ROZDZIAŁ 4

Roztwory i reakcje w roztworach wodnych (pH, hydroliza, strącanie)

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

W tym rozdziale

Zakres	V. Roztwory; VI. Reakcje w roztworach wodnych (podstawa programowa, zakres rozszerzony)
R. Repetytorium	Mieszaniny i ich rozdzielanie; Stężenia i rozpuszczalność; Dysocjacja, stała i stopień dysocjacji; pH i iloczyn jonowy wody; Teoria Brønsteda i hydroliza soli; Zobojętnianie, strącanie, iloczyn rozpuszczalności; ramki „Na maturze" i „Typowe błędy"
A. Zadania wprowadzające	zadania 1–5 · 12 punktów
B. Zadania maturalne	zadania 6–14 · 40 punktów
C. Zadania trudniejsze	zadania 15–18 · 23 punkty
Razem	18 zadań (50 poleceń, w tym 21 rachunkowych), 75 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

Mieszaniny i ich rozdzielanie

- **Układ homogeniczny** (jednorodny) – składników nie odróżnia się nawet pod mikroskopem: roztwór właściwy (cząstki < 1 nm). **Układ heterogeniczny** – widać granice faz: zawiesina (ciało stałe w cieczy, cząstki > 100 nm, sedymentują), emulsja (krople cieczy w innej cieczy, z którą się nie miesza). Koloid (1–100 nm) zachowuje się pośrednio: nie sedymentuje, ale rozprasza światło (efekt Tyndalla).
- Emulsja powstaje podczas intensywnego mieszania (wytrząsania) dwóch niemieszających się cieczy; bez dodatku substancji stabilizującej krople łączą się i ciecze rozwarstwiają.

Rodzaj mieszaniny	Metoda	Na czym polega
ciało stałe nierozpuszczone w cieczy	sedymentacja i dekantacja, sączenie, wirowanie	różnica wielkości i gęstości cząstek
ciało stałe rozpuszczone w cieczy	odparowanie, krystalizacja	różna lotność; zmiana rozpuszczalności z temperaturą
ciecze mieszające się	destylacja	różne temperatury wrzenia
substancja w dwóch niemieszających się rozpuszczalnikach	ekstrakcja	różna rozpuszczalność w obu fazach
kilka substancji rozpuszczonych	chromatografia	różne powinowactwo do fazy stacjonarnej i ruchomej; R_f = droga substancji : droga czoła rozpuszczalnika
cząstki naładowane (np. białka, DNA)	elektroforeza	różna szybkość wędrówki w polu elektrycznym

Podgląd • Pierwsza Ławka

Stężenia i rozpuszczalność

- $C_p = m_s : m_r \cdot 100\%$; $c_m = n : V_r$; $m_r = d \cdot V_r$; przeliczenie: $c_m = C_p \cdot d : (100\% \cdot M)$ (d w g·dm^{-3}).
- Rozcieńczanie i zatężanie: masa (liczba moli) substancji rozpuszczonej się nie zmienia: $c_1V_1 = c_2V_2$, $m_{r1}C_{p1} = m_{r2}C_{p2}$. Objętości roztworów nie zawsze się sumują – sumują się masy.
- **Rozpuszczalność** – masa substancji, która w danej temperaturze nasyca 100 g wody. Roztwór nasycony: $C_p = s : (100\text{ g} + s) \cdot 100\%$. Krystalizacja przez ochłodzenie: masa wody się nie zmienia, wydziela się różnica rozpuszczalności przeliczona na faktyczną masę wody.
- **Hydrat** (np. $CuSO_4 \cdot 5H_2O$): woda krystalizacyjna po rozpuszczeniu staje się częścią rozpuszczalnika. Masę soli bezwodnej w hydracie liczy się ze stosunku mas molowych.
- Roztwór o określonym stężeniu molowym sporządza się w **kolbie miarowej**: odważona substancja → rozpuszczenie w części wody → przeniesienie ilościowe → uzupełnienie wodą do kreski → wymieszanie.

Dysocjacja, stała i stopień dysocjacji

- Elektrolity mocne (HCl, HNO_3, H_2SO_4 w I etapie, NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$, sole) dysocjują praktycznie całkowicie – zapis →. Elektrolity słabe – równowaga ⇄. Kwasy wieloprotonowe dysocjują stopniowo, a każdy kolejny etap zachodzi w mniejszym stopniu ($K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$).
- Stopień dysocjacji: $\alpha = c_{zdys} : c_0$. Zależy od stężenia i temperatury. Stała dysocjacji K zależy tylko od temperatury.
- Prawo rozcieńczeń Ostwalda: $K = \alpha^2 c_0 : (1 - \alpha)$. Orientacyjna reguła tego zbioru (CKE nie wymaga sprawdzania takiego warunku): gdy $c_0 : K \geq 400$ ($\alpha < 5\%$), można przyjąć $K \approx \alpha^2 c_0$, czyli $[H^+] \approx \sqrt{(K_a c_0)}$. Przy mniejszym stosunku $c_0 : K$ wzorcowo rozwiązuje się równanie kwadratowe $x^2 + Kx - Kc_0 = 0$.
- Im większa K_a (mniejsze pK_a), tym mocniejszy kwas; przy jednakowym stężeniu jego roztwór ma niższe pH.

Podgląd • Pierwsza Ławka

pH i iloczyn jonowy wody

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

Wskaźnik	Zakres pH zmiany barwy	Barwa w środowisku kwasowym → zasadowym
oranż metylowy	3,1–4,4	czerwona → żółta (pomarańczowa w zakresie przejściowym)
błękit bromotymolowy	6,0–7,6	żółta → niebieska
fenoloftaleina	8,0–10,0	bezbarwna → malinowa

Po zmieszaniu roztworów zawsze liczy się **liczby moli**, a stężenia – w **łącznej objętości** mieszaniny. Miareczkowanie: w punkcie równoważnikowym $n(H^+) = n(OH^-)$; wskaźnik nadaje się, jeżeli zakres zmiany jego barwy leży w obrębie skoku pH na krzywej miareczkowania.

Teoria Brønsteda i hydroliza soli

- Kwas Brønsteda – donor protonu, zasada – akceptor protonu. Kwas po oddaniu protonu staje się sprzężoną z nim zasadą. Drobiny amfiprotyczne (H_2O, HCO_3^-, HS^-) mogą być kwasem lub zasadą.
- Dla sprzężonej pary: $K_a \cdot K_b = K_w$. Im słabszy kwas, tym mocniejsza sprzężona z nim zasada.
- Anion słabego kwasu jest zasadą Brønsteda: $A^- + H_2O \rightleftarrows HA + OH^-$; np. $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$, dla którego $K_b = K_w : K_{a2}(H_2CO_3)$.
- Kation słabej zasady oraz uwodniony kation metalu o dużym ładunku i małym promieniu są kwasami Brønsteda (odczyn kwasowy).
- Sól mocnego kwasu i mocnej zasady (np. NaCl, K_2SO_4) – odczyn obojętny. Wodorosole: o odczynie decyduje przewaga oddawania lub przyjmowania protonu przez anion.

Zobojętnianie, strącanie, iloczyn rozpuszczalności

- Równania w formie jonowej: mocne elektrolity rozpuszczalne zapisuje się jako jony; słabe elektrolity, osady, gazy i wodę – w postaci cząsteczek (wzorów). Forma skrócona pomija jony niebiorące udziału w reakcji. Bilans: atomy i ładunek.
- Zobojętnianie mocnego kwasu mocną zasadą: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$. Odczyn po reakcji w ilościach stechiometrycznych zależy od soli, a w niestechiometrycznych – od substancji w nadmiarze.
- Iloczyn rozpuszczalności soli A_xB_y: $K_s = [A]^x[B]^y$ (roztwór nasycony). Osad wytrąca się, gdy iloczyn stężeń jonów $Q > K_s$; przy $Q \le K_s$ osad się nie wytrąca.
- Rozpuszczalność molowa s: dla soli typu AB $K_s = s^2$; dla AB_2 i A_2B $K_s = 4s^3$.

Podgląd • Pierwsza Ławka

Na maturze

Typowe formuły poleceń CKE z tego działu: „Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji…” (zapis cząsteczkowy = 0 pkt), „Oblicz pH… Wynik zaokrąglij do drugiego miejsca po przecinku”, „Uzupełnij tabelę – napisz, jaki odczyn…”, „Wybierz wskaźnik i uzasadnij wybór”, „Rozstrzygnij, czy wytrąci się osad – odpowiedź uzasadnij obliczeniami”. W zadaniach rachunkowych klucz wymaga poprawnej metody (np. uwzględnienia objętości po zmieszaniu i stechiometrii jonów), poprawnych obliczeń i wyniku z właściwą dokładnością. Dla słabych elektrolitów i hydrolizy pisze się ⇄; dla dysocjacji mocnych elektrolitów i strącania osadu – →. Obserwacje to zmiany widoczne (barwa – nazwana słownie przed i po, osad, gaz), nie nazwy produktów.

Typowe błędy

Tak traci się punkty	Tak jest dobrze	Dlaczego
$n(OH^-) = n(Ba(OH)_2)$	$n(OH^-) = 2n(Ba(OH)_2)$	jedna jednostka wzorowa wodorotlenku baru dostarcza dwóch jonów wodorotlenkowych – pominięcie tego to błąd metody
stężenie jonów w nadmiarze liczone w objętości jednego z roztworów	liczba moli nadmiaru dzielona przez łączną objętość po zmieszaniu	po zmieszaniu jony są rozproszone w całej objętości mieszaniny
iloczyn stężeń jonów liczony ze stężeń roztworów przed zmieszaniem	najpierw nowe stężenia jonów po zmieszaniu, potem Q i porównanie z K_s	zmieszanie dwóch roztworów rozcieńcza każdy z nich
pK jonu amonowego obliczone z K_b amoniaku użytej jako K_a; założenie, że cały kation przereagował z wodą	$K_a(NH_4^+) = K_w : K_b(NH_3)$; hydroliza jest reakcją odwracalną	kation amonowy to kwas sprzężony z amoniakiem, a jego reakcja z wodą zachodzi w małym stopniu
dla anionu CO_3^{2-} $K_b = K_w : K_{a1}$	$K_b = K_w : K_{a2}$	zasadą sprzężoną z HCO_3^- jest CO_3^{2-}, a dysocjację HCO_3^- opisuje druga stała
równanie strącania z jonami, które nie biorą udziału w reakcji, albo bez bilansu ładunku	tylko jony tworzące osad, np. $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$; suma ładunków po obu stronach równa	forma jonowa skrócona i bilans ładunku są warunkiem przyznania punktu

Podgląd • Pierwsza Ławka

A Zadania wprowadzające

Zadanie 1. (0–2)

Przygotowano cztery mieszaniny z wodą (każda po energicznym wymieszaniu):

1. olej rzepakowy z niewielkim dodatkiem lecytyny,
2. chlorek sodu (całkowicie rozpuszczony),
3. mielony węglan wapnia,
4. białko jaja kurzego (roztwór przezroczysty, w którym widoczny jest stożek światła latarki).

Lecytyna jest naturalnym składnikiem żółtka jaja i nasion soi.

Zadanie 1.1. (0–1)

Przyporządkuj każdej mieszaninie (1–4) jej rodzaj (A–D).

A. roztwór właściwy
B. koloid
C. zawiesina
D. emulsja

1.	olej rzepakowy z lecytyną i woda	.....
2.	węglan wapnia w wodzie	.....
3.	białko jaja kurzego w wodzie	.....
4.	chlorek sodu w wodzie	.....

Zadanie 1.2. (0–1)

Wyjaśnij, dlaczego mieszanina oleju z wodą z dodatkiem lecytyny rozwarstwia się znacznie wolniej niż mieszanina samego oleju z wodą. Odwołaj się do budowy cząsteczki lecytyny – określ, który jej fragment oddziałuje z wodą, a który z olejem.

.....

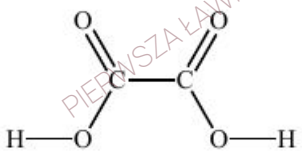
.....

.....

Podgląd • Pierwsza Ławka

Zadanie 2. (0–2)

Kwas etanodiowy (szczawiowy) występuje m.in. w liściach szczawiu i rabarbaru. Jest kwasem dwuprotonowym średniej mocy. Poniżej przedstawiono jego wzór strukturalny.



kwas etanodiowy

Zadanie 2.1. (0–1)

Napisz w formie jonowej równania dysocjacji stopniowej kwasu etanodiowego w wodzie. Zastosuj wzory sumaryczne.

I etap:

II etap:

Zadanie 2.2. (0–1)

Oceń prawdziwość zdań dotyczących dysocjacji kwasu etanodiowego w roztworze wodnym. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	Stopień dysocjacji w drugim etapie jest mniejszy niż w pierwszym.	**P**	**F**
2.	Po rozcieńczeniu roztworu wodą stopień dysocjacji w pierwszym etapie maleje.	**P**	**F**
3.	Wartość pierwszej stałej dysocjacji zależy od stężenia roztworu.	**P**	**F**

Podgląd • Pierwsza Ławka

Zadanie 5.2. (0–1)

Dokończ zdanie. Zaznacz właściwą odpowiedź spośród podanych.

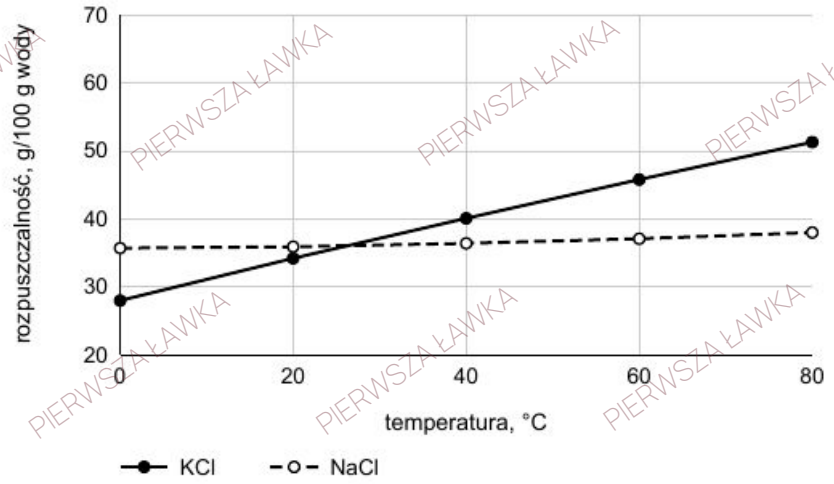
Do kolby miarowej o pojemności 250 cm^3 odmierzono 25,0 cm^3 roztworu kwasu azotowego(V) o pH = 2,0 i uzupełniono wodą do kreski. pH otrzymanego roztworu jest równe

A. 3,0.
B. 2,0.
C. 4,0.
D. 2,1.

B Zadania maturalne

Zadanie 6. (0–4)

Na wykresie przedstawiono rozpuszczalność chlorku potasu i chlorku sodu w wodzie w zależności od temperatury.



Na podstawie: tablice rozpuszczalności (dane zaokrąglone)

Zadanie 6.1. (0–1)

Oceń prawdziwość zdań. Wykorzystaj dane z wykresu. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	W temperaturze 40 °C rozpuszczalność chlorku potasu jest większa niż rozpuszczalność chlorku sodu.	**P**	**F**
2.	Nasycony w temperaturze 20 °C roztwór chlorku sodu ma stężenie mniejsze niż 30%.	**P**	**F**
3.	Po ochłodzeniu od 80 °C do 0 °C nasyconych roztworów obu soli, z których każdy zawiera 100 g wody, wykrystalizuje więcej chlorku sodu niż chlorku potasu.	**P**	**F**

Podgląd • Pierwsza Ławka

Zadanie 11.2. (0–2)

Oblicz objętość kwasu solnego, po dodaniu której pH roztworu w kolbie stożkowej było równe 12,00. Wynik podaj w cm^3 z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź: .....

Zadanie 11.3. (0–1)

Na podstawie wykresu wyjaśnij, dlaczego do wyznaczenia punktu końcowego tego miareczkowania można użyć zarówno fenoloftaleiny (zakres zmiany barwy pH 8,0–10,0), jak i oranżu metylowego (pH 3,1–4,4).

.....

.....

.....

Zadanie 12. (0–6)

W tabeli podano iloczyny rozpuszczalności czterech soli (25 °C).

Sól	$AgCl$	$BaSO_4$	CaF_2	PbI_2
K_s	$1{,}77 \cdot 10^{-10}$	$1{,}08 \cdot 10^{-10}$	$3{,}45 \cdot 10^{-11}$	$9{,}8 \cdot 10^{-9}$

Na podstawie: tablice CKE

Zadanie 12.1. (0–1)

Dokończ zdanie. Zaznacz właściwą odpowiedź spośród podanych.

Najmniejszą rozpuszczalność molową w wodzie (25 °C) ma

A. $BaSO_4$.

B. CaF_2.

C. $AgCl$.

D. PbI_2.

Podgląd • Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Matura 2027 z chemii (poziom rozszerzony) – zbiór zadań, rozdział 4: Roztwory i reakcje w roztworach wodnych (pH, hydroliza, strącanie)

Podgląd pokazał 9 z 28 stron. Pełna wersja: 28 stron A4, PDF do druku.

- Zadania (28 stron): repetytorium działu (Mieszaniny i ich rozdzielanie, Stężenia i rozpuszczalność, Dysocjacja, stała i stopień dysocjacji, pH i iloczyn jonowy wody, Teoria Brønste
- Rozwiązania (22 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-04-roztwory-i-ph