserwacji).
- **Reguła Markownikowa:** przy addycji HX lub H_2O do niesymetrycznego alkenu atom H przyłącza się głównie do tego atomu C wiązania podwójnego, który ma więcej atomów H. $CH_2{=}CH{-}CH_3 + HBr \rightarrow CH_3{-}CHBr{-}CH_3$ (główny), $CH_3{-}CH_2{-}CH_2Br$ (uboczny); z wodą powstaje propan-2-ol.
- **Alkiny** – addycja dwuetapowa: do wiązania potrójnego przyłączają się 2 cząsteczki H_2, Cl_2, Br_2 (lub HCl, HBr). $C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$. Przyłączenie wody do etynu daje etanal, do propynu – propanon (zgodnie z Markownikowem; propanal nie jest uznawany).
- **Alkan → alken:** alkan + X_2 (światło) → fluorowcoalkan; potem KOH w etanolu (ogrzewanie), eliminacja: $C_2H_5Br + KOH \rightarrow C_2H_4 + KBr + H_2O$. W środowisku bezwodnym (etanol) zachodzi eliminacja, w wodnym roztworze – substytucja.
- Liczba moli H_2 w pełnym uwodornieniu = liczba wiązań π (jedno C=C – 1 mol, C≡C – 2 mole). Wzór C_nH_{2n} bez wiązania π oznacza pierścień.

PIERWSZA ŁAWKA

Utlenianie alkoholi

- **I-rzędowy** → aldehyd (CuO, łagodnie) → kwas karboksylowy (silny utleniacz, np. $KMnO_4/H^+$).
- **II-rzędowy** → keton.
- **III-rzędowy** – w tych warunkach nie ulega utlenieniu.

$CH_3CH_2OH + CuO \rightarrow CH_3CHO + Cu + H_2O$

$CH_3CH(OH)CH_3 + CuO \rightarrow CH_3COCH_3 + Cu + H_2O$

Obserwacje z utleniaczami podawaj z barwą przed i po reakcji:

Utleniacz	Alkohol I- lub II-rzędowy	Alkohol III-rzędowy
$K_2Cr_2O_7/H^+$	pomarańczowy roztwór → zielony (niebieskozielony)	brak zmian, pozostaje pomarańczowy
$KMnO_4/H^+$	fioletowy roztwór → bezbarwny (Mn^{2+})	brak zmian

Różnicę rzędowości sprawdzasz właśnie tak: III-rzędowy nie odbarwia utleniacza.

Bilans: $KMnO_4$ i alkohol

Utlenianie propan-1-olu do kwasu propanowego, bilans elektronowo-jonowy:

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \ | \times 4$

$CH_3CH_2CH_2OH + H_2O \rightarrow CH_3CH_2COOH + 4H^+ + 4e^- \ | \times 5$

$5CH_3CH_2CH_2OH + 4MnO_4^- + 12H^+ \rightarrow 5CH_3CH_2COOH + 4Mn^{2+} + 11H_2O$

Dla etanolu analogicznie: $5CH_3CH_2OH + 4MnO_4^- + 12H^+ \rightarrow 5CH_3COOH + 4Mn^{2+} + 11H_2O$. Na jedną cząsteczkę alkoholu I-rzędowego przypadają 4 elektrony, więc stosunek alkohol : MnO_4^- = 5 : 4. Sprawdź bilans atomów i ładunków (po obu stronach ładunek +8).

Z dichromianem do aldehydu: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ (×1) oraz $CH_3CH_2OH \rightarrow CH_3CHO + 2H^+ + 2e^-$ (×3).

Odróżnianie alkoholi

- **Mono- od polihydroksylowego:** świeżo strącony $Cu(OH)_2$ (osad niebieski) w środowisku zasadowym. Alkohol z co najmniej dwiema grupami –OH przy **sąsiednich** atomach C (glikol, glicerol) roztwarza osad: klarowny roztwór o barwie szafirowej (ciemnoniebieskiej). Etanol – brak zmian, osad pozostaje.
- **III-rzędowy od I- i II-rzędowego:** zakwaszony $K_2Cr_2O_7$ lub $KMnO_4$ (patrz wyżej).
- **Fenol od alkoholu:** wodny roztwór $FeCl_3$ – z fenolem barwny związek kompleksowy (fioletowe zabarwienie), z alkoholem brak zmiany barwy. Sód nie różnicuje ich w roztworze wodnym, bo reaguje z wodą w obu probówkach.

Fenole

Fenole są słabymi kwasami, mocniejszymi od alkoholi (pierścień stabilizuje anion fenolanowy). Z NaOH reagują, alkohole nie. Wartości K_a bierz z tablic CKE: fenol $1{,}02 \cdot 10^{-10}$, kwas węglowy (I stopień) $4{,}47 \cdot 10^{-7}$, kwas benzoesowy $6{,}25 \cdot 10^{-5}$.

$2C_6H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_6H_5ONa + H_2$

$C_6H_5OH + OH^- \rightarrow C_6H_5O^- + H_2O$

$C_6H_5OH + 3HNO_3 \xrightarrow{(H_2SO_4)} C_6H_2(NO_2)_3OH + 3H_2O$

$C_6H_5OH + 3Br_2 \rightarrow C_6H_2Br_3OH + 3HBr$

- Grupa –OH aktywuje pierścień i kieruje podstawniki w położenia 2, 4, 6 (*orto*, *para*): substytucja elektrofilowa, np. 2,4,6-trinitrofenol (kwas pikrynowy). Nitro w położeniach 3 i 5 klucz nie uznaje.
- **Moc kwasów:** fenol < kwas węglowy < kwas benzoesowy. Fenol nie wypiera H_2CO_3 z $NaHCO_3$ (brak zmian), kwas benzoesowy tak: $C_6H_5COOH + HCO_3^- \rightarrow C_6H_5COO^- + CO_2 + H_2O$ (pęcherzyki gazu).
- Grupy $-NO_2$ wyciągają elektrony z pierścienia, więc trinitrofenol jest mocniejszym kwasem niż fenol.

Podgląd • Pierwsza Ławka

Sole i amidy

Sole kwasów karboksylowych powstają w reakcjach z czterema typami reagentów:

Reagent	Przykład (kwas etanowy)	Obserwacja
metal aktywny	$2CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2\uparrow$	pęcherzyki gazu, metal ubywa
tlenek metalu	$2CH_3COOH + CaO \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O$	tlenek się roztwarza
wodorotlenek	$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$	brak widocznych zmian (zobojętnianie)
sól słabszego kwasu	$2CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3COONa + CO_2\uparrow + H_2O$	pęcherzyki CO_2

Forma jonowa skrócona dla kwasu słabego zachowuje jego cząsteczkę: $2CH_3COOH + CO_3^{2-} \rightarrow 2CH_3COO^- + CO_2 + H_2O$. Nie zapisujesz H_2CO_3 jako produktu, bo rozkłada się na CO_2 i H_2O. Roztwór soli kwasu karboksylowego ma odczyn zasadowy: $RCOO^- + H_2O \rightleftarrows RCOOH + OH^-$.

Amidy $R–CONH_2$ powstają m.in. przez ogrzewanie soli amonowych: $CH_3COONH_4 \rightarrow CH_3CONH_2 + H_2O$.

Hydroksykwasy

Hydroksykwas ma w cząsteczce grupy **–OH i –COOH**, np. kwas mlekowy i jabłkowy (grupa –OH alkoholowa) oraz salicylowy (grupa –OH fenolowa). W kwasach mlekowym i jabłkowym z NaOH i z HCO_3^- reagują wyłącznie grupy –COOH, bo alkoholowa grupa –OH nie ma właściwości kwasowych wobec roztworów wodnych. W kwasie salicylowym z HCO_3^- reaguje tylko –COOH, a z NaOH w nadmiarze także fenolowa –OH (2 mole NaOH na mol kwasu).

Hydroksykwasy alkoholowe tworzą dwa rodzaje estrów:

- **międzycząsteczkowe** – laktyd (estr cykliczny z dwóch cząsteczek) albo poliester. Powstawanie poliestru to **polikondensacja**, w której wydziela się woda, a w łańcuchu powtarza się mer –O–CH(R)–CO–;
- **wewnątrzcząsteczkowe – lakton**, gdy w cząsteczce powstaje trwały pierścień pięcio- lub sześcioczłonowy. Pierścień zawiera atom tlenu, a wzór laktonu to wzór hydroksykwasu minus H_2O. Z kwasu 4-hydroksybutanowego powstaje pierścień pięcioczłonowy: cztery atomy C i jeden O.

Wzór poliestru nie jest produktem polimeryzacji i nie powstaje przez otwarcie wiązania C=C.

Estry, estryfikacja i równowaga

Estry zawierają grupę estrową –COO–. Nazwa: anion kwasu + nazwa grupy alkilowej alkoholu, np. etanian etylu, butanian metylu. Kolejność reszt we wzorze ma znaczenie: R–COO–R′ to inny ester niż R′–COO–R.

Estryfikacja: $R–COOH + R'–OH \rightleftarrows R–COO–R' + H_2O$ (stęż. H_2SO_4, ogrzewanie). Kwas traci grupę –OH, alkohol – atom wodoru, więc tlen wiązania estrowego pochodzi z alkoholu. Stężony H_2SO_4 jest **katalizatorem** i wiąże wodę, co sprzyja estrowi. Katalizator przyspiesza osiągnięcie stanu równowagi, ale nie zmienia jego położenia.

$K_c = [ester][H_2O] / ([kwas][alkohol])$. Zgodnie z regułą przekory wydajność estru rośnie, gdy:

- stosujesz **nadmiar** jednego z substratów,
- **usuwasz wodę lub ester** z układu (np. oddestylowujesz ester).

Dodatek katalizatora, dłuższy czas i sama zmiana temperatury bez uzasadnienia nie są poprawną odpowiedzią na pytanie o położenie równowagi.

Estry kwasów nieorganicznych powstają z alkoholi i kwasów, np. $H_3BO_3 + 3CH_3OH \rightleftarrows B(OCH_3)_3 + 3H_2O$ (boran trimetylu) oraz $CH_3(CH_2)_{11}OH + H_2SO_4 \rightarrow CH_3(CH_2)_{11}OSO_3H + H_2O$ (monoester). Alkohol łączy się z kwasem przez atom tlenu, a nie wiązaniem C–S.

Hydroliza estrów

Hydroliza to rozkład wiązania estrowego z udziałem wody. Przebieg zależy od środowiska:

Cecha	Środowisko kwasowe	Środowisko zasadowe
odczynnik	woda z katalizatorem H^+ (np. H_2SO_4)	roztwór NaOH lub KOH, ogrzewanie
produkty	kwas karboksylowy + alkohol	sól kwasu karboksylowego + alkohol
przebieg	odwracalna, stan równowagi (⇄)	praktycznie nieodwracalna (→)
przykład	$CH_3CH_2COOC_2H_5 + H_2O \rightleftarrows CH_3CH_2COOH + C_2H_5OH$	$CH_3CH_2COOC_2H_5 + NaOH \rightarrow CH_3CH_2COONa + C_2H_5OH$

W środowisku zasadowym zasada reaguje z powstającym kwasem i przesuwa równowagę, dlatego reakcja zachodzi do końca. W zasadowej hydrolizie nie zapisujesz kwasu jako produktu. Jeżeli ester ma też grupę fenolową (np. salicylan metylu), z NaOH reaguje i grupa estrowa, i fenolowa, więc zużywasz 2 mole NaOH.

Podgląd • Pierwsza Ławka

Peptydy

Wiązanie peptydowe –CO–NH– powstaje w kondensacji grupy –COOH jednego aminokwasu z grupą $–NH_2$ drugiego, z wydzieleniem wody.

- Glicyna + alanina → dipeptyd + H_2O. Peptyd z n reszt ma $n – 1$ wiązań peptydowych i masę molową o $(n – 1)\cdot 18$ g·mol^{-1} mniejszą od sumy mas aminokwasów (np. Gly-Gly: $2\cdot 75 – 18 = 132$ g·mol^{-1}).
- Sekwencję zapisujesz od **N-końca** (wolna grupa $–NH_2$) do **C-końca** (wolna –COOH). Z dwóch różnych aminokwasów powstają dwa różne dipeptydy.
- **Hydroliza** (kwasowa, zasadowa lub enzymatyczna) rozrywa wiązania peptydowe i daje wolne aminokwasy; woda jest substratem. Rysujesz wzory półstrukturalne każdego produktu.
- Resztę aminokwasu rozpoznajesz po łańcuchu bocznym R między atomem C_α a grupami końcowymi.

Białka: struktury i czynniki

Struktura	Co to jest	Co ją utrzymuje
I-rzędowa	sekwencja aminokwasów	wiązania peptydowe
II-rzędowa	helisa α, harmonijka β	wiązania wodorowe C=O···H–N łańcucha głównego
III-rzędowa	przestrzenne ułożenie całego łańcucha	oddziaływania łańcuchów bocznych: jonowe, mostki –S–S–, wodorowe, van der Waalsa

- **Wysalanie**: wytrącenie białka z roztworu przez wysokie stężenie niektórych soli; **odwracalne**, struktura zachowana.
- **Denaturacja**: zniszczenie struktury II- i III-rzędowej pod działaniem soli metali ciężkich (np. octan ołowiu(II)), wysokiej temperatury, stężonych kwasów i zasad, etanolu. Zwykle **nieodwracalna**; wiązania peptydowe nie pękają.
- Obserwacja w probówce: biały osad lub zmętnienie albo ścięcie białka. Nazwa „denaturacja" to wniosek, a nie obserwacja.

Identyfikacja białek

Próba	Przebieg	Wynik pozytywny	Co potwierdza
biuretowa	NaOH(aq) + kilka kropli $CuSO_4$(aq) (Cu^{2+} w środowisku silnie zasadowym)	fioletowe zabarwienie	co najmniej dwa wiązania peptydowe
ksantoproteinowa	stężony HNO_3, potem zalkalizowanie	żółte, po zalkalizowaniu pomarańczowe	reszty aminokwasów aromatycznych w białku

Glicyna daje wynik ujemny obu prób: w biuretowej brakuje wiązań peptydowych, w ksantoproteinowej – pierścienia aromatycznego. Dipeptyd ma tylko jedno wiązanie, więc próby biuretowej nie daje.

Projektując doświadczenie, podajesz odczynniki, próbę kontrolną (np. woda zamiast białka) i oczekiwane obserwacje w obu probówkach.

Cukry proste

- **Podział:** cukry proste (monosacharydy) i złożone (di-, oligo-, polisacharydy). Ze względu na grupę: **aldozy** (–CHO) i **ketozy** (C=O); ze względu na liczbę atomów C: triozy, tetrozy, pentozy, heksozy. Glukoza to aldoheksoza, fruktoza – ketoheksoza ($C_6H_{12}O_6$).
- Cukry proste to **polihydroksyaldehydy** lub **polihydroksyketony**. Powstają w roślinach w fotosyntezie: $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$.
- **Szereg D**: w projekcji Fischera grupa –OH przy asymetrycznym węglu najdalszym od grupy karbonylowej leży po prawej. Naturalne monosacharydy należą do szeregu D.
- W roztworze przeważają formy pierścieniowe (półacetalowe): **piranoza** (pierścień sześcioczłonowy) i **furanoza** (pięcioczłonowy). Węgiel dawnej grupy karbonylowej to węgiel **anomeryczny**; powstają anomery α i β, które przechodzą w siebie przez formę łańcuchową.

Od Fischera do Hawortha

1. Podstawnik po **prawej** stronie w projekcji Fischera leży **pod** płaszczyzną pierścienia, po **lewej** – nad nią.
2. W cukrze szeregu D grupa $–CH_2OH$ przy ostatnim węglu pierścienia leży nad płaszczyzną.
3. **Anomer β**: –OH przy węglu anomerycznym po tej samej stronie co $–CH_2OH$ (nad płaszczyzną). **Anomer α**: po przeciwnej (pod płaszczyzną).
4. Kontrola: policz atomy C i wszystkie grupy –OH oraz H. Brak jednej grupy to inny cukier.

Podgląd • Pierwsza Ławka

NOTATKA MATURALNA · ROZDZIAŁ 1

Budowa atomu i stechiometria

I. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna; II. Budowa atomu (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.

Nuklid, izotop, jon

Nuklid opisują dwie liczby: **atomowa Z** (liczba protonów) i **masowa A** (protony + neutrony). Liczba neutronów: $N = A - Z$. **Izotopy** mają to samo Z, ale różne A. Nuklidy o tym samym A i różnym Z (np. ^{40}Ca i ^{40}Ar) nie są izotopami.

- Liczba elektronów w jonie = Z – ładunek (kation ma ich mniej, anion więcej niż protonów).
- Przykład: $^{37}Cl^-$ ma 17 protonów, 20 neutronów i 1☐ elektronów.
- Drobiny o tej samej liczbie elektronów są izoelektronowe (np. Na^+, Mg^{2+}, Ne – po 10).

Masa atomowa pierwiastka

Masa atomowa z układu okresowego to **średnia ważona** mas atomowych izotopów, z wagami równymi ułamkom **liczby atomów** (nie ułamkom masowym):

$m_{at} = x_1 \cdot m_1 + x_2 \cdot m_2 + \ldots$, przy czym $x_1 + x_2 + \ldots = 1$.

Przykład: 75% atomów ^{35}Cl i 25% atomów ^{37}Cl daje 0,75·35 + 0,25·37 = 35,☐ u. Wynik leży bliżej masy izotopu, którego jest więcej. Odczytuj masy z tablic CKE (np. H – 1,008; C – 12,01; N – 14,01; O – 16,00; Ca – 40,08) i stosuj je z dokładnością podaną w poleceniu.

Przemiany jądrowe

W równaniu reakcji jądrowej suma liczb masowych i suma liczb atomowych są po obu stronach równe.

Cząstka	Zapis (A, Z)	Skutek dla jądra
α (jądro helu)	A = 4, Z = 2	A maleje o 4, Z o 2
β^- (elektron z jądra)	A = 0, Z = −1	A bez zmian, Z rośnie o 1
neutron	A = 1, Z = 0	–
proton	A = 1, Z = 1	–

- Naturalne: $^{238}U \rightarrow {}^{234}Th + \alpha$; $^{234}Th \rightarrow {}^{234}Pa + \beta^-$.
- Sztuczna reakcja: $^{14}N + {}^{4}He \rightarrow {}^{17}O + {}^{1}H$ (18 = 18; 9 = 9).
- Szereg przemian: liczbę α wyznacz z ubytku A (zmienia ją tylko α), liczbę β^- z bilansu Z. Dla $^{238}U \rightarrow {}^{206}Pb$: 32/4 = 8 przemian α, a Z spada o 16 przy rzeczywistym spadku 10, więc 6 przemian β^-.

Liczby kwantowe

Liczba	Wartości	Opisuje
główna n	1, 2, 3, …	powłokę
poboczna l	0 … $n-1$ (s, p, d, f)	podpowłokę
magnetyczna m	od $-l$ do $+l$	stan orbitalny
spinowa m_s	+½ lub −½	spin elektronu

- Podpowłoka ma $2l + 1$ stanów orbitalnych: s – 1, p – 3, d – 5, f – 7. Mieści 2 razy tyle elektronów: 2, 6, 10, 14.
- Powłoka n mieści $2n^2$☐ elektronów (2, 8, 18, …).
- Przykład: $n = 3$, $l = 1$ oznacza podpowłokę 3p – trzy stany orbitalne, najwyżej ☐ elektronów.

Zakaz Pauliego i reguła Hunda

- **Zakaz Pauliego:** w atomie nie ma dwóch elektronów o identycznym zestawie czterech liczb kwantowych. W jednym stanie orbitalnym mieszczą się najwyżej dwa elektrony, różniące się spinem.
- **Reguła Hunda:** w podpowłoce elektrony najpierw zajmują pojedynczo wszystkie stany orbitalne, z jednakowym spinem, i dopiero potem się sparowują.
- Skutek: azot ($2p^3$) ma trzy elektrony niesparowane, tlen ($2p^4$) – dwa.
- Schemat klatkowy: każda klatka to jeden stan orbitalny, strzałki oznaczają spin. W klatce nie wolno rysować dwóch strzałek w tę samą stronę.

Podgląd darmowej wersji

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.

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – komplet 10 rozdziałów, dla ucznia

Podgląd pokazał 12 z 38 stron. Pełna wersja: 38 stron A4, PDF do druku.

- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 1: Budowa atomu i stechiometria, dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 2: Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe, dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 3: Kinetyka, równowaga chemiczna i energetyka reakcji, dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 4: Roztwory i reakcje w roztworach wodnych (pH, hydroliza, strącanie), dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 5: Reakcje redoks i elektrochemia, dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 6: Związki nieorganiczne, metale i niemetale, ochrona środowiska, dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 7: Wstęp do chemii organicznej i węglowodory, dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 8: Alkohole, fenole, aldehydy i ketony, dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 9: Kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze, dla ucznia
- Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 10: Związki azotu, białka, cukry i chemia wokół nas, dla ucznia

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail

pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-notatki-komplet-wszystkie-rozdzialy