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

CHEMIA · ROZDZ. 1 · 10/52 · ODPOWIEDŹ

A się nie zmienia, *Z* rośnie o 1.

CHEMIA · ROZDZ. 1 · 9/52 · ODPOWIEDŹ

A maleje o 4, *Z* maleje o 2.

CHEMIA · ROZDZ. 1 · 12/52 · ODPOWIEDŹ

^{30}P: liczba masowa 27 + 4 = 30 + 1, liczba atomowa 13 + 2 = 15 + 0.

CHEMIA · ROZDZ. 1 · 11/52 · ODPOWIEDŹ

Cząstka α ($^{4}_{2}$He): 238 = 234 + 4 oraz 92 = 90 + 2.

CHEMIA · ROZDZ. 1 · 14/52 · ODPOWIEDŹ

Suma liczb masowych oraz suma liczb atomowych po obu stronach.

CHEMIA · ROZDZ. 1 · 13/52 · ODPOWIEDŹ

8 przemian α (ubytek *A* równy 32) i 6 przemian β^{-}.

CHEMIA · ROZDZ. 1 · 16/52 · ODPOWIEDŹ

Podpowłokę 3d.

CHEMIA · ROZDZ. 1 · 15/52 · ODPOWIEDŹ

Liczby całkowite od 0 do $n - 1$.

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

CHEMIA · ROZDZ. 2 · 10/52 · ODPOWIEDŹ

Jedną; ma trzy wiązania O–H i oktet elektronowy.

CHEMIA · ROZDZ. 2 · 9/52 · ODPOWIEDŹ

Od donora pary elektronowej do akceptora.

CHEMIA · ROZDZ. 2 · 12/52 · ODPOWIEDŹ

Donorem jest atom N (wolna para), akceptorem atom B (luka elektronowa). Nie jest to wiązanie jonowe.

CHEMIA · ROZDZ. 2 · 11/52 · ODPOWIEDŹ

Niczym – cztery wiązania N–H w NH_4^+ są równocenne.

CHEMIA · ROZDZ. 2 · 14/52 · ODPOWIEDŹ

H–C≡N z jedną wolną parą przy atomie N; węgiel nie ma wolnych par.

CHEMIA · ROZDZ. 2 · 13/52 · ODPOWIEDŹ

Wzór z wolnymi parami w nawiasie kwadratowym, ładunek jonu przy nawiasie.

CHEMIA · ROZDZ. 2 · 16/52 · ODPOWIEDŹ

sp; kształt liniowy (digonalny), kąt 180°.

CHEMIA · ROZDZ. 2 · 15/52 · ODPOWIEDŹ

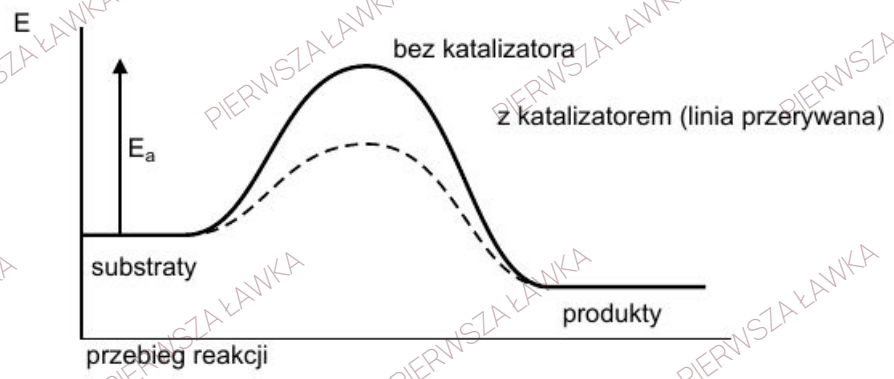
Liczba związanych atomów (wiązanie wielokrotne liczy się raz) + liczba wolnych par atomu centralnego.

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.

CHEMIA · ROZDZ. 3 · 10/54 · ODPOWIEDŹ

Problem badawczy jest pytaniem, hipoteza – zdaniem twierdzącym, które można sprawdzić doświadczalnie.

CHEMIA · ROZDZ. 3 · 9/54 · ODPOWIEDŹ

Zmieniasz tylko rozdrobnienie (wiórki lub proszek); rodzaj i stężenie kwasu, jego objętość i temperaturę utrzymujesz stałe.

CHEMIA · ROZDZ. 3 · 12/54 · ODPOWIEDŹ

$v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$.

CHEMIA · ROZDZ. 3 · 11/54 · ODPOWIEDŹ

To, co widać: wydzielanie pęcherzyków gazu i jego tempo, ewentualnie zmianę temperatury; nie piszesz nazwy produktu.

CHEMIA · ROZDZ. 3 · 14/54 · ODPOWIEDŹ

Drugi.

CHEMIA · ROZDZ. 3 · 13/54 · ODPOWIEDŹ

Z danych doświadczalnych, a nie ze współczynników stechiometrycznych równania.

CHEMIA · ROZDZ. 3 · 16/54 · ODPOWIEDŹ

Suma rzędów względem wszystkich substratów, czyli suma wykładników w równaniu kinetycznym.

CHEMIA · ROZDZ. 3 · 15/54 · ODPOWIEDŹ

Zerowy.

PIERWSZA ŁAWKA

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

CHEMIA · ROZDZ. 4 · 10/53 · ODPOWIEDŹ

Liczba moli (masa) substancji rozpuszczonej: $c_1V_1 = c_2V_2$.

CHEMIA · ROZDZ. 4 · 9/53 · ODPOWIEDŹ

$c_m = C_p \cdot d : (100\% \cdot M)$, gdzie d jest w $g \cdot dm^{-3}$.

CHEMIA · ROZDZ. 4 · 12/53 · ODPOWIEDŹ

Masa substancji, która w danej temperaturze nasyca 100 g wody.

CHEMIA · ROZDZ. 4 · 11/53 · ODPOWIEDŹ

Zawsze sumują się masy; objętości nie zawsze, dlatego bez informacji o gęstości traktuj je ostrożnie.

CHEMIA · ROZDZ. 4 · 14/53 · ODPOWIEDŹ

Jest stała; wydziela się tyle soli, ile wynosi różnica rozpuszczalności przeliczona na faktyczną masę wody.

CHEMIA · ROZDZ. 4 · 13/53 · ODPOWIEDŹ

$C_p = 25 : (100 + 25) \cdot 100\% = 20\%$.

CHEMIA · ROZDZ. 4 · 16/53 · ODPOWIEDŹ

Odważenie, rozpuszczenie w części wody, przeniesienie ilościowe, dopełnienie wodą do kreski, wymieszanie.

CHEMIA · ROZDZ. 4 · 15/53 · ODPOWIEDŹ

Woda krystalizacyjna po rozpuszczeniu wchodzi do rozpuszczalnika, a masę hydratu wyznacza stosunek mas molowych hydratu i soli bezwodnej.

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

CHEMIA · ROZDZ. 5 · 10/54 · ODPOWIEDŹ

III.

CHEMIA · ROZDZ. 5 · 9/54 · ODPOWIEDŹ

–II (trzy wiązania C–H i jedno C–O).

CHEMIA · ROZDZ. 5 · 12/54 · ODPOWIEDŹ

Utleniacz przyjmuje elektrony i sam się redukuje; reduktor oddaje elektrony i sam się utlenia.

CHEMIA · ROZDZ. 5 · 11/54 · ODPOWIEDŹ

Maleje, bo drobina przyjmuje elektrony.

CHEMIA · ROZDZ. 5 · 14/54 · ODPOWIEDŹ

Reakcja, w której ten sam pierwiastek z jednego substratu częściowo się utlenia, a częściowo redukuje.

CHEMIA · ROZDZ. 5 · 13/54 · ODPOWIEDŹ

Tlen ma w nim pośredni stopień –I, więc może się obniżyć do –II albo wzrosnąć do 0.

CHEMIA · ROZDZ. 5 · 16/54 · ODPOWIEDŹ

$Cl_2 + 2OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$.

CHEMIA · ROZDZ. 5 · 15/54 · ODPOWIEDŹ

Reakcja, w której dwa różne stopnie utlenienia tego samego pierwiastka przechodzą w jeden pośredni.

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

CHEMIA · ROZDZ. 6 · 17/57

Zapisz jonowo reakcję $Cr(OH)_3$ z nadmiarem NaOH (jon heksahydroksochromianowy(III)).

CHEMIA · ROZDZ. 6 · 18/57

Który z kwasów: HCl, rozcieńczony H_2SO_4, HNO_3 jest utleniający?

CHEMIA · ROZDZ. 6 · 19/57

Zapisz jonowo reakcję cynku z kwasem solnym.

CHEMIA · ROZDZ. 6 · 20/57

Jak zapisać reakcję FeS z kwasem solnym w formie jonowej skróconej?

CHEMIA · ROZDZ. 6 · 21/57

Jak przebiega reakcja jonu amonowego z mocną zasadą? Zapisz jonowo.

CHEMIA · ROZDZ. 6 · 22/57

Jak wyjaśnić połysk i przewodnictwo metali?

CHEMIA · ROZDZ. 6 · 23/57

Napisz równanie reakcji sodu z wodą.

CHEMIA · ROZDZ. 6 · 24/57

Napisz równanie reakcji wapnia z wodą.

PIERWSZA ŁAWKA

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Matura z chemii PR – notatki i fiszki: komplet 20 materiałów dla ucznia

Podgląd pokazał 12 z 192 stron. Pełna wersja: 192 stron A4, PDF do druku.

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

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail

pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-notatki-i-fiszki-komplet