

KLIKNIJ W KOD QR PRZY NUMERZE ZADANIA,
ABY OBEJRZEĆ MATERIAŁ WIDEO



AKADEMIA
EKSPERYMENTÓW

VADEMECUM MATURZYSTY

CZYLI ZADANIA MATURALNE W PRAKTYCE

POD REDAKCJĄ

prof. dr hab. inż. Małgorzaty Iwony Szynkowskiej-Jóźwik

ZESPÓŁ AUTORSKI

dr inż. Rafał Anyszka
dr inż. Tomasz Bartosik
dr inż. Paulina Gątarek
dr inż. Aleksandra Grzelakowska
dr inż. Łukasz Janczewski
dr hab. inż. Monika Kopeć
dr inż. Magdalena Nowosielska
dr inż. Bożena Rokita
dr inż. Angelina Rosiak
dr inż. Elżbieta Szubiakiewicz

REALIZACJA MULTIMEDIALNA

dr inż. Michał Binczarski

OPRAWA GRAFICZNA

Paulina Stacewicz-Dmytryk

Łódź, 2026 r.

ISBN: 978-83-68780-07-9



SŁOWO WSTĘPNE

Drodzy Nauczyciele i Uczniowie,

Oddajemy w Państwa ręce publikację **„Vademecum maturzysty – czyli zadania maturalne w praktyce”**, przygotowaną z myślą o uczniach szkół ponadpodstawowych, którzy pragną nie tylko skutecznie przygotować się do egzaminu maturalnego z chemii, lecz także lepiej zrozumieć zjawiska, procesy i prawa rządzące światem chemii. Skrypt powstał w ramach projektu **„Akademia Eksperymentów”** – inicjatywy edukacyjnej, której celem jest połączenie wiedzy teoretycznej z doświadczeniem, obserwacją oraz praktycznym rozwiązywaniem zadań maturalnych. Chemia jest bowiem nauką eksperymentalną, a jej prawdziwe zrozumienie zaczyna się tam, gdzie wzory, równania reakcji i zależności teoretyczne znajdują potwierdzenie w wynikach doświadczeń w laboratorium.

„Vademecum maturzysty” obejmuje 50 starannie opracowanych zadań maturalnych, których zakres tematyczny i forma sprzyjają rozwijaniu umiejętności szczególnie istotnych podczas egzaminu maturalnego z chemii. Znajdują się wśród nich zadania wymagające wykonywania obliczeń, interpretacji danych, analizy przebiegu reakcji chemicznych, formułowania wniosków, przewidywania rezultatów doświadczeń oraz łączenia informacji pochodzących z różnych obszarów wiedzy. Unikatową wartością tej publikacji jest **bezpośrednie powiązanie zadań z doświadczeniami chemicznymi zarejestrowanymi w formie pokazowych materiałów wideo**. Dzięki temu uczniowie mogą nie tylko zapoznać się z opisem eksperymentu, lecz także zobaczyć jego rzeczywisty przebieg, prześledzić kolejne etapy wykonywania doświadczenia, zaobserwować zachodzące zmiany i skonfrontować własne obserwacje z pytaniami w arkuszach maturalnych. Materiały filmowe tworzą tym samym pomost między praktyką laboratoryjną a zadaniami egzaminacyjnymi. Współczesny egzamin maturalny z chemii wymaga bowiem znacznie więcej niż odtworzenia zapamiętanych informacji. Sprawdza umiejętność analizowania, dostrzegania zależności, interpretowania wyników doświadczeń, stawiania hipotez, uzasadniania odpowiedzi oraz formułowania poprawnych wniosków. Wiedza staje się zatem narzędziem służącym rozwiązywaniu problemów i wyjaśnianiu zjawisk, a nie celem samym w sobie.

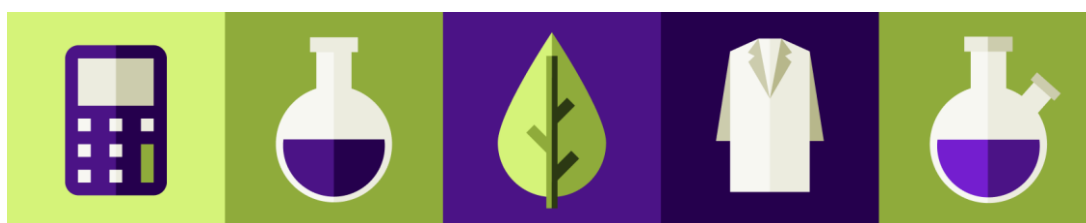


Publikacja została przygotowana zarówno z myślą o uczniach **samodzielnie przygotowujących się do egzaminu maturalnego**, jak i o **nauczycielach chemii poszukujących praktycznych materiałów** wspierających proces dydaktyczny. Może być z powodzeniem wykorzystywana podczas lekcji, zajęć dodatkowych, powtórek przed maturą, pracy w kołach zainteresowań oraz w indywidualnym doskonaleniu umiejętności chemicznych. Przyjęta koncepcja, oparta na połączeniu zadania maturalnego, doświadczenia chemicznego oraz analizy problemu, stwarza warunki do aktywnego i świadomego uczenia się. Uczeń nie jest jedynie odbiorcą gotowych informacji, lecz staje się uczestnikiem procesu poznawczego: obserwuje, analizuje, interpretuje wyniki, przewiduje przebieg zjawisk oraz formułuje uzasadnione wnioski. Naszym celem było przygotowanie zadań, które możliwie wiernie odzwierciedlają charakter problemów pojawiających się na egzaminie maturalnym z chemii. Jednocześnie chcieliśmy pokazać, że za każdym równaniem reakcji, wykresem, tabelą wyników czy opisem doświadczenia stoi rzeczywisty proces chemiczny, podlegający określonym prawom i zależnościom.

Wierzymy, że takie podejście pozwala spojrzeć na przygotowanie do matury w szerszej perspektywie. Przestaje ono być jedynie powtarzaniem kolejnych zagadnień i utrwalaniem faktów, a staje się procesem odkrywania zależności, rozwijania umiejętności analitycznego i krytycznego myślenia oraz budowania spójnego i pogłębionego rozumienia chemii jako nauki opisującej otaczający nas świat.

Powstanie niniejszego skryptu było możliwe dzięki wsparciu finansowemu Ministra Edukacji w ramach programu „Kompas Młodego Obywatela”. Dziękujemy za wspieranie inicjatyw edukacyjnych rozwijających zainteresowanie naukami ścisłymi oraz promujących nauczanie chemii poprzez doświadczenie i eksperyment.

prof. dr hab. inż. Małgorzata Iwona Szynkowska-Jóźwik



CHEMIA OGÓLNA I NIEORGANICZNA



2

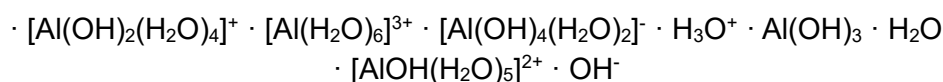


Wskaźnik Yamada to uniwersalny wskaźnik pH, który zmienia kolor w zależności od kwasowości lub zasadowości roztworu. Jest on mieszaniną kilku barwników organicznych rozpuszczonych w alkoholu, w którego skład wchodzi: błękit tymolowy (8,0–9,6), czerwień metylowa (4,4–6,2), błękit bromotymolowy (6,0–7,6) oraz fenoloftaleina (8,2–10,0). Dzięki połączeniu tych substancji odczynnik Yamada działa, jako wskaźnik w szerokim zakresie pH. Zmieniająca się barwa tego wskaźnika układa się w pełne spektrum tęczy (od czerwieni do fioletu), a klasyczna skala zmiana barwy w zależności od konkretnej wartości pH prezentuje się następująco:

pH = 4	Kwasowy	 Czerwona
pH = 5	Kwasowy	 Pomarańczowa
pH = 6	Słabo kwasowy	 Żółta
pH = 7	Obojętny	 Zielona
pH = 8	Słabo zasadowy	 Niebieska
pH = 9	Zasadowy	 Indygowa (ciemnoniebieska)
pH = 10	Silnie zasadowy	 Fioletowa

Zadanie 2.1. (0-2)

Wybierając z poniższej grupy drobin chemicznych właściwe jony i cząsteczki zapisz w formie jonowej skróconej, zaobserwowaną podczas doświadczenia, reakcję a) strącania osadu oraz b) reakcję rozтворzenia osadu podczas dodawania, kolejnych porcji czynnika strącającego.



a)

b)

Zadanie 2.2. (0-1)

Wyjaśnij, dlaczego początkowy roztwór w zlewce ustawionej na mieszadle magnetycznym przyjął czerwone zabarwienie po dodaniu kilkunastu kropeł wskaźnika uniwersalnego Yamada. Zapisz w formie jonowej skróconej odpowiednie równanie reakcji, używając wzorów drobin z zadania 2.1.

WYJAŚNIENIE:

Zadanie 2.3. (0-1)

Wyjaśnij, dlaczego zwiększenie stężenia jonów OH^- powoduje roztworzenie osadu podczas dalszej części eksperymentu. W odpowiedzi odwołaj się do charakteru kwasowo-zasadowego glinu oraz jego związków z tlenem i wodorem.

WYJAŚNIENIE:

Zadanie 2.4. (0-2)

Wiedząc, że K_s dla wytrącającego się osadu wynosi 2×10^{-33} , oblicz wartość pH przy jakim następuje strącanie się osadu zaobserwowane podczas przeprowadzonego doświadczenia. Wynik obliczeń podaj z dokładnością do 3 cyfr znaczących.

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:



Zadanie 2.5. (0-1)

Oceń, czy obliczona wartość pH odpowiada zaobserwowanej wartości pH, jaką przyjmuje wskaźnik Yamada, kiedy dochodzi do strącenia osadu podczas doświadczenia.

Procedura analityczna:

Wielkość	Masa [g]
Masa pustego naczynka wagowego	29,6466
Masa naczynka wagowego z hydratami przed ogrzewaniem	32,0874
Masa naczynka wagowego z próbką po ostatnim ogrzewaniu	31,2076

Oblicz procentową zawartość wody krystalizacyjnej w badanym hydracie. Wynik podaj w procentach masowych w zaokrągleniu do jednego miejsca po przecinku.



Zadanie 3.2. (0-1)

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F, jeśli jest fałszywe.

Nr	Treść zdania	P/F
1.	Ubytek masy próbki w opisanym doświadczeniu jest równy masie wody krystalizacyjnej zawartej w odważce hydratu.	
2.	Gdyby po suszeniu próbka pochłonęła wilgoć z powietrza, obliczona na podstawie ubytku masy procentowa zawartość wody krystalizacyjnej byłaby zawyżona.	

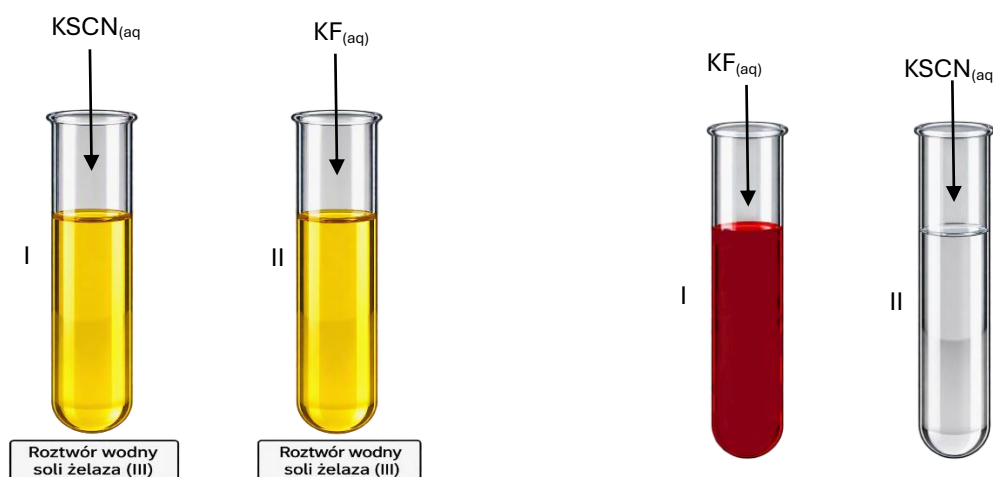
4



Przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie, zgodnie ze schematem:

1. Etap:

2. Etap:



W pierwszym etapie do wodnego roztworu azotanu(V) żelaza(III) dodano: do probówki I – wodnego roztworu KSCN a do II – KF. W pierwszej probówce zaobserwowano zmianę barwy roztworu z żółtego na krwistoczerwony, a w drugiej – roztwór odbarwił się. W drugim etapie do krwistoczerwonego roztworu (probówka I) dodano roztwór fluorku potasu i zaobserwowano odbarwienie roztworu. Natomiast do bezbarwnego roztworu (probówka II) wkroplono roztwór tiocyjanianu potasu i nie zaobserwowano żadnych zmian.

Zadanie 4.1. (0-2)

Wiedząc, że kation żelaza(III) w roztworze wodnym występuje w postaci kationu heksaakwazelaza(III) napisz w formie jonowej skróconej, równania reakcji powstawania jonów kompleksowych zachodzący w obu probówkach podczas pierwszego etapu doświadczenia. Liczba koordynacyjna dla kationu żelaza(III) w jonach kompleksowych wynosi 6.

Probówka 1:

Probówka 2:



Zadanie 4.2. (0-1)

Na podstawie drugiego etapu doświadczenia napisz nazwę najbardziej trwałego jonu kompleksowego żelaza(III):

.....

.....

Zadanie 4.3. (0-1)

Uzereguj jony kompleksowe żelaza(III), biorące udział w doświadczeniu od najbardziej trwałego do najmniej trwałego jonu.

.....

.....

$$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{Y}^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeY}^- + 2 \text{H}_3\text{O}^+$$

Zadanie 5.1. (0-2)

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:



Zadanie 5.2. (0-2)

Narysuj wzór półstrukturalny kwasu salicylowego oraz podaj liczbę wiązań δ (sigma) i π (pi) w tym kwasie.

WZÓR PÓŁSTRUKTURALNY:

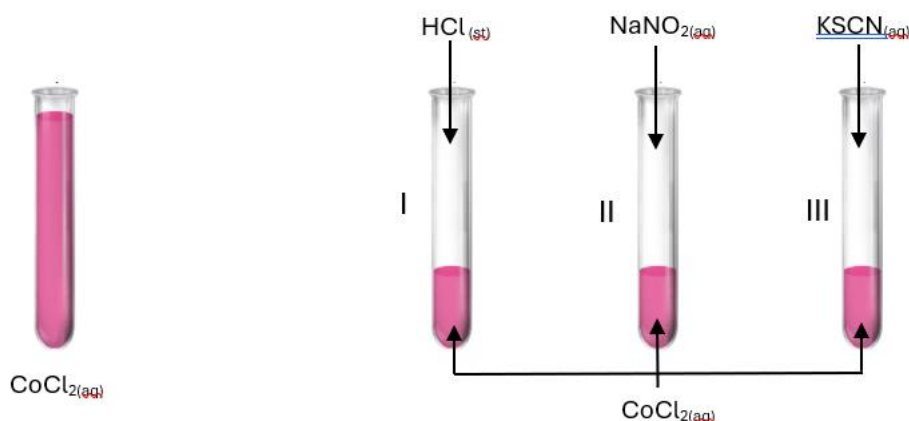
Liczba wiązań δ :

Liczba wiązań π :

6



Przeprowadzono doświadczenie, w którym do probówek z roztworem wodnym chlorku kobaltu(II) wprowadzono: do pierwszej – stężony roztwór kwasu solnego, do drugiej – wodny roztwór azotanu(III) sodu, do trzeciej – wodny roztwór tiocyjanianu potasu.



W roztworze wodnym kationy kobaltu(II) występują w postaci kationu heksaakwakobaltu(II) – $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

Podczas przeprowadzonego eksperymentu zaobserwowano następujące zmiany: W probówce I po dodaniu stężonego roztworu kwasu chlorowodorowego (solnego) roztwór zmienił barwę z różowej na niebieską. W probówce II po dodaniu NaNO_2 roztwór zmienił barwę z różowej na pomarańczową, a w III probówce – na fioletową.

Zadanie 6.1. (0-2)

Zapisz jonowe skrócone równania reakcji zachodzących w probówkach I i III. Uwzględnij udział jonów kompleksowych kobaltu(II), wiedząc, że liczba koordynacyjna jonów kompleksowych kobaltu(II) jest równa 4.

Probówka 1:

Probówka 3:



Zadanie 6.2. (0-1)

Napisz skróconą konfigurację elektronową jonu Co^{2+} .

.....

Zadanie 6.3. (0-1)

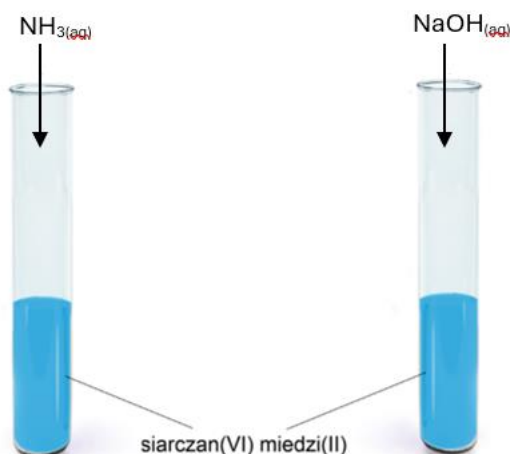
W probówce II w wyniku działania jonów azotanowy(III) na kationy kobaltu(II) następuje ich utlenienie do kationów kobaltu(III), które tworzą z anionami azotanowymi(III) pomarańczowy jon kompleksowy o wzorze: $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$. Uzupełnij współczynniki stechiometryczne zachodzącej reakcji chemicznej



7



Przeprowadzono doświadczenie, w którym do dwóch probówek z roztworem wodnym siarczanu (VI) miedzi (II) wprowadzono: do pierwszej – wodę amoniakalną, a do drugiej – wodny roztwór wodorotlenku sodu.



W pierwszym etapie w probówce pierwszej wytrącił się drobnokrystaliczny jasnoniebieski osad, a w drugiej – galaretowaty niebieski osad. Różnice w formie osadu świadczą o tym, że powstają różne produkty, mimo że do obu probówek dodawane są roztwory zasad. Podczas dodawania wodnego roztworu amoniaku powstaje nierozpuszczalna w wodzie hydroksosól. W drugim etapie po dodaniu nadmiaru odczynników obydwie osady uległy rozpuszczeniu i powstały klarowne roztwory – w pierwszej o barwie szafirowej a w drugiej o barwie granatowej.

Zadanie 7.1. (0-1)

Napisz pełną konfigurację elektronową kationu miedzi(II).

.....

Zadanie 7.2. (0-2)

Zapisz w formie cząsteczkowej równania reakcji strąceniowych zachodzących w obu probówkach.

Probówka 1:

Probówka 2:



Zadanie 7.3. (0-2)

Zapisz jonowe skrócone równania reakcji rozpuszczania osadu w obu probówkach. Uwzględnij udział jonów kompleksowych miedzi(II), wiedząc, że liczba koordynacyjna tych jonów jest równa 4.

Probówka 1:

Probówka 2:

8



W celu zbadania właściwości fizykochemicznych oraz rozpuszczalności fluorowców (Cl_2 , Br_2 , I_2) w rozpuszczalnikach o różnej polarności, przeprowadzono doświadczenia: **8.1 - badające rozpuszczalność fluorowców** oraz **8.2 - badające ich aktywność chemiczną**.

DOŚWIADCZENIE 8.1 – BADANIE ROZPUSZCZALNOŚCI FLUOROWCÓW

Zestaw probówek nr 1

	PROBÓWKA 1	PROBÓWKA 2	PROBÓWKA 3	PROBÓWKA 4	PROBÓWKA 5
substancja/mieszanina	CHCl_3	$\text{CHCl}_3/\text{H}_2\text{O}$	C_6H_{14}	$\text{C}_6\text{H}_{14}/\text{H}_2\text{O}$	H_2O
+	$\text{I}_{2(\text{s})}$	$\text{I}_{2(\text{s})}$	$\text{I}_{2(\text{s})}$	$\text{I}_{2(\text{s})}$	$\text{I}_{2(\text{s})}$
OBSERWACJE:					

Zestaw probówek nr 2

	PROBÓWKA 1	PROBÓWKA 2	PROBÓWKA 3	PROBÓWKA 4	PROBÓWKA 5
substancja/mieszanina	CHCl_3	$\text{CHCl}_3/\text{H}_2\text{O}$	C_6H_{14}	$\text{C}_6\text{H}_{14}/\text{H}_2\text{O}$	H_2O
+	$\text{Br}_{2(\text{c})}$	$\text{Br}_{2(\text{c})}$	$\text{Br}_{2(\text{c})}$	$\text{Br}_{2(\text{c})}$	$\text{Br}_{2(\text{c})}$
OBSERWACJE:					

Zestaw probówek nr 3

	PROBÓWKA 1	PROBÓWKA 2	PROBÓWKA 3	PROBÓWKA 4	PROBÓWKA 5
substancja/mieszanina	CHCl_3	$\text{CHCl}_3/\text{H}_2\text{O}$	C_6H_{14}	$\text{C}_6\text{H}_{14}/\text{H}_2\text{O}$	H_2O
+	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$
OBSERWACJE:					



DOŚWIADCZENIE 8.2 – BADANIE AKTYWNOŚĆ FLUOROWCÓW

Zestaw probówek nr 1

	PROBÓWKA 1	PROBÓWKA 2	PROBÓWKA 3
mieszanina	$\text{KI}/\text{C}_6\text{H}_{14}$	$\text{KBr}/\text{C}_6\text{H}_{14}$	$\text{KCl}/\text{C}_6\text{H}_{14}$
+	$\text{I}_{2(\text{s})}$	$\text{I}_{2(\text{s})}$	$\text{I}_{2(\text{s})}$
OBSERWACJE:			

Zestaw probówek nr 2

	PROBÓWKA 1	PROBÓWKA 2	PROBÓWKA 3
mieszanina	$\text{KBr}/\text{C}_6\text{H}_{14}$	$\text{KCl}/\text{C}_6\text{H}_{14}$	$\text{KI}/\text{C}_6\text{H}_{14}$
+	$\text{Br}_{2(\text{aq})}$	$\text{Br}_{2(\text{aq})}$	$\text{Br}_{2(\text{aq})}$
OBSERWACJE:			

Zestaw probówek nr 3

	PROBÓWKA 1	PROBÓWKA 2	PROBÓWKA 3
mieszanina	$\text{KCl}/\text{C}_6\text{H}_{14}$	$\text{KBr}/\text{C}_6\text{H}_{14}$	$\text{KI}/\text{C}_6\text{H}_{14}$
+	$\text{Cl}_{2(\text{aq})}$	$\text{Cl}_{2(\text{aq})}$	$\text{Cl}_{2(\text{aq})}$
OBSERWACJE:			

Zadanie 8.1. (0-3)

Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania reakcji redukcji i utleniania oraz sumaryczne równanie reakcji w formie cząsteczkowej, zachodzącej w kolbie stożkowej z rozdzielaczem, w celu wytworzenia fluorowca wprowadzonego następnie do probówek zestawu 3 podczas doświadczenia 8.1.

Równanie reakcji redukcji:

.....

Równanie reakcji utleniania:

.....

Sumaryczne równanie reakcji:

.....

Zadanie 8.2. (0-2)

W probówkach **2** oraz **4**, z każdego zestawu doświadczenia **8.1**, zaobserwowano wyraźny podział na warstwy różniące się zabarwieniem po dodaniu odpowiedniej porcji każdego z fluorowców. **Uzupełnij poniższy opis, wybierając i podkreślając właściwe określenie w każdym nawiasie, tak aby zdania poprawnie opisywały stan końcowy zaobserwowany w probówkach 2 i 4 zestawu nr 1 (ze stałym jodem).**

W probówce **2** ciemnoróżowe zabarwienie przyjęła warstwa dolna (**wodna / organiczna**), natomiast warstwa górna (**organiczna / wodna**), pozostała bezbarwna. Sytuacja wyglądała inaczej w probówce **4**, gdzie różowa barwa była widoczna w warstwie górnej (**wodnej / organicznej**), a dolna (**organiczna / wodna**) pozostała bezbarwna. Wynika to bezpośrednio z faktu, że gęstość wody dejonizowanej jest (**większa / mniejsza**) od gęstości **chloroformu** oraz (**mniejsza / większa**) od gęstości **heksanu**.

Zadanie 8.3. (0-1)

Rozpuszczalność chemiczna gazowego **chloru** w wodzie dejonizowanej (probówka 5 z zestawu nr 3) różni się od rozpuszczalności fizycznej np. **bromu** w wodzie dejonizowanej (probówka nr 5 z zestawu nr 2). Gazowy **chlor** częściowo reaguje z cząsteczkami wody w **reakcji dysproporcjonowania**, tworząc **wodę chlorową** ($\text{Cl}_{2(\text{aq})}$). Ciekły **brom** nie reaguje nawet częściowo z rozpuszczalnikiem, lecz ulega wyłącznie solwatacji (hydratacji) na skutek oddziaływań Debye'a, typu dipol trwały (H_2O) – dipol indukowany (Br_2).

Napisz jonowe, skrócone równanie reakcji gazowego chloru z wodą, wiedząc, że jednym z produktów reakcji jest najsłabszy z kwasów tlenowych chloru.

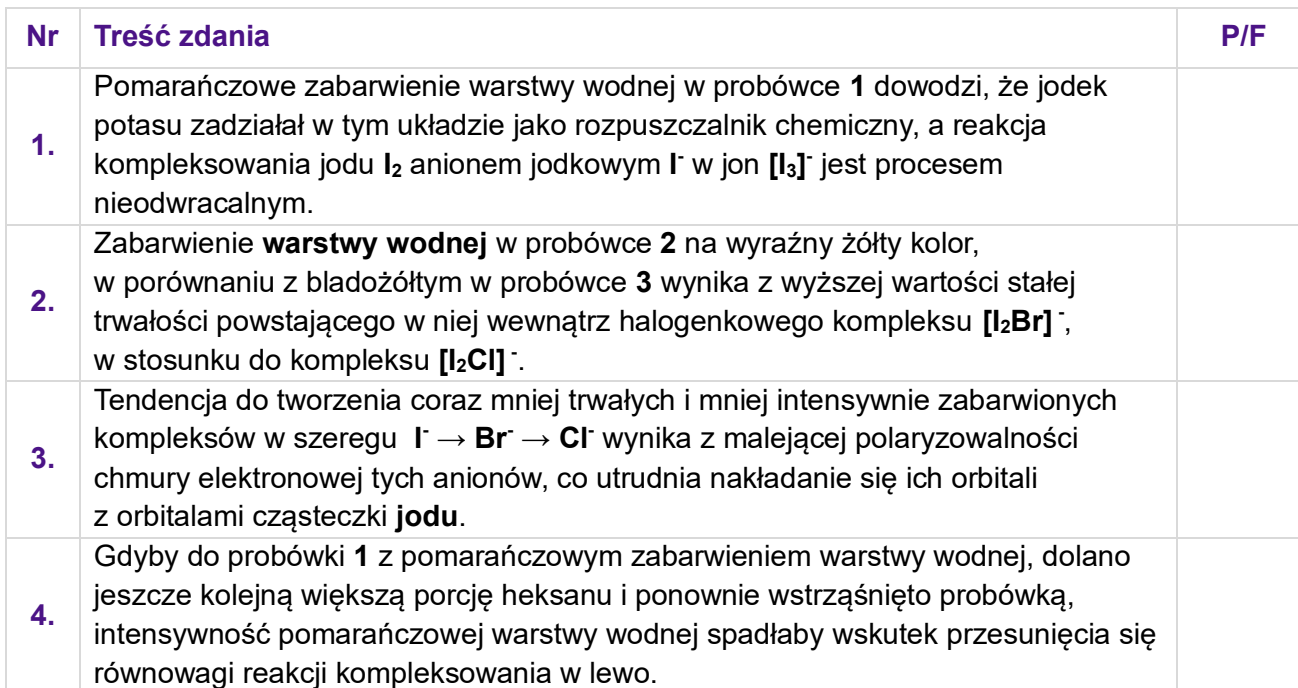
Równanie reakcji w formie jonowej skróconej:

.....

Zadanie 8.4. (0-2)

Do **zestawu nr 1** doświadczenia **8.2**, wprowadzono do probówek zawierających **heksan** oraz wodne roztwory soli: **KI** (probówka **1**), **KBr** (probówka **2**) i **KCl** (probówka **3**) po kawału stałego, krystalicznego jodu (I_2). Wstrząśnięcie probówek doprowadziło do ustalenia się stanów równowagi, a warstwy wodne przyjęły barwy od pomarańczowej (probówka **1**), przez żółtą (probówka **2**), do blado żółtej (probówka **3**).

Oceń prawdziwość poniższych zdań dotyczących natury chemicznej opisanych roztworów. Zaznacz P, jeżeli zdanie jest prawdziwe lub F, jeśli zdanie jest fałszywe.



Na podstawie całości przeprowadzonych i omówionych obserwacji (**zestawy probówek 1-3**, doświadczenia **8.2**) można uszeregować badane fluorowce według ich zdolności do przyjmowania elektronów (właściwości utleniających).

- < <
- Wzrost właściwości utleniających

- b) Sformułuj wniosek dotyczący zależności między aktywnością chemiczną (właściwościami utleniającymi) fluorowców, a ich położeniem (numerem okresu) w 17 grupie układu okresowego.

$$2\text{Cu}^{2+} + 4\text{I}^{-} \rightarrow 2\text{CuI}\downarrow + \text{I}_2$$

22

10



Ogniwo galwaniczne zbudowano z dwóch półogniw:

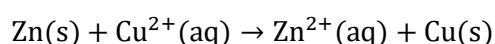
- elektroda cynkowa zanurzona w roztworze ZnSO_4 o stężeniu $0,5 \text{ mol/dm}^3$,
- elektroda miedziana zanurzona w roztworze CuSO_4 o stężeniu $0,5 \text{ mol/dm}^3$.

Oba półogniwa połączono kluczem elektrolitycznym. Temperatura pomiaru wynosi 25°C .

Dane:

- potencjał standardowy: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$
- potencjał standardowy: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

Równanie reakcji zachodzącej w ogniwie:



SEM tego ogniwa można obliczyć z równania Nernsta:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{2F} \ln \frac{m_{\text{Zn}^{2+}} (\gamma_{\pm})_{\text{Zn}^{2+}}}{m_{\text{Cu}^{2+}} (\gamma_{\pm})_{\text{Cu}^{2+}}}$$

w którym:

E° , czyli standardowa SEM ogniwa, jest równa różnicy potencjałów standardowych elektrod cynkowej i miedzianej

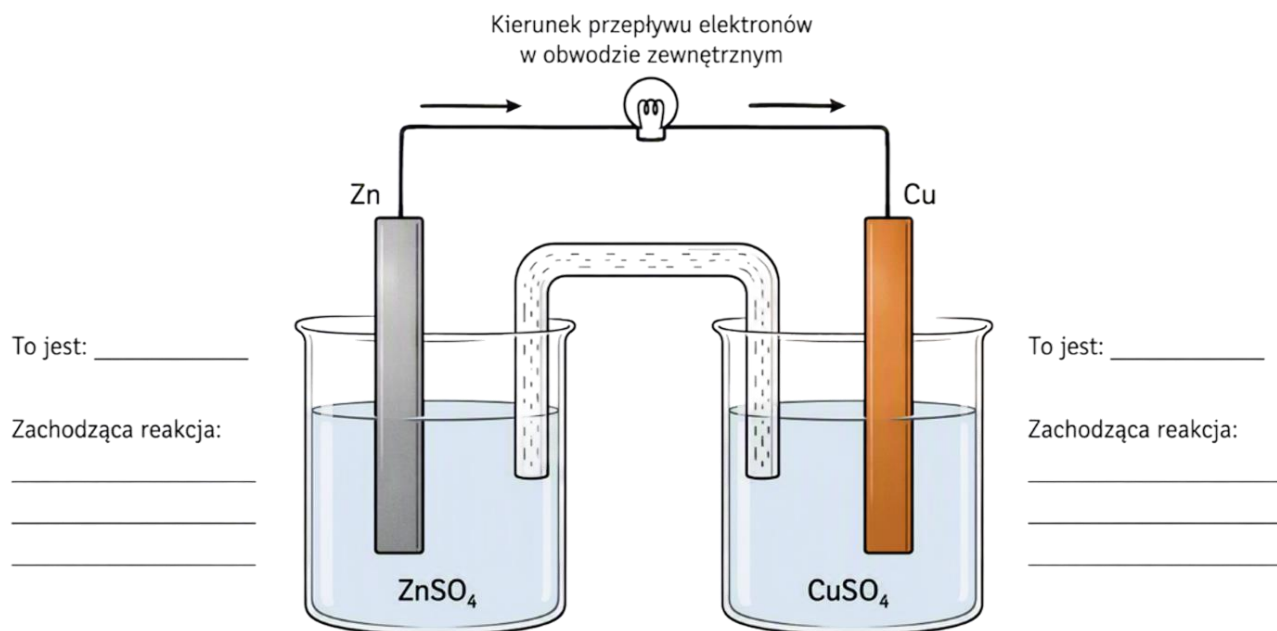
$m_{\text{Zn}^{2+}}$ oraz $m_{\text{Cu}^{2+}}$ oznaczają wyrażone w mol/kg molalności jonów cynkowych i miedziowych w roztworach,

$(\gamma_{\pm})_{\text{Zn}^{2+}}$ oraz $(\gamma_{\pm})_{\text{Cu}^{2+}}$ są średnimi jonowymi współczynnikami aktywności. W tabeli poniżej przedstawiono średnie jonowe współczynniki aktywności $\gamma_{\pm}$ roztworów elektrolitów w 25°C .

Molalność, $\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$	
0,5	
Elektrolit	Średnie jonowe współczynniki aktywności
CuSO_4	0,062
ZnSO_4	0,062

Zadanie 10.1. (0-3)

Uzupełnij schemat ogniwa. Określ, która elektroda jest anodą, a która katodą, gdzie zachodzi reakcja utlenienia a gdzie reakcja redukcji oraz zapisz reakcje półówkowe zachodzące na elektrodach.



Zadanie 10.2. (0-1)

Korzystając z równania Nernsta, oblicz SEM ogniwa w podanych warunkach. Załóż, że molalność jonów w roztworze jest równa ich stężeniu molowemu.

OBLICZENIA:

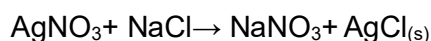
ODPOWIEDŹ:

11



Miareczkowanie potencjometryczne jest metodą analityczną polegającą na wyznaczaniu stężenia substancji poprzez pomiar zmian potencjału elektrody podczas stopniowego dodawania do roztworu analitu, roztworu mianowanego (titranta). Punkt równoważnikowy reakcji określa się na podstawie charakterystycznej zmiany potencjału bez konieczności stosowania wskaźników barwnych.

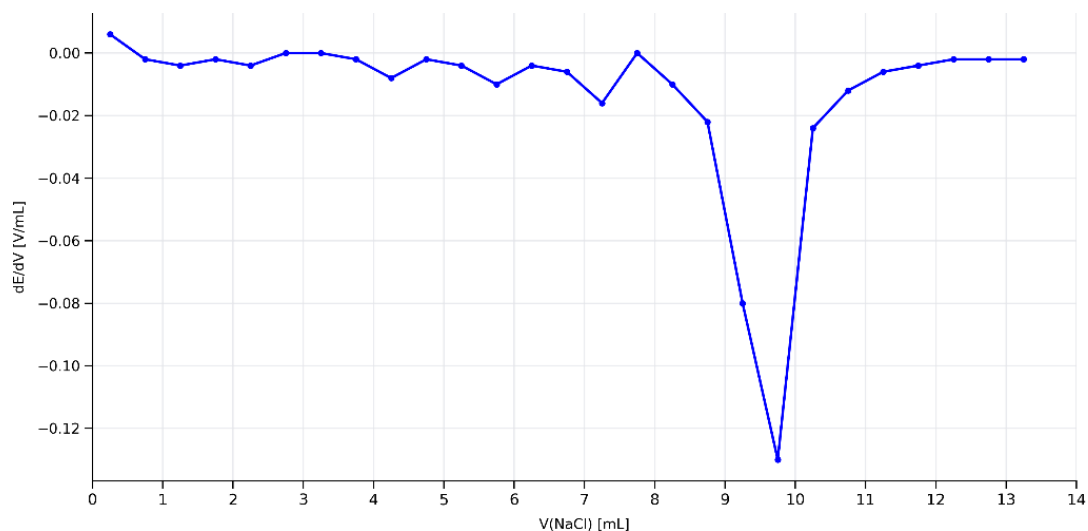
W celu oznaczenia zawartości azotanu(V) srebra w zlewce przeprowadzono miareczkowanie potencjometryczne roztworem chlorku sodu o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$. Do pomiaru wykorzystano ogniwo stężeniowe złożone z dwóch elektrod chlorosrebrowych. Jedna elektroda była zanurzona w nasyconym roztworze AgCl, a druga w miareczkowanym roztworze zawierającym jony Ag^+ o nieznanym stężeniu. Podczas miareczkowania do półogniwa zawierającego jony Ag^+ o nieznanym stężeniu (m_{Ag^+}) dodawano porcjami titrant, którym był roztwór NaCl o znanym stężeniu. W półogniwie zachodzi reakcja:



Wyniki doświadczenia przedstawiono w tabeli oraz na wykresie.

V (NaCl) [mL]	SEM [V]
0	0,170
0,5	0,173
1	0,172
1,5	0,170
2	0,169
2,5	0,167
3	0,167
3,5	0,167
4	0,166
4,5	0,162
5	0,161
5,5	0,159
6	0,154
6,5	0,152
7	0,149
7,5	0,141
8	0,141
8,5	0,136
9	0,125

9,5	0,085
10	0,020
10,5	0,008
11	0,002
11,5	-0,001
12	-0,003
12,5	-0,004
13	-0,005
13,5	-0,006



Zadanie 11.1. (0-1)

Wyjaśnij, dlaczego podczas dodawania roztworu NaCl wartość SEM ogniwa zmienia się.

WYJAŚNIENIE:

Zadanie 11.2. (0-3)

Podaj znak SEM ogniwa:

- przed osiągnięciem punktu równoważnikowego
- w punkcie równoważnikowym
- po przekroczeniu punktu równoważnikowego



Zadanie 11.3. (0-2)

Na podstawie wykresu $\Delta E / \Delta V_{\text{NaCl}} = f(V_{\text{NaCl}})$ odczytaj objętość roztworu NaCl odpowiadającą punktowi równoważnikowemu. Następnie oblicz masę AgNO_3 (w mg) w badanym roztworze.

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

Procedura analityczna:

Faza ruchoma	Droga A [cm]	Droga B [cm]
woda : etanol (3 : 7)	2,4	2,8
heksan : toluen (1 : 1)	1,6	2,4
dichlorometan : metanol (1 : 1)	3,2	5,6

Oblicz wartości R_f barwników A i B dla mieszaniny dichlorometanu i metanolu. Wyniki podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe albo F, jeśli jest fałszywe.

Nr	Treść zdania	P/F
1.	We wszystkich zastosowanych układach rozpuszczalników współczynnik R_f barwnika B był większy niż współczynnik R_f barwnika A.	
2.	W opisanym doświadczeniu zmiana składu fazy ruchomej nie wpłynęła na wartości współczynnika R_f rozdzielanych barwników.	

13



Alkacymetria jest chemiczną metodą analizy ilościowej opartej na reakcji kwasu z zasadą (reakcji zobojętniania). Polega na stopniowym dodawaniu z biurety roztworu (titranta) o dokładnie znanym stężeniu (mianie) do roztworu oznaczanej substancji, aż do osiągnięcia punktu końcowego, który sygnalizuje zmiana barwy wskaźnika. Wybór wskaźnika zależy od pH w punkcie równoważnikowym - momencie, w którym titrant przereagował stechiometrycznie z substancją oznaczaną. Najczęściej stosuje się oranż metylowy (zakres zmiany barwy pH 3,1 – 4,4), który w środowisku zasadowym jest żółty, a w silnie kwasowym czerwony oraz fenoloftaleinę (pH 8,0 – 10,0), która jest malinowa w środowisku zasadowym, a w kwasowym i obojętnym jest bezbarwna. Na podstawie objętości zużytego roztworu titranta oblicza się ilość substancji w próbce.

W celu wyznaczenia dokładnego stężenia roztworu kwasu solnego wykonano mianowanie alkacymetryczne, polegające na miareczkowaniu odważki bezwodnego węglanu sodu, roztworem HCl o stężeniu około 0,1 mol/dm³ wobec oranżu metylowego, jako wskaźnika.

Przeprowadzono trzykrotnie następującą procedurę analityczną:

- w kolbie stożkowej o pojemności 300 cm³ przygotowano odważkę bezwodnego węglanu sodu, następnie do kolby wiano około 100 cm³ wody dejonizowanej i dokładnie wymieszano do całkowitego rozpuszczenia soli;
- w kolejnym kroku dodano do kolby 2 – 3 krople roztworu oranżu metylowego, co spowodowało zabarwienie znajdującego się w nim roztworu na kolor żółty;
- w ostatnim etapie tak przygotowany roztwór, znajdujący się w kolbie, miareczkowano roztworem HCl o nieznanym mianie (stężeniu), aż do zmiany zabarwienia roztworu z koloru żółtego na kolor pomarańczowy (cebulkowy) i odczytano z biurety objętość zużytego roztworu kwasu.

Zadanie 13.1. (0-2)

Oblicz średnie stężenie molowe roztworu HCl (z dokładnością do 0,0001 mol/dm³) na podstawie wyników miareczkowania.

	MIARECZKOWANIE I	MIARECZKOWANIE II	MIARECZKOWANIE III
Masa odważki węglanu sodu [g]	0,1513	0,1468	0,1311
Objętość zużytego HCl [cm ³]	27,2	26,4	23,6



OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

Zadanie 13.2. (0-1)

Oblicz pH zmianowanego roztworu HCl z dokładnością do 0,01.

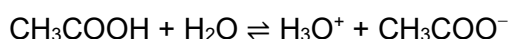
OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

14



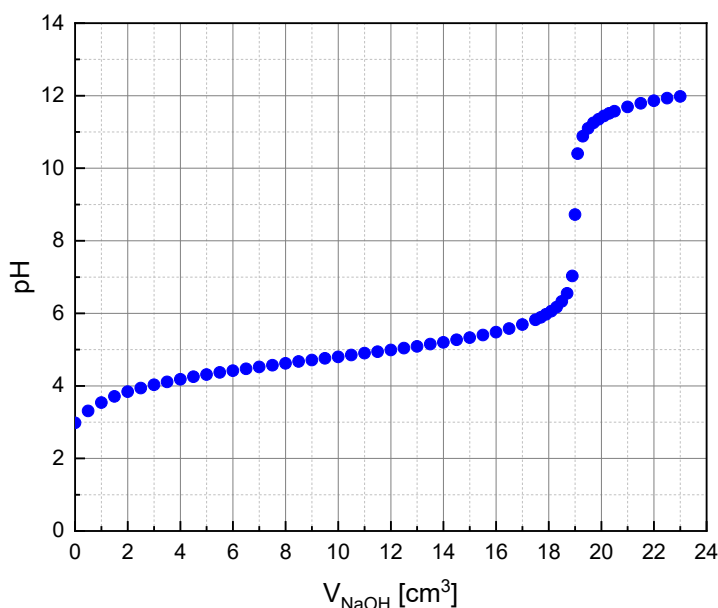
Kwas octowy jest słabym kwasem, który w roztworze wodnym ulega częściowej dysocjacji:



Stałą dysocjacji kwasu octowego opisuje zależność:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

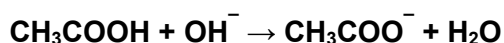
W celu wyznaczenia wartości stałej dysocjacji kwasu octowego przeprowadzono jego miareczkowanie pehametryczne. Do 40,0 cm³ roztworu kwasu octowego dodano 20 cm³ wody destylowanej, a następnie dodawano porcjami roztwór NaOH o stężeniu 0,200 mol·dm⁻³. Po dodaniu każdej porcji zasady mierzono pH roztworu. Na podstawie wyników pomiarów sporządzono wykres zależności: pH = f (V_{NaOH})



Zadanie 14.1. (0-3)

Na podstawie przedstawionej krzywej miareczkowania pehametrycznego odczytaj objętość roztworu NaOH odpowiadającą punktowi równoważnikowemu. Następnie oblicz początkowe stężenie kwasu octowego w badanym roztworze.

Reakcję zachodzącą podczas miareczkowania opisuje równanie:



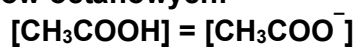


OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

Zadanie 14.2. (0-2)

W połowie miareczkowania, czyli po dodaniu połowy objętości roztworu NaOH odpowiadającej punktowi równoważnikowemu ($V_{\frac{1}{2}} = \frac{1}{2} V_{PR}(\text{NaOH})$), stężenie niezdysocjowanego kwasu octowego jest równe stężeniu jonów octanowych:



Korzystając z wyrażenia na stałą dysocjacji kwasu octowego, wykaż, że w tym punkcie $\text{pH} = \text{pK}_a$.

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

**Zadanie 14.3. (0-2)**

Z krzywej miareczkowania odczytaj wartość pH po dodaniu połowy objętości roztworu NaOH odpowiadającej punktowi równoważnikowemu. Korzystając z zależności wykazanej w zadaniu 14.2. i odczytanej z wykresu wartości pH oblicz stałą dysocjacji K_a kwasu octowego i porównaj obliczoną wartość K_a z wartością tablicową: $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:



- z kolby miarowej o pojemności 200 cm³ pobrano pipetą jednomiarową 20,0 cm³ przygotowanego roztworu wodorotlenku sodu i przeniesiono do kolby stożkowej o pojemności 300 cm³;
- w kolejnym kroku do kolby dodano około 50 cm³ wody dejonizowanej oraz 2 – 3 krople roztworu oranżu metylowego, co spowodowało zabarwienie znajdującego się w nim roztworu na kolor żółty;
- w ostatnim etapie tak przygotowany roztwór, znajdujący się w kolbie, miareczkowano mianowanym roztworem HCl o stężeniu 0,1000 mol/dm³, aż do zmiany zabarwienia roztworu z koloru żółtego na kolor pomarańczowy (cebulkowy) i odczytano z biurety objętość zużytego roztworu kwasu.

Uśredniona (z trzech pomiarów) objętość zużytego roztworu kwasu chlorowodorowego, odczytana z biurety, wynosiła 15,2 cm³.

Zadanie 15.1. (0-2)

Oblicz masę (w gramach) wodorotlenku sodu zawartą w kolbie miarowej z dokładnością do 0,1 mg.

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

Przeprowadzono trzykrotnie następującą procedurę analityczną:

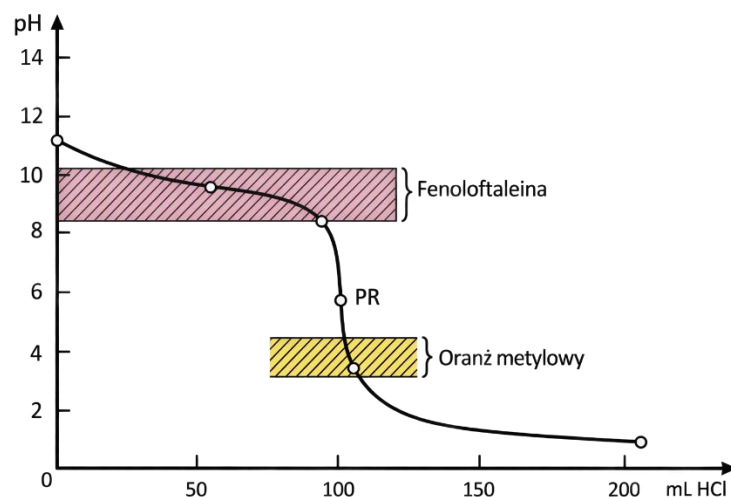
- Uśredniona (z trzech pomiarów) objętość zużytego roztworu kwasu chlorowodorowego, odczytana z biurety, wynosiła 14,6 cm³.

Oblicz masę (w gramach) amoniaku zawartą w kolbie miarowej z dokładnością do 0,1 mg.



Zadanie 16.2. (0-2)

Z krzywej miareczkowania roztworu amoniaku za pomocą roztworu kwasu solnego, zaprezentowanej na rysunku poniżej, odczytaj pH roztworu amoniaku w punkcie równoważnikowym oraz uzasadnij, dlaczego pH nie jest równe 7 pisząc odpowiednie równanie reakcji w formie jonowej skróconej.



pH w punkcie równoważnikowym wynosi:

.....

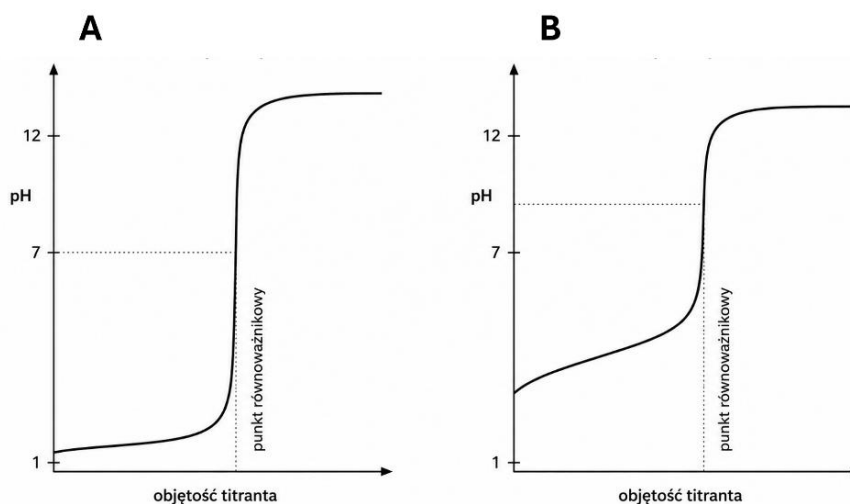
Równanie reakcji wyjaśniające powyższą wartość pH:

.....



Zadanie 17.2. (0-2)

Wybierz, która z przedstawionych krzywych A czy B, odpowiada miareczkowaniu mocnego kwasu mocną zasadą. Uzasadnij odpowiedź.



WYJAŚNIENIE:

Zadanie 17.3. (0-1)

Podczas miareczkowania słabego kwasu stwierdzono, że w pewnym momencie:

$$\text{pH} = \text{pK}_A$$

Podaj zależność pomiędzy stężeniem słabego kwasu a stężeniem jego sprzężonej zasady w tym momencie miareczkowania.

.....

Zadanie 17.4. (0-1)

Zapisz równanie reakcji zachodzącej podczas miareczkowania kwasu octowego roztworem NaOH w formie jonowej skróconej.

.....

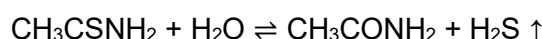
Oceń, czy podane niżej zdania dotyczące są prawdziwe (wstaw literę P), czy fałszywe (wstaw literę F)

Nr	Treść zdania	P/F
1.	Rozpuszczalność molową obu trudno rozpuszczalnych substancji z doświadczenia można obliczyć z tego samego wzoru: $S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{27}}$	
2.	Im większa porcja wprowadzonych jonów obcych, tym silniejszy jest efekt zmniejszenia rozpuszczalności związku.	
3.	Wodorotlenek wapnia jest lepiej rozpuszczalny od jodku ołowiu(II)	
4.	Osad wodorotlenku wapnia zaczyna się wytrącać przy $\text{pH} \geq 12,3$ (w temperaturze 25°C)	

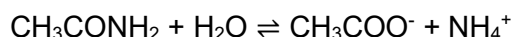
19



Siarczki, takich metali jak: siarczek ołowiu(II), kadmu czy cynku, są barwnymi, trudno rozpuszczalnymi solami słabego dwuprotonowego kwasu siarkowodorowego, dlatego możliwość ich wytrącenia zależy, nie tylko od ich iloczynu rozpuszczalności (K_s), ale również od pH roztworu, z którego są wytrącane. W celu otrzymania czynnika strącającego stosuje się zazwyczaj 0,5-molowy wodny roztwór tioacetamidu (w skrócie AKT), czyli amidu kwasu tiooctowego (CH_3CSNH_2), który po ogrzaniu (powyżej 80°C) ulega szybkiej hydrolizie z wytworzeniem acetamidu i siarkowodoru, w myśl poniższej reakcji:



A w dalszym etapie hydrolizy powstały amid kwasu octowego przekształca się w octan amonu:



Wytrącanie siarczków prowadzi się „in situ” (na miejscu), w czasie rzeczywistym, tuż obok przebiegającej hydrolizy AKT, kiedy to ogrzewany roztwór nasycza się wydzielającym się siarkowodorem (przyjmuje się, że stężenie nasyconego roztworu H_2S wynosi $0,1 \text{ mol/dm}^3$) i łączy się z roztworem odpowiedniej soli metalu, kiedy wyczuwalny zaczyna być zapach siarkowodoru. W obliczeniach przyjmuje się, że całkowite (ilościowe) wytrącenie trudno rozpuszczalnego siarczku danego metalu, następuje wtedy, gdy stężenie kationu metalu w roztworze nasyconym, pozostającym w równowadze ze swoim osadem, nie będzie większe niż 10^{-5} mol/dm^3 . W celu obliczenia pH, przy którym rozpoczyna się wtrącanie siarczku oraz pH, przy którym nastąpi jego całkowite wytrącenie stosuje się odpowiedni wzór dedykowany konkretnemu typowi siarczku. Dla siarczków typu MS, czyli np. PbS , CdS oraz ZnS przyjmuje postać:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{[\text{M}^{2+}]K_{a1}K_{a2}[\text{H}_2\text{S}]}{K_s}}$$

Chcąc obliczyć to pH roztworu przy którym zaczyna wytrącać się siarczek należy w miejsce $[\text{M}^{2+}]$ podstawić początkowe stężenie kationu metalu w roztworze. Z kolei w celu obliczenia pH, przy którym nastąpi jego całkowite wytrącenie, w miejsce $[\text{M}^{2+}]$ należy wstawić wartość 10^{-5} mol/dm^3 , czyli stężenie kationu w roztworze po jego całkowitym wytrąceniu. Stężenie $[\text{H}_2\text{S}]$ przyjmuje się za równe $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Zadanie 19.1. (0-3)

W czasie trwania pierwszej części eksperymentu, do przygotowania czynnika strącającego „in situ” użyto wodnego roztworu AKT, zakwaszonego 0,3-molowego roztworem kwasu chlorowodorowego oraz roztworów soli ołowiu(II), kadmu i cynku, o jednakowym stężeniu kationu metalu $[\text{M}^{2+}]$ wynoszącym $0,1 \text{ mol/dm}^3$.



Udowodnij wykonując odpowiednie obliczenia, z użyciem równania podanego w informacji wprowadzającej, że zaobserwowane w pierwszej części eksperymentu wytrącanie jedynie siarczków ołowiu (II) oraz kadmu wynika z odpowiednio dobranego środowiska reakcji hydrolizy tioacetamidu, a więc użycia roztworu kwasu solnego, o stężeniu $0,3 \text{ mol/dm}^3$ i $\text{pH} = 0,5$, które jest graniczną wartością pH , przy którym całkowicie wytrąciły się wspomniane siarczki, a nie nastąpiło wytrącenie siarczku cynku. Do obliczeń przyjmij następujące wartości iloczynów rozpuszczalności siarczków: (w temp. 25°C) $K_{\text{s}(\text{ZnS})} = 3,0 \cdot 10^{-27}$, $K_{\text{s}(\text{CdS})} = 9,9 \cdot 10^{-32}$ oraz $K_{\text{s}(\text{PbS})} = 3,4 \cdot 10^{-32}$.

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

Zadanie 19.2. (0-1)

Na podstawie obserwacji z przeprowadzonego doświadczenia określ kolejność wytrącania siarczków: cynku, ołowiu (II) i kadmu, wpisując w puste miejsca, wzór sumaryczny wybranego siarczku metalu.

1..... 2..... 3.....

Sformułuj zależność iloczynu rozpuszczalności (K_{s}) danego siarczku typu MS (PbS, CdS oraz ZnS) od pH roztworu, przy którym prowadzona była reakcja strącania.



ODPOWIEDŹ:

Zadanie 20.3. (0-4)

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Wpisz literę P jeśli zdanie jest prawdziwe lub literę F jeśli zdanie jest fałszywe.

Nr	Treść zdania	P/F
1.	Im większa rozpuszczalność soli, tym zwykle większe przewodnictwo jej roztworu nasyconego.	
2.	Przewodnictwo molowe jest ilorazem przewodnictwa właściwego i stężenia.	
3.	Elektrody konduktometryczne wykonuje się z platyny.	
4.	Iloczyn rozpuszczalności jest wielkością zależną od ilości użytej substancji.	



Zadanie 21.2. (0-1)

Wyjaśnij dlaczego miareczkowanie prowadzi się w środowisku zbliżonym do obojętnego.

22



W celu ustalenia składu otrzymanej próbki mieszaniny Na_3PO_4 i Na_2HPO_4 wykonano analizę alkacymetryczną. Polega ona na miareczkowaniu badanego roztworu mieszaniny mianowanym roztworem HCl o stężeniu $0,1000 \text{ mol/dm}^3$ wobec dwóch wskaźników: fenoloftaleiny oraz oranżu metylowego.

Procedura analityczna:

Z kolby miarowej o pojemności 200 cm^3 pobrano pipetą jednomiarową $20,0 \text{ cm}^3$ przygotowanego roztworu mieszaniny i przeniesiono do kolby stożkowej o pojemności 300 cm^3 . Następnie dodano około 50 cm^3 wody dejonizowanej i 2 – 3 krople roztworu fenoloftaleiny, co spowodowało zabarwienie roztworu na malinowo. Powstały roztwór miareczkowano mianowanym roztworem HCl o stężeniu $0,1000 \text{ mol/dm}^3$, aż do całkowitego odbarwienia. Odczytano z biurety objętość zużytego roztworu kwasu solnego (V_1). Do odbarwionego roztworu dodano 2 – 3 krople roztworu oranżu metylowego, co spowodowało zabarwienie roztworu na żółto, i kontynuowano miareczkowanie tym samym kwasem, aż do zmiany zabarwienia z żółtego na pomarańczowe (cebulkowe). Odczytano z biurety całkowitą objętość zużytego roztworu kwasu solnego, liczoną od początku miareczkowania (V_2). Powyższą procedurę wykonano trzykrotnie. Uśrednione objętości HCl , odczytane z biurety, wynosiły: $V_1 = 3,50 \text{ cm}^3$ oraz $V_2 = 13,60 \text{ cm}^3$.

Zadanie 22.1. (0-2)

Oblicz, w procentach masowych, skład mieszaniny soli fosforanowych z dokładnością do $0,1\%$.

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:



Zadanie 22.2. (0-2)

Oblicz masy obu soli fosforanowych (w gramach) w kolbie miarowej z dokładnością do 0,1 mg.

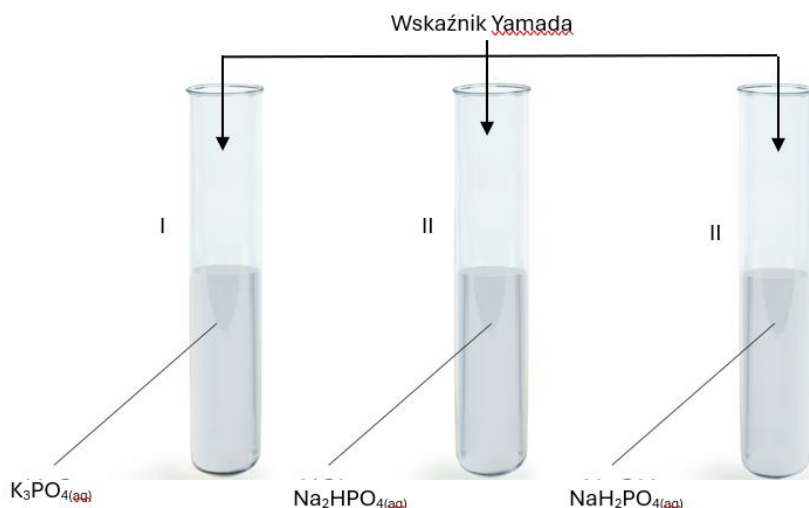
OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

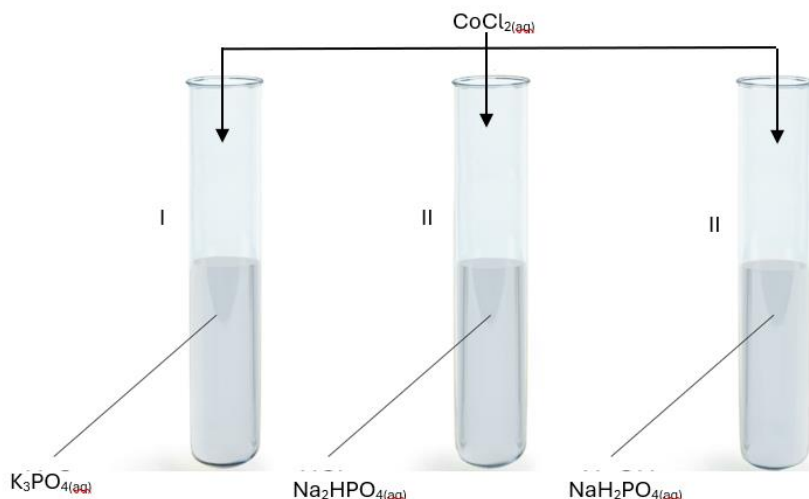
23



Przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie, w którym do roztworów wodnych soli fosforanowych(V) w pierwszym etapie dodano uniwersalnego wskaźnika Yamada (opisanego w zadaniu 2) w celu zbadania odczynu roztworów badanych soli



oraz w drugim etapie roztworu wodnego chlorku kobaltu(II) w celu wytrącenia trudno rozpuszczalnego fosforanu(V) kobaltu(II).



Etap 1. W roztworze fosforanu(V) potasu (próbówka I) wskaźnik zabarwił się na fioletowo, w roztworze wodorofosforanu(V) sodu (próbówka II) – na niebiesko, natomiast w roztworze diwodorofosforanu(V) sodu (próbówka III) – na pomarańczowo.

Etap 2. Po dodaniu chlorku kobaltu(II) do probówek osad wytrącił się jedynie w probówkach I i II.

1

ó

i

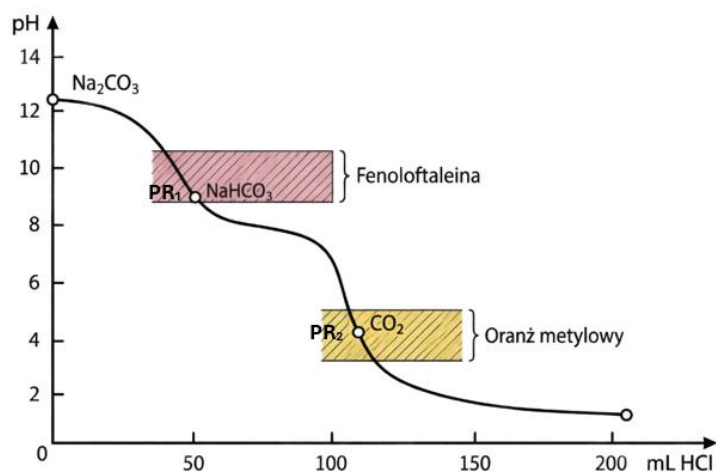


OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

Zadanie 24.2. (0-1)

Na podstawie przykładowej krzywej miareczkowania roztworu mieszaniny Na_2CO_3 i NaHCO_3 za pomocą roztworu kwasu solnego, zaprezentowanej na rysunku poniżej, napisz równania reakcji zachodzących w punktach równoważnikowych widocznych na krzywej miareczkowania.



PR 1:

PR 2:

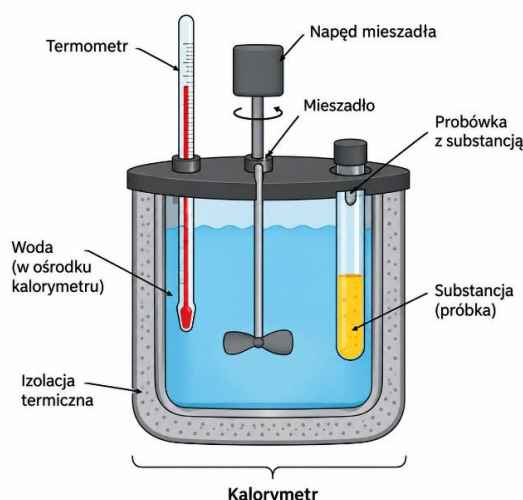


Reakcjom chemicznym oraz przemianom fizycznym towarzyszy wymiana energii między układem a otoczeniem. Efekt energetyczny procesu można określić na podstawie zmian temperatury obserwowanych podczas jego przebiegu. W zależności od kierunku przepływu energii wyróżnia się procesy egzoenergetyczne oraz endoenergetyczne.

Do badania efektów energetycznych procesów chemicznych wykorzystuje się kalorymetry, czyli urządzenia umożliwiające pomiar zmian temperatury układu. Na podstawie zarejestrowanych zmian temperatury można wyznaczyć ilość energii wymienionej podczas zachodzącego procesu.

Jednym z procesów, którym może towarzyszyć efekt energetyczny, jest rozpuszczanie substancji w wodzie. Analiza zmian temperatury podczas rozpuszczania pozwala określić charakter energetyczny procesu oraz wyznaczyć ilość energii wymienionej między układem a otoczeniem.

Schemat kalorymetru przedstawiono na rysunku poniżej:



Wykonano doświadczenie 1, w którym badano proces rozpuszczania kwasu siarkowego (VI) w wodzie. Następnie, zachowując te same warunki pomiarowe, wykonano doświadczenie 2 polegające na rozpuszczaniu tiosiarczanu sodu w wodzie. W obu przypadkach monitorowano zmiany temperatury układu za pomocą kalorymetru.

Zadanie 25.1. (0-2)

Określ, który z procesów był egzotermiczny, a który endotermiczny. Uzasadnij odpowiedź na podstawie zmian temperatury w kalorymetrze.

Zadanie 25.2. (0-3)

Uzupełnij poniższą tabelę.

Proces	Zmiana temperatury	Kierunek przepływu ciepła	Znak efektu cieplnego procesu
DOŚWIADCZENIE 1 Rozpuszczanie H_2SO_4			
DOŚWIADCZENIE 2 Rozpuszczanie $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$			


$$2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$$

Zadanie 26.1. (0-1)

WYJAŚNIENIE:

- Proces dimeryzacji (**bezbarnego / brunatnego**) tlenku azotu(IV), jest procesem (**egzoenergetycznym / endoenergetycznym**), a proces rozpadu (**bezbarnego / brunatnego**) dimeru tlenku azotu(IV) jest procesem (**egzoenergetycznym / endoenergetycznym**).
- Wraz ze wzrostem temperatury stała równowagi reakcji biegnącej zgodnie z równaniem: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ (**wzrasta / maleje / nie zmienia się**).
- Największe stężenie drobin będących rodnikami zawierała kolbka (**na początku / w trakcie / na końcu**) przeprowadzonego eksperymentu.

27

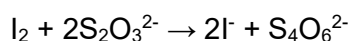


Szybkość reakcji chemicznej można określić na podstawie zmiany stężenia substratu lub produktu w jednostce czasu. Jednym z czynników wpływających na szybkość reakcji jest temperatura.

Przeprowadzono doświadczenie, w którym badano wpływ temperatury na szybkość reakcji jodowania acetonu. Reakcję prowadzono w dwóch mieszaninach o jednakowym składzie, ale w różnych temperaturach: 25°C i 40°C.

Postęp reakcji śledzono, oznaczając ilość jodu pozostającego w mieszaninie reakcyjnej. W określonych odstępach czasu pobierano z kolby miarowej próbki o objętości 25,0 cm³, zatrzymywano w nich reakcję, a następnie pozostały jod miareczkowano roztworem tiosiarczanu sodu o stężeniu 0,020 mol·dm⁻³.

Podczas miareczkowania zachodzi reakcja opisana równaniem:



Wyniki doświadczenia przedstawiono w tabeli:

TEMPERATURA 25°C		TEMPERATURA 40°C	
Czas reakcji [min]	Objętość roztworu Na ₂ S ₂ O ₃ [cm ³]	Czas reakcji [min]	Objętość roztworu Na ₂ S ₂ O ₃ [cm ³]
5	13,4	5	12,9
15	12,8	15	11,8
30	12,3	30	10,5
45	12,0	45	7,8
60	10,5	60	5,9

Zadanie 27.1. (0-2)

Na podstawie wyników doświadczenia określ, w której temperaturze reakcja jodowania acetonu zachodziła szybciej. Uzasadnij odpowiedź, odwołując się do danych przedstawionych w tabeli.



UZASADNIENIE:

Zadanie 27.2. (0-2)

Oblicz liczbę moli jodu znajdującego się w każdej z próbek pobranych w 30 minucie prowadzenia reakcji w temperaturze 25°C i 40°C. Na podstawie otrzymanych wyników porównaj szybkość reakcji jodowania acetonu w obu temperaturach.

OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

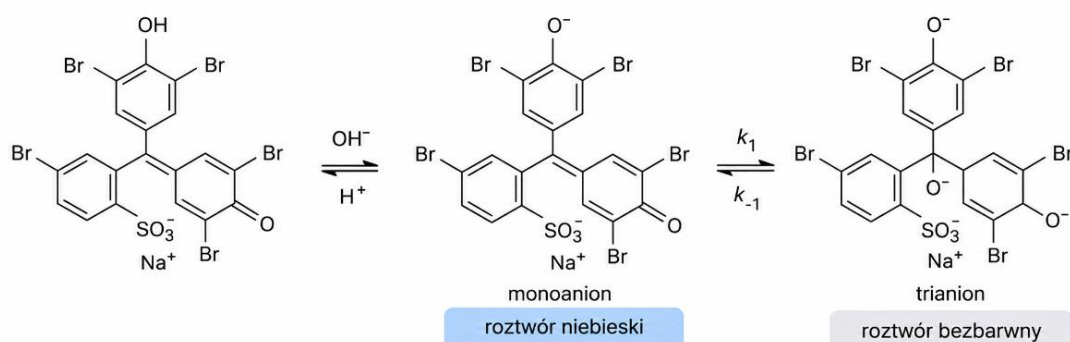
Zadanie 27.3. (0-2)

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Wpisz literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, albo literę F, jeżeli jest fałszywe.

Nr	Treść zdania	P/F
1.	Podwyższenie temperatury powoduje zmniejszenie energii aktywacji reakcji jodowania acetonu.	
2.	W wyższej temperaturze większa część cząsteczek ma energię wystarczającą do przekroczenia bariery energii aktywacji.	

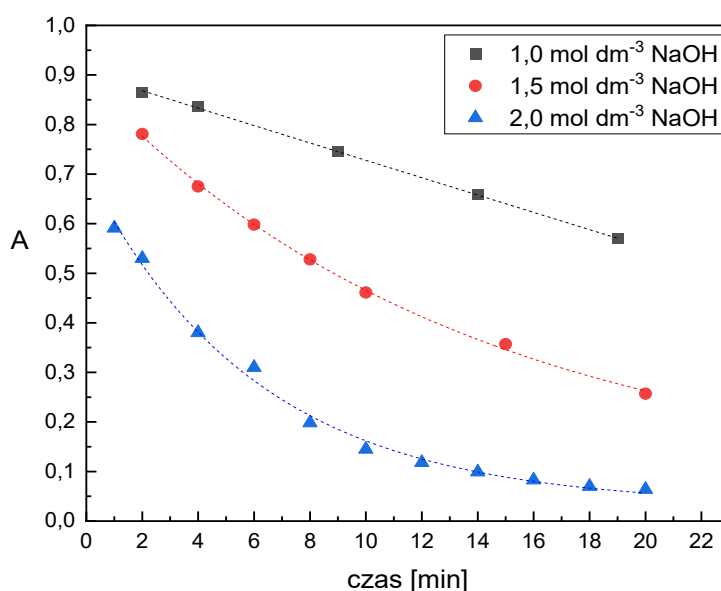


Błękit bromofenolowy może występować w roztworze w różnych formach jonowych. W środowisku silnie zasadowym zachodzi przemiana jego formy monoanionowej w formę trianionową. Forma monoanionowa ma barwę niebieską, natomiast forma trianionowa jest bezbarwna. Schemat przemiany przedstawiono poniżej.



Przygotowano trzy mieszaniny zawierające taką samą ilość błękitu bromofenolowego i roztwory NaOH o różnych stężeniach: $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $1,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ oraz $2,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Absorbancję każdej mieszaniny mierzono przy długości fali 592 nm w określonych odstępach czasu.

Wyniki pomiarów przedstawiono na wykresie.





OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

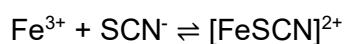
Zadanie 28.3. (0-1)

Wyjaśnij, dlaczego zwiększenie stężenia jonów OH^- powoduje wzrost szybkości badanej reakcji. W odpowiedzi odwołaj się do teorii zderzeń.

WYJAŚNIENIE:



W roztworze wodnym pomiędzy jonami żelaza(III) i jonami tiocyjanianowymi ustala się równowaga:

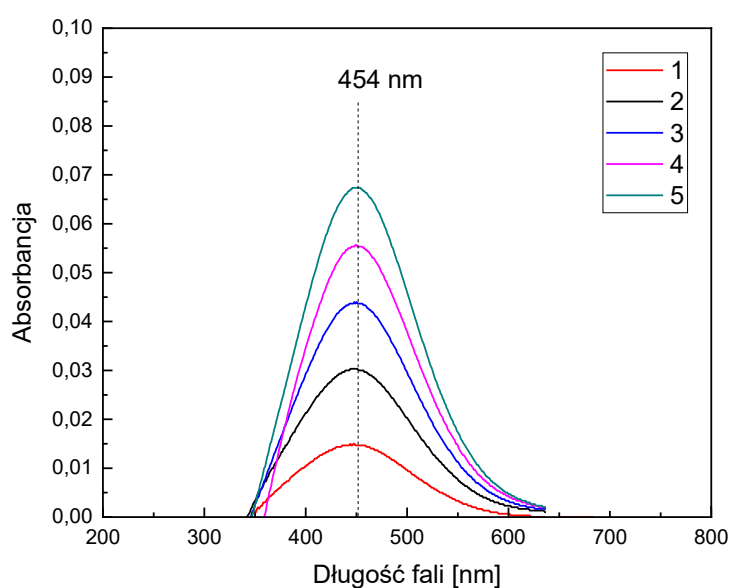


Jony $[\text{FeSCN}]^{2+}$ nadają roztworowi czerwone zabarwienie.

Przygotowano pięć mieszanin o objętości $10,0 \text{ cm}^3$ każda. Do każdej probówki wprowadzono $5,0 \text{ cm}^3$ roztworu $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ o stężeniu $0,0020 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ oraz różne objętości roztworu KSCN o stężeniu $0,0020 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Następnie dodano wodę zgodnie z danymi przedstawionymi w tabeli.

Probówka	0,002 M $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	0,002 M KSCN	H_2O	$c_0(\text{Fe}^{3+})$	$c_0(\text{SCN}^-)$
1	$5,0 \text{ cm}^3$	$0,5 \text{ cm}^3$	$4,5 \text{ cm}^3$	0,0010 M	0,0001 M
2	$5,0 \text{ cm}^3$	$1,0 \text{ cm}^3$	$4,0 \text{ cm}^3$	0,0010 M	0,0002 M
3	$5,0 \text{ cm}^3$	$1,5 \text{ cm}^3$	$3,5 \text{ cm}^3$	0,0010 M	0,0003 M
4	$5,0 \text{ cm}^3$	$2,0 \text{ cm}^3$	$3,0 \text{ cm}^3$	0,0010 M	0,0004 M
5	$5,0 \text{ cm}^3$	$2,5 \text{ cm}^3$	$2,5 \text{ cm}^3$	0,0010 M	0,0005 M

Po ustaleniu się stanu równowagi zarejestrowano widma absorpcyjne UV-Vis badanych roztworów. Jako odnośnik zastosowano roztwór przygotowany bez dodatku KSCN.



Do porównania badanych roztworów wykorzystano wartości absorbancji zmierzone przy długości fali 454 nm:

Probówka	$c_0(\text{SCN}^-)$ [$\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$]	A_{454}
1	$1,0 \cdot 10^{-4}$	0,013
2	$2,0 \cdot 10^{-4}$	0,028
3	$3,0 \cdot 10^{-4}$	0,041
4	$4,0 \cdot 10^{-4}$	0,053
5	$5,0 \cdot 10^{-4}$	0,064

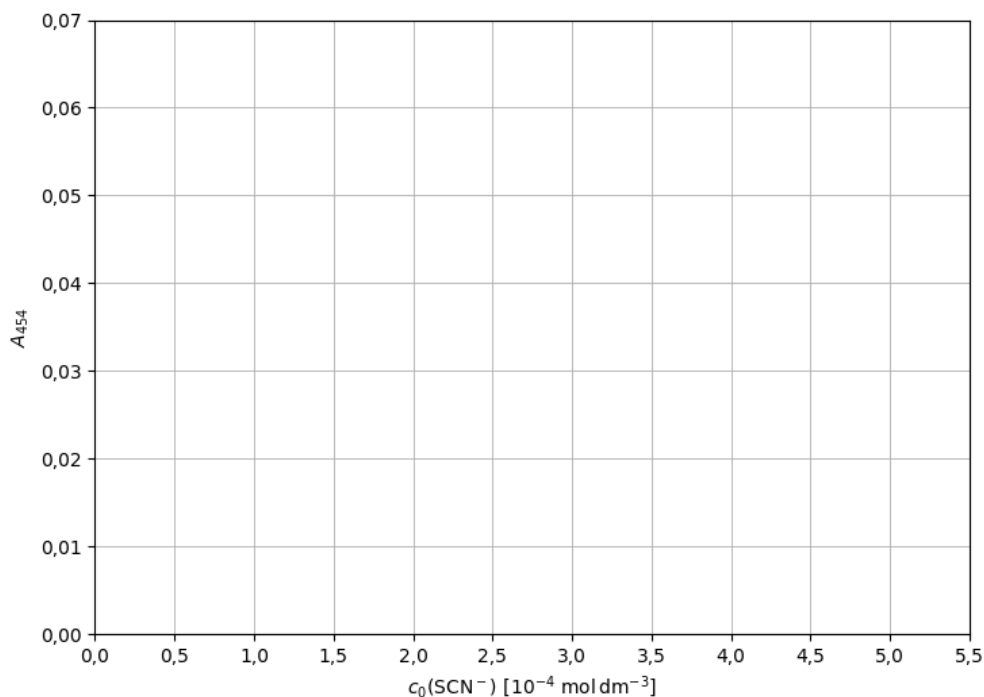
Zadanie 29.1. (0-3)

Na podstawie danych zamieszczonych w tabeli narysuj wykres zależności absorbancji A_{454} od stężenia jonów SCN^- :

$$A_{454} = f(c_0(\text{SCN}^-))$$

Na wykresie zaznacz punkty odpowiadające wynikom pomiarów oraz poprowadź linię najlepszego dopasowania.

Na podstawie sporządzonego wykresu określ, czy w badanym zakresie stężeń zależność absorbancji od początkowego stężenia jonów SCN^- można uznać za liniową. Uzasadnij odpowiedź.

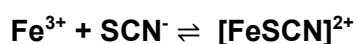




UZASADNIENIE:

Zadanie 29.2. (0-2)

Wyjaśnij, dlaczego zwiększenie początkowego stężenia jonów SCN^- powoduje wzrost absorbancji badanego roztworu przy długości fali 454 nm. W odpowiedzi odwołaj się do położenia stanu równowagi reakcji:



UZASADNIENIE:

Zadanie 29.3. (0-4)

Absorbancję roztworu opisuje prawo Lamberta-Beera:

$$A = e \cdot c \cdot l$$

gdzie: A – absorbancja, e – molowy współczynnik absorpcji, c – stężenie substancji, l – długość drogi optycznej.

Na potrzeby obliczeń przyjmij, że molowy współczynnik absorpcji jonów $[\text{FeSCN}]^{2+}$ wynosi:

$$e = 4,70 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$$

a długość drogi optycznej w kuwecie wynosi 1 cm.

Korzystając z danych dotyczących próbówki 3:

- oblicz równowagowe stężenie jonów $[\text{FeSCN}]^{2+}$
- oblicz równowagowe stężenia jonów Fe^{3+} i SCN^- ,
- zapisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi K_c reakcji: $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]^{2+}$ i oblicz jej wartość.



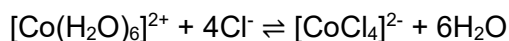
OBLICZENIA:

ODPOWIEDŹ:

30



W roztworze wodnym zawierającym jony kobaltu(II) i jony chlorkowe ustala się równowaga:

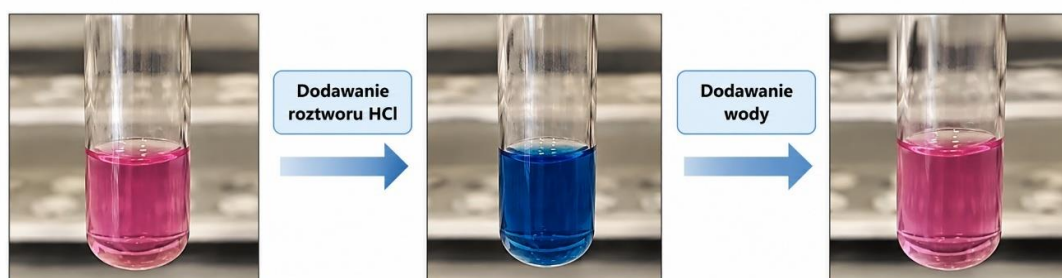


Jon $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ nadaje roztworowi barwę różową, natomiast jon $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ – barwę niebieską.

Przeprowadzono dwa doświadczenia, w których badano wpływ zmiany warunków na stan równowagi tego układu.

Doświadczenie 1

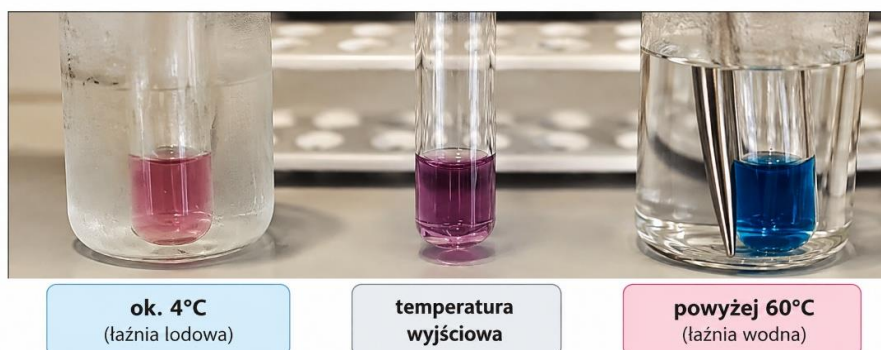
Do roztworu zawierającego jony kobaltu(II) dodawano porcjami roztwór HCl. Zaobserwowano zmianę barwy roztworu z różowej na niebieską. Następnie do otrzymanego roztworu dodawano porcjami wodę, co spowodowało ponowną zmianę jego barwy na różową.



Doświadczenie 2

Przygotowano roztwór o barwie fioletowej i rozdzielono go do trzech probówek. Jedną probówkę umieszczono w łaźni o temperaturze około 4°C, drugą pozostawiono w temperaturze wyjściowej, a trzecią umieszczono w łaźni wodnej o temperaturze powyżej 60°C.

Wygląd roztworów po ustaleniu się równowagi przedstawiono na fotografii.



Zadanie 30.1. (0-2)

Na podstawie wyników doświadczenia 1 napisz, w którą stronę przesunęła się równowaga po dodaniu roztworu HCl oraz po późniejszym rozcieńczeniu roztworu wodą. Uzasadnij odpowiedź, uwzględniając wpływ zmian stężenia reagentów na stan równowagi.

Po dodaniu HCl:

Po dodaniu wody:

Zadanie 30.2. (0-2)

Na podstawie wyników doświadczenia 2 określ, w którą stronę przesuwa się równowaga po obniżeniu temperatury, a w którą – po jej podwyższeniu. Uzasadnij odpowiedź, odwołując się do barwy roztworów.

Obnizenie teploty:

Podwyższenie temperatury:

Zadanie 30.3. (0-2)

Odpowiedz na pytanie, czy reakcja tworzenia jonów $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ jest reakcją egzotermiczną czy endotermiczną. Uzasadnij odpowiedź na podstawie wyników doświadczenia 2 i reguły Le Chateliera–Brauna (reguła przekory).



CHEMIA ORGANICZNA

31



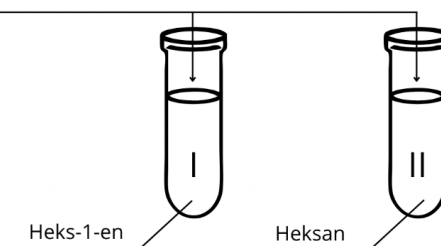
Alkeny są węglowodorami nienasyconymi, które zawierają wiązanie podwójne między atomami węgla. Jedną z metod ich identyfikacji jest reakcja z manganianem(VII) potasu (KMnO_4). Zaproponuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli na potwierdzenie, że alken – heks-1-en wprowadzono do probówki I, a alkan – heksan – do probówki II.

Zadanie 31.1. (0-1)

Uzupełnij schemat doświadczenia. Podkreśl nazwę odczynnika, który – po dodaniu do niego roztworów opisanych związków i wymieszaniu zawartości probówek – umożliwi zaobserwowanie różnic w przebiegu doświadczenia z udziałem heks-1-enu i heksanu.

Odczynniki:

- 1% roztwór manganianu(VII) potasu
- 1% wodny roztwór chlorku żelaza (III)
- odczynnik Tollensa



Zadanie 31.2. (0-1)

Opisz zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia, pozwalające na potwierdzenie, że do probówki I wprowadzono heks-1-en, a do probówki II – heksan.

Probówka 1:

Probówka 2:

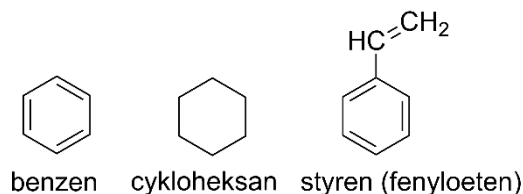
Zadanie 31.3. (0-1)

Napisz w formie jonowej skróconej reakcję zachodzącą w probówce I.

32



Benzen, cykloheksan i styren (fenyloeten) to węglowodory, które w temperaturze pokojowej są bezbarwnymi cieciami, ich wzory przedstawiono poniżej:

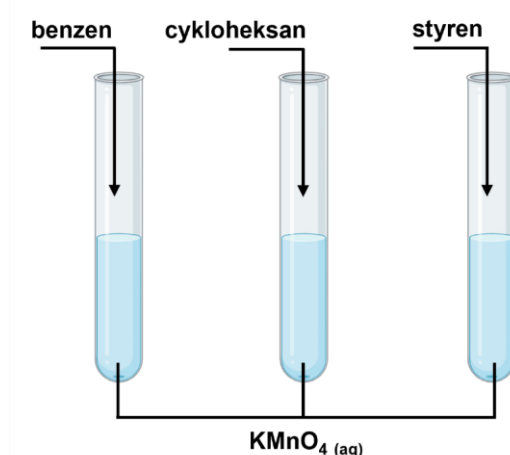


W trzech probówkach znajdują się oddzielnie i w przypadkowej kolejności: benzen, cykloheksan i styren. W celu identyfikacji tych substancji wykonano dwuetapowe doświadczenie.

Zadanie 32.1. (0-2)

W pierwszym etapie do trzech probówek zawierających wodny roztwór manganianu(VII) potasu w środowisku obojętnym wprowadzono po jednej z badanych substancji. Następnie każdą probówkę zamknięto korkiem i wstrząśnięto. Po pewnym czasie tylko w jednej z probówek zaobserwowano zmianę i zidentyfikowano jeden z trzech węglowodorów.

Wskaż zidentyfikowaną substancję i uzasadnij odpowiedź w oparciu o obserwacje z przeprowadzonego doświadczenia. Napisz wzór sumaryczny związku manganu, który powstał w wyniku reakcji zachodzącej w pierwszym etapie doświadczenia, oraz wzór półstrukturalny (grupowy) lub uproszczony organicznego produktu tej przemiany.



Węglowodór zidentyfikowany w pierwszym etapie:

WZÓR ZWIĄZKU MANGANU	WZÓR PRODUKTU ORGANICZNEGO

Zadanie 32.2. (0-1)

W drugim etapie doświadczenia do próbek niezidentyfikowanych węglowodorów wprowadzono stężony kwas azotowy(V) z dodatkiem stężonego kwasu siarkowego(VI) – i ogrzano zawartości probówek. W wyniku doświadczenia tylko w przypadku jednego węglowodoru nastąpiła wyraźna zmiana barwy zawartości probówki. Napisz obserwacje z przedstawionego doświadczenia oraz równanie reakcji, która umożliwiła odróżnienie związków w drugim etapie doświadczenia.

33

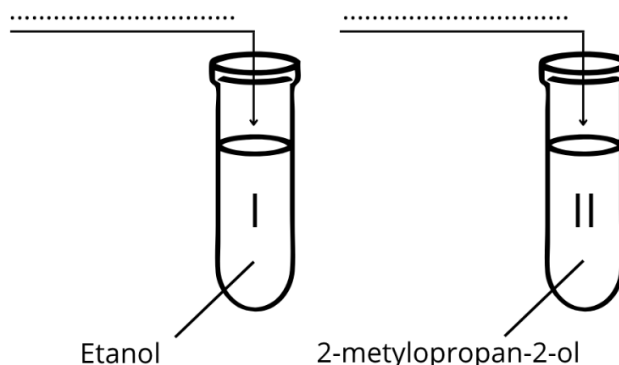


Rzędowość alkoholi jest związana z budową ich cząsteczek. Zależy ona od liczby atomów węgla połączonych bezpośrednio z atomem węgla, do którego przyłączona jest grupa hydroksylowa $-OH$. Na tej podstawie alkohole dzielimy na pierwszorzędowe, drugorzędowe i trzeciorzędowe. Ma ona również znaczenie podczas przewidywania właściwości i reaktywności alkoholi.

Zadanie 33.1. (0-1)

Wybierz odczynnik, który potwierdzi obecność etanolu w probówce I, oraz odczynnik, który potwierdzi obecność 2-metylopropan-2-olu w probówce II. Uzupełnij schemat doświadczenia, wpisując nazwy lub wzory odczynników wybranych spośród następujących:

- tlenek chromu(VI) w stężonym kwasie siarkowym(VI)
- odczynnik Lucasa (bezwodny chlorek cynku(II) w stężonym kwasie solnym)
- wodny roztwór $FeCl_3$



Zadanie 33.2. (0-1)

Napisz, co potwierdzi obecność etanolu w probówce I oraz 2-metylopropan-2-olu w probówce II.

Probówka 1:

.....

Probówka 2:

.....

34



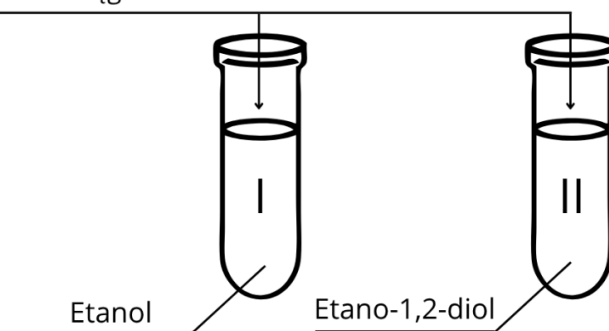
Do probówek, zawierających przygotowany wcześniej odczynnik, wprowadzono dwa różne związki: do probówki I – etanol, a do probówki II – etano-1,2-diol. Zawartość każdej probówki wymieszano. Objawy reakcji zaobserwowano tylko w jednej probówce.

Zadanie 34.1. (0-1)

Uzupełnij schemat doświadczenia. Wybierz i podkreśl nazwę użytego odczynnika.

Odczynniki:

- świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi(II)
- zakwaszony roztwór manganianu(VII) potasu
- woda bromowa z dodatkiem wodorowęglanu sodu



Zadanie 34.2. (0-1)

Opisz zmiany możliwe do zaobserwowania po dodaniu etanolu i etan-1,2-diolu do wybranego odczynnika. Uwzględnij wygląd zawartości probówek przed reakcją i po dodaniu badanych związków.

	WYGLĄD ZAWARTOŚCI PROBÓWKI	
	Przed reakcją	Po reakcji
Probówka I		
Probówka II		



Zadanie 34.3. (0-1)

Napisz, jaka różnica w budowie cząsteczek badanych alkoholi była przyczyną różnicy w przebiegu doświadczenia. Odnieś się do struktury cząsteczek obu związków.

.....

.....

.....

.....

Zadanie 34.4. (0-1)

Uzupełnij zdanie. Wybierz i zaznacz odpowiedź A. albo B. oraz jej uzasadnienie 1. albo 2.

Gdyby zamiast etan-1,2-diolu do probówki II wprowadzono 1,4-dihydroksybenzen, efekt doświadczenia byłby

A.	taki sam	ponieważ	1.	1,4-dihydroksybenzen jest fenolem
B.	inny,		2.	w cząsteczce 1,4-dihydroksybenzenu są dwie grupy hydroksylowe

35

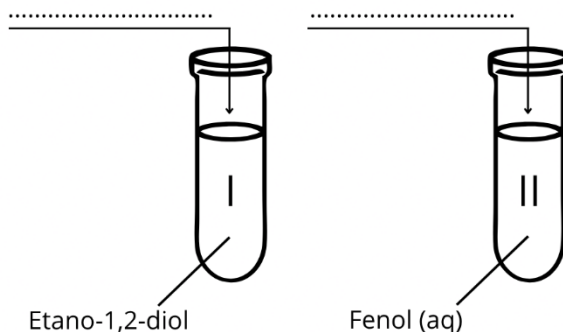


Zaprojektuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli na potwierdzenie obecności etano-1,2-diolu w probówce I i fenolu w probówce II.

Zadanie 35.1. (0-1)

Wybierz odczynnik, który potwierdzi obecność etano-1,2-diolu w probówce I, oraz odczynnik, który potwierdzi obecność fenolu w probówce II. Uzupełnij schemat doświadczenia, wpisując nazwy lub wzory odczynników wybranych spośród następujących:

- wodny roztwór AgNO_3 z dodatkiem wodnego roztworu NH_3
- zawiesina $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- wodny roztwór FeCl_3



Zadanie 35.2. (0-1)

Napisz, co potwierdzi obecność etano-1,2-diolu w probówce I oraz fenolu w probówce II.

Probówka 1:

.....

Probówka 2:

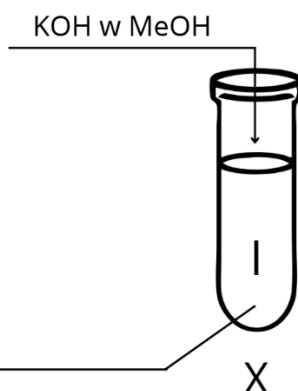
.....


$$2\text{RCHO} + \text{KOH} \rightarrow \text{RCOOK} + \text{RCH}_2\text{OH}$$

Zadanie 36.1. (0-1)

Aldehyd:

- Benzenokarboaldehyd
- Etanal
- 2-fenylloetal

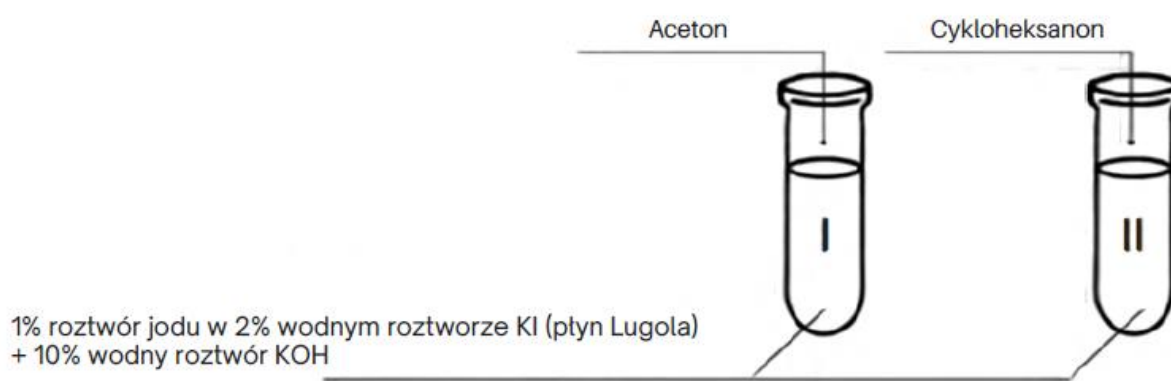


Zadanie 36.2. (0-1)

Opisz zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia, pozwalające na potwierdzenie, że zaszła reakcja Cannizzaro

OBSERWACJE:

Do probówek, wprowadzono 1% wodny roztwór jodu w 2% wodnym roztworze KI (płyn Lugola) oraz 10% wodny roztwór KOH. Następnie do probówki I dodano aceton, a do probówki II cykloheksanon. Zawartość każdej probówki wymieszano. Objawy reakcji zaobserwowano tylko w jednej probówce.



Zadanie 37.1. (0-1)

Opisz zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia, pozwalające na potwierdzenie, że do próbki I wprowadzono aceton, a do próbki II – cykloheksanon.

Probówka 1:

Probówka 2:

Zadanie 37.2. (0-1)

Napisz sumaryczne równanie reakcji w postaci jonowej skróconej, które umożliwiło rozróżnienie acetonu od cykloheksanonu w probówkach I i II. Zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych.

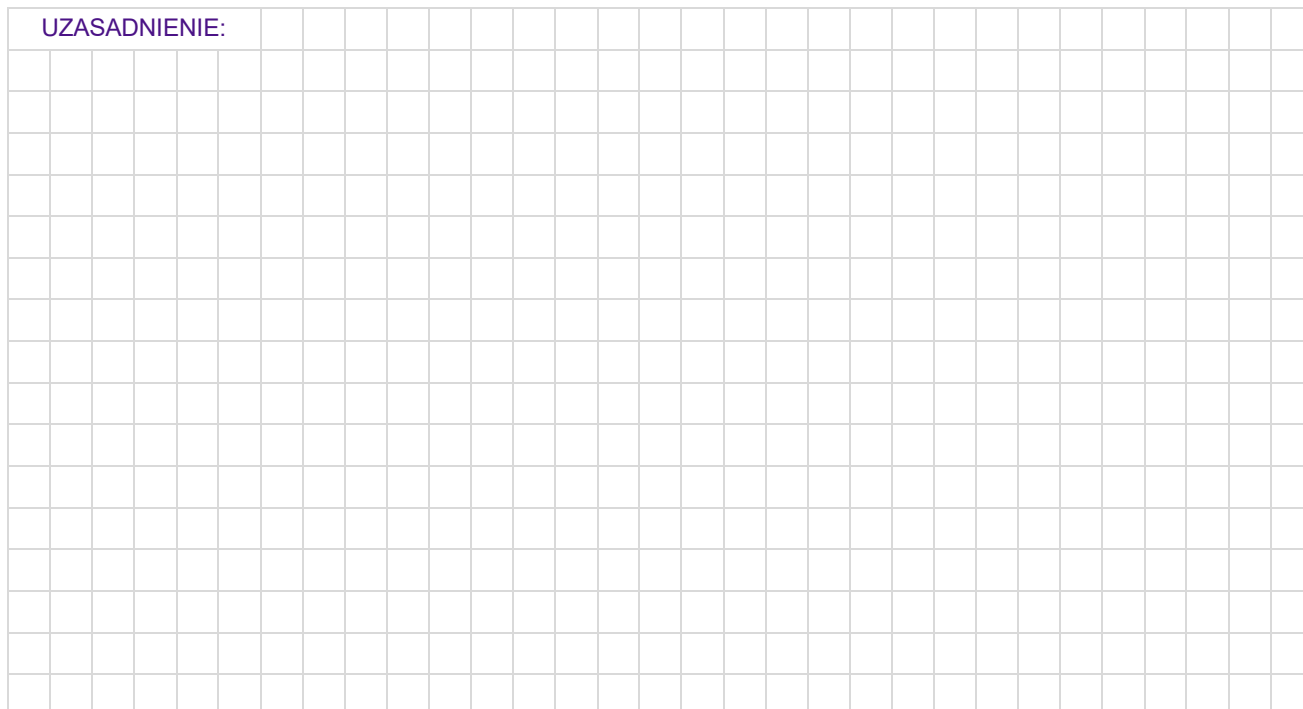
[illegible]



Zadanie 37.3. (0-1)

Na podstawie analizy przebiegu doświadczenia uzasadnij dlaczego pozytywny wynik reakcji zaobserwowano tylko dla jednego związku. W uzasadnieniu odwołaj się do budowy obu cząsteczek.

UZASADNIENIE:



38



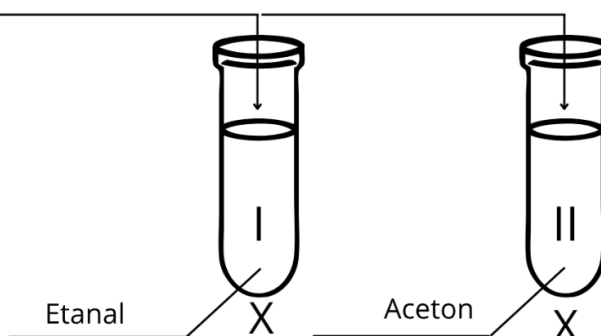
Do probówek, zawierających przygotowany wcześniej odczynnik, wprowadzono dwa różne związki: do probówki I – etanal, a do probówki II – aceton. Zawartość każdej probówki wymieszano i włożono do łaźni z gorącą wodą. Objawy reakcji po podgrzaniu zaobserwowano tylko w jednej probówce.

Zadanie 38.1. (0-1)

Uzupełnij schemat doświadczenia. Podkreśl nazwę odczynnika, który – po dodaniu do niego opisanych związków, wymieszaniu zawartości probówek i podgrzaniu – umożliwi zaobserwowanie różnic w przebiegu doświadczenia z udziałem etanal oraz acetonu.

Odczynniki:

- 1% roztwór bromu w chlorku metylenu
- 1% wodny roztwór chlorku żelaza (III)
- odczynnik Tollensa



Zadanie 38.2. (0-1)

Opisz zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia, pozwalające na potwierdzenie, że do probówki I wprowadzono etanal, a do probówki II – aceton.

Probówka 1:

.....

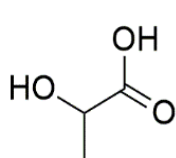
Probówka 2:

.....

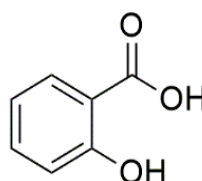
39



Kwas mlekowy i kwas salicylowy należą do hydroksykwasów karboksylowych.



kwas mlekowy



kwas salicylowy

Zadanie 39.1. (0-1)

Spośród wymienionych odczynników wybierz ten, który pozwala odróżnić kwas mlekowy od kwasu salicylowego. Uzupełnij schemat doświadczenia – podkreśl wzór wybranego odczynnika.



I – wodny roztwór
kwasu mlekowego

Odczynniki:

$\text{CuSO}_4 \text{ (aq)}$

$\text{AgNO}_3 \text{ (aq)}$

$\text{FeCl}_3 \text{ (aq)}$



II – wodny roztwór
kwasu salicylowego

Zadanie 39.2. (0-1)

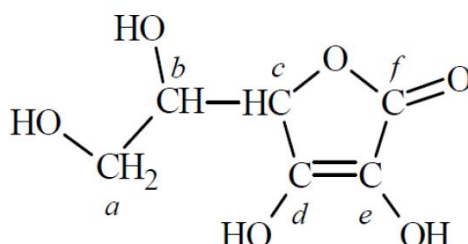
Opisz możliwe do zaobserwowania różnice w przebiegu doświadczenia dla obu kwasów karboksylowych – uzupełnij tabelę.

Uzasadnij wybór odczynnika. Wskaż różnicę w budowie cząsteczek kwasu mlekowego i kwasu salicylowego umożliwiającą odróżnienie ich zaproponowaną metodą.

UZASADNIENIE:

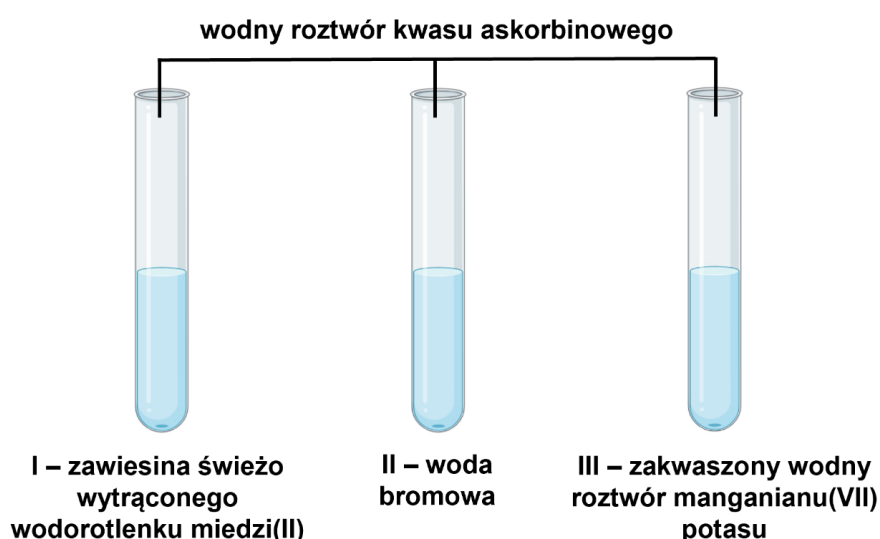


W cząsteczce kwasu askorbinowego (witaminy C) występują dwa enolowe atomy węgla, czyli atomy węgla o hybrydyzacji sp^2 z przyłączonymi grupami hydroksylowymi. Cząsteczka tego związku zawiera ponadto dwa asymetryczne atomy węgla – o hybrydyzacji sp^3 z przyłączonymi czterema różnymi podstawnikami. Poniżej przedstawiono wzór witaminy C, w którym małymi literami oznaczono poszczególne atomy węgla.



Zadanie 40.1. (0-1)

W celu zbadania właściwości kwasu askorbinowego przeprowadzono doświadczenie, którego przebieg zilustrowano na poniższym rysunku. Przed dodaniem wodnego roztworu kwasu askorbinowego zawartość każdej próbki była barwna.



Napisz numery probówek, w których po dodaniu roztworu kwasu askorbinowego zaobserwowano odbarwienie się ich zawartości. Odpowiedź uzasadnij.

Probówki nr:

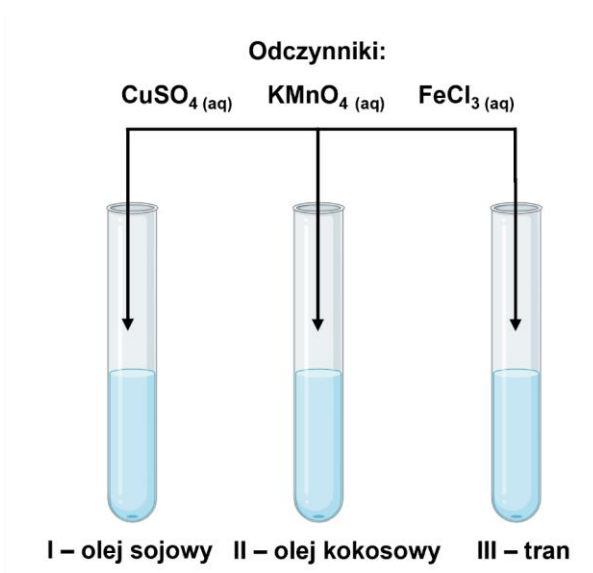
41



Oleje pochodzenia naturalnego różnią się zawartością nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych. Olej kokosowy zawiera głównie reszty nasyconych kwasów tłuszczowych, natomiast olej sojowy i tran są bogate w reszty nienasyconych kwasów tłuszczowych zawierających wiązania podwójne C=C. Obecność wiązań podwójnych C=C wpływa na właściwości chemiczne tłuszczów i może zostać wykorzystana do ich identyfikacji.

Zadanie 41.1. (0-1)

W celu porównania właściwości chemicznych wymienionych tłuszczów zaprojektuj doświadczenie pozwalające wykazać obecność wiązań podwójnych C=C w resztach kwasów tłuszczowych. Wybierz odpowiedni odczynnik spośród podanych, uzupełnij schemat doświadczenia – podkreśl wzór wybranego odczynnika. Zapisz przewidywane obserwacje dla wszystkich olejów.



Probówka 1:

.....

Probówka 2:

.....

Probówka 3:

.....

Zadanie 41.2. (0-1)

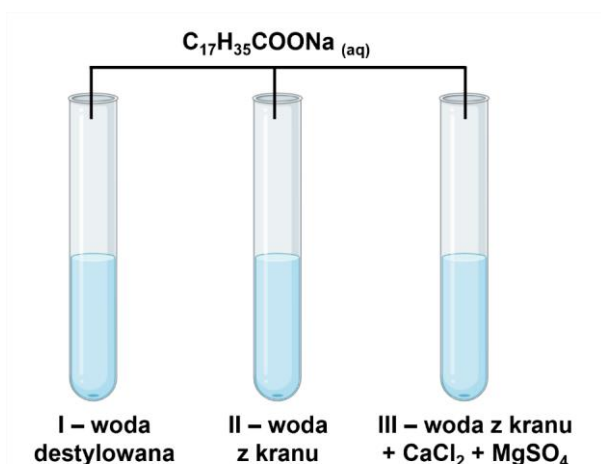
Wyjaśnij przyczynę zaobserwowanych zmian.



Hydroliza zasadowa tłuszczów właściwych prowadzi do otrzymania glicerolu oraz soli sodowych lub potasowych wyższych kwasów tłuszczowych. Przykładem takiej soli jest stearynian sodu ($C_{17}H_{35}COONa$). Mieszaniny soli sodowych lub potasowych wyższych kwasów tłuszczowych są potocznie nazywane mydlami. Związki te należą do substancji powierzchniowo czynnych (surfaktantów), ponieważ obniżają napięcie powierzchniowe wody i umożliwiają usuwanie zanieczyszczeń tłuszczowych

Zadanie 42.1. (0-1)

Właściwości myjące mydeł zależą od ich rozpuszczalności w wodzie. Obecność niektórych jonów w wodzie może wpływać na skuteczność działania mydeł. W celu zbadania właściwości stearynianu sodu wykonano eksperyment, który zobrazowano na rysunku. Opisz zmiany, które można zaobserwować po dodaniu stearynianu sodu i dokładnym wytrząśnięciu zawartości każdej z probówek.



Probówka 1:

.....

Probówka 2:

.....

Probówka 3:

.....

Zadanie 42.2. (0-1)

Napisz w formie jonowej równania reakcji zachodzących w próbówce III. Zastosuj wzory sumaryczne związków organicznych.

Zadanie 42.3. (0-2)

Zapisz w formie jonowej skróconej reakcję hydrolizy stearynianu sodu oraz uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i zaznacz prawidłową odpowiedź A lub B oraz jej uzasadnienie 1 lub 2.

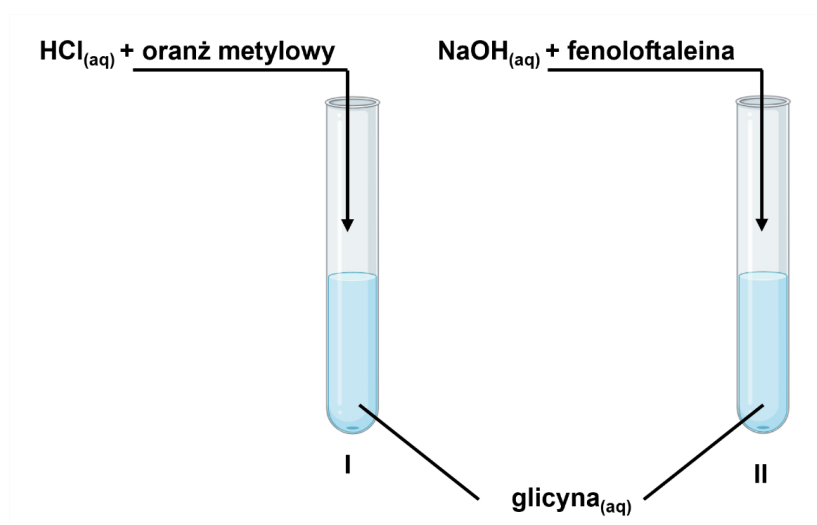
Wodny roztwór stearynianu sodu ma odczyn:

A.	kwasowy ($\text{pH} < 7$),	ponieważ	1.	aniony stearynianowe reagują z wodą, tworząc cząsteczki słabego kwasu i aniony OH^-
B.	zasadowy ($\text{pH} > 7$),		2.	aniony stearynianowe reagują z wodą, tworząc cząsteczki słabej zasady i kationy H^+

43



Do dwóch probówek wprowadzono bezbarwny roztwór glicyny (kwasu 2-aminoetanowego). Następnie do probówki I dodawano kroplami kwas solny z dodatkiem oranżu metylowego, a do probówki II dodawano kroplami wodny roztwór wodorotlenku sodu z dodatkiem fenoloftaleiny. Po dodaniu każdej kropli odczynnika zawartość probówek dokładnie mieszano. W obu probówkach zaobserwowano zmianę barwy użytych wskaźników. Przebieg doświadczenia zilustrowano na schemacie.



Zadanie 43.1. (0-1)

Uzupełnij tabelę – napisz, jakie były barwy obu odczynników przed dodaniem ich do probówek z glicyną oraz jakie barwy zawartości obu probówek zaobserwowano po dodaniu do nich odczynnika.

Numer probówki	Barwa	
	<u>odcynnika przed</u> dodaniem do zawartości probówki	<u>zawartości probówki po</u> dodaniu odcynnika
I		
II		

**Zadanie 43.2. (0-1)**

Napisz wzory półstrukturalne (grupowe) jonów, które są organicznymi produktami reakcji zachodzących w probówce I i probówce II.

Probówka I:	Probówka II:
-------------	--------------

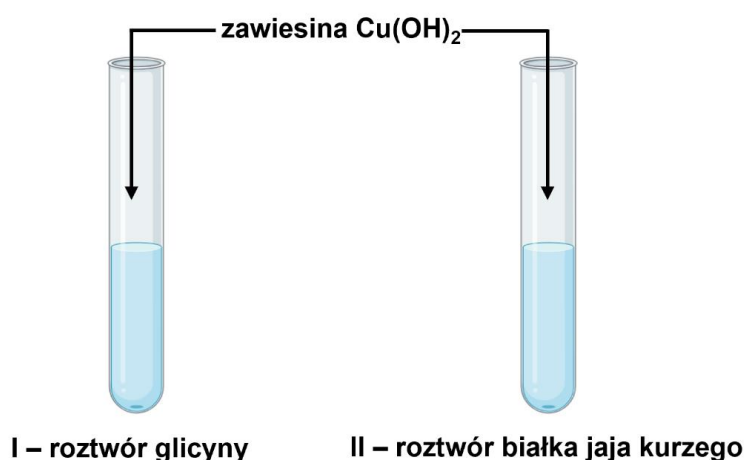
Zadanie 43.3. (0-1)

Oceń prawdziwość zdań. Wybierz P, jeśli zdanie jest prawdziwe albo F – jeśli jest fałszywe.

Nr	Treść zdania	P/F
1	Glicyna wykazuje właściwości amfoteryczne, ponieważ zawiera grupę aminową i karboksylową.	
2	W wyniku wewnątrzcząsteczkowego przekazania kationu wodoru z grupy karboksylowej do grupy aminowej powstaje sól wewnętrzna, tzw. jon obojnaczy.	



Przeprowadzono doświadczenie, którego przebieg przedstawiono na poniższym schemacie. W dwóch probówkach umieszczono wodne roztwory dwóch różnych substancji: glicyny (kwasu 2-aminoetanowego) oraz białka jaja kurzego. Do obu probówek dodano świeżo strącony wodorotlenek miedzi(II), otrzymany przez zmieszanie wodnych roztworów siarczanu(VI) miedzi(II) i wodorotlenku sodu. Po wymieszaniu zawartości probówek stwierdzono, że w jednej z nich roztwór przyjął fioletowe zabarwienie, natomiast w drugiej nie zaobserwowano zmiany barwy.



Zadanie 44.1. (0-1)

Wskaż numer próbki, w której zaobserwowano fioletowe zabarwienie roztworu. Wyjaśnij, dlaczego w tej próbce wystąpiła zmiana barwy.

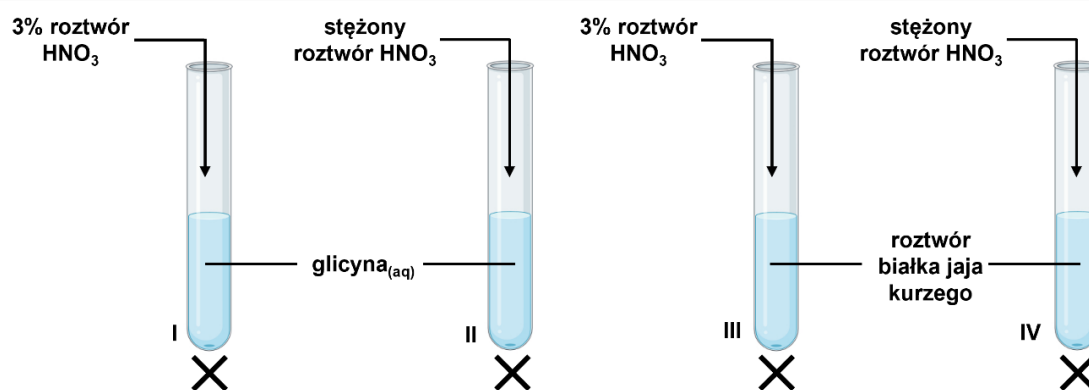
Zmianę barwy zaobserwowano w próbce:

UZASADNIENIE:

45



Przeprowadzono doświadczenie, którego przebieg przedstawiono na poniższym schemacie. W probówkach umieszczono wodne roztwory dwóch różnych substancji: glicyny (kwasu 2-aminoetanowego) oraz białka jaja kurzego. Do probówek dodano odpowiednio stężony lub 3% roztwór kwasu azotowego(V), a następnie mieszaniny ogrzano w łaźni wodnej. Po ochłodzeniu dodano rozcieńczony roztwór wodorotlenku sodu.



Zadanie 45.1. (0-1)

Zapisz obserwacje z przeprowadzonego doświadczenia, uwzględniając zmiany zabarwienia oraz stanu skupienia substancji.

Probówka 1:

.....

Probówka 2:

.....

Probówka 3:

.....

Probówka 4:

.....



Zadanie 45.2. (0-1)

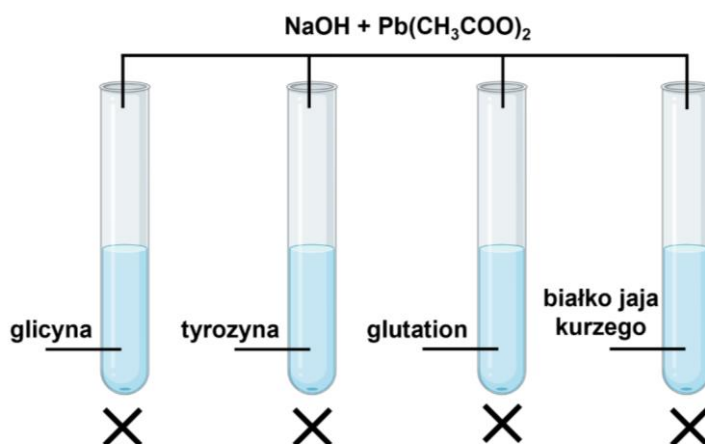
Napisz, jaka różnica w budowie cząsteczek glicyny i białka umożliwia rozróżnienie tych związków w przeprowadzonym doświadczeniu.

46



Reakcja cystynowa (reakcja Fola) pozwala wykryć w białku aminokwasy zawierające w cząsteczkach atomy siarki. W wyniku ogrzewania w środowisku zasadowym substancji zawierającej cysteinę lub cystynę powstają jony siarczkowe S^{2-} . Po dodaniu roztworu octanu ołowiu(II) i ogrzaniu strąca się osad o czarnej barwie.

W czterech probówkach znajdowały się wodne roztwory następujących substancji: glicyny (kwasu 2-aminoetanowego), tyrozyny (kwasu (2S)-2-amino-3-(4-hydroksyfenylo)propanowego), glutationu (γ -glutamylcysteinylglicyny, γ -Glu-Cys-Gly) oraz białka jaja kurzego. Do każdej probówki dodano roztwór wodorotlenku sodu i ogrzano zawartość probówek, a następnie kilka kropli roztworu octanu ołowiu(II). W dwóch probówkach wytrącił się czarny osad, natomiast w pozostałych dwóch nie zaobserwowano zmian.



Zadanie 46.1. (0-1)

Podaj nazwy dwóch substancji, które mogły znajdować się w probówkach, w których wytrącił się czarny osad.

.....

.....

.....



Zadanie 46.2. (0-1)

Wyjaśnij, dlaczego w dwóch probówkach wytrącił się czarny osad.

47



W trzech probówkach w przypadkowej kolejności znajdują się wodne roztwory następujących substancji: białko jaja kurzego, glicyny (Gly) i tyrozyny (Tyr). Po analizie budowy cząsteczek tych substancji stwierdzono, że przeprowadzenie reakcji kolejno z dwoma odczynnikami umożliwi ich identyfikację.

Zadanie 47.1. (0-1)

Niewielką ilość roztworów, wspomnianych w informacji wprowadzającej do zadania, pobrano do probówek oznaczonych numerami I, II i III. Do każdej z nich dodano świeżo strącony wodorotlenek miedzi(II). Zaobserwowano, że tylko w przypadku próbki z probówki III roztwór przyjął charakterystyczne fioletowe zabarwienie.

Podaj nazwę substancji znajdującej się w probówce III.

Zadanie 47.2. (0-1)

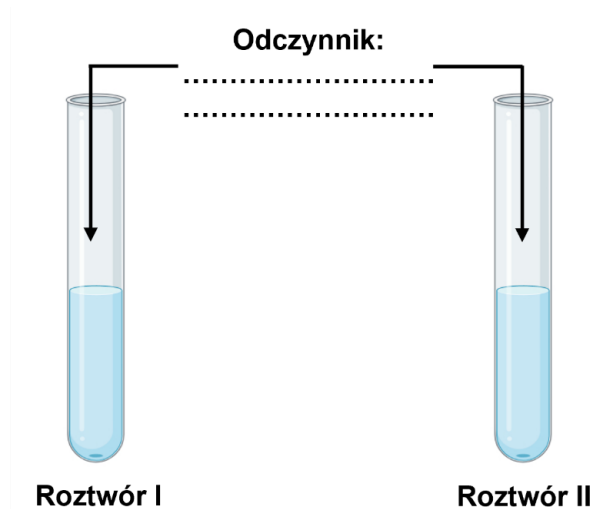
Nowe porcje, pozostałych niezidentyfikowanych substancji umieszczono w dwóch kolejnych probówkach oznaczonych numerami I, II i przeprowadzono drugie doświadczenie. Do obu probówek dodano ten sam odczynnik wybrany z poniższej listy:

- woda bromowa,
- stężony kwas azotowy(V),
- wodny roztwór chlorku żelaza(III).

Po dodaniu odczynnika i ogrzaniu zawartości probówek zaobserwowano:

- probówka I – nie zaobserwowano zmian,
- probówka II – roztwór zabarwił się na żółto.

Uzupełnij schemat drugiego doświadczenia, wpisując nazwę lub wzór użytego odczynnika wybranego z podanej powyżej listy.



Zadanie 47.3. (0-1)

Podaj nazwę substancji znajdującej się w probówce I oraz w probówce II.

Probówka 1:

.....

Probówka 2:

.....

Zadanie 47.4. (0-1)

Podaj nazwę reakcji zachodzącej w probówce III.

.....

.....

.....

.....

48



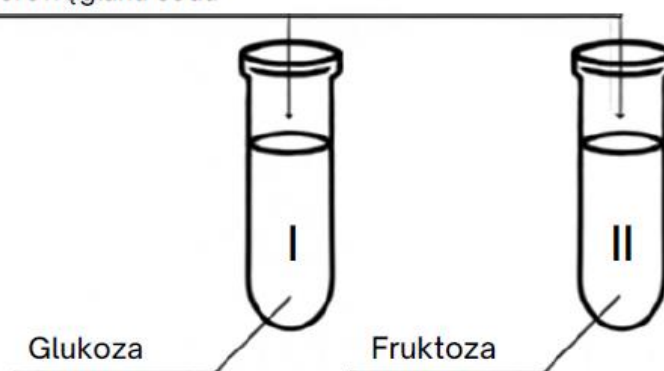
Do probówki I wprowadzono wodny roztwór glukozy, a do probówki II wodny roztwór fruktozy. Następnie w obu probówkach umieszczono przygotowany wcześniej odczynnik. Zawartość każdej probówki wymieszano. Objawy reakcji zaobserwowano tylko w jednej probówce.

Zadanie 48.1. (0-1)

Uzupełnij schemat doświadczenia. Podkreśl nazwę odczynnika, który – po dodaniu do niego opisanych związków, wymieszaniu zawartości probówek i podgrzaniu – umożliwi zaobserwowanie różnic w przebiegu doświadczenia z udziałem glukozy oraz fruktozy.

Odczynniki:

- zalkalizowany świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi (II)
- 1% wodny roztwór jodu w 2% wodnym roztworze KI
- roztwór wody bromowej i wodorowęglanu sodu



Zadanie 48.2. (0-1)

Opisz zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia, pozwalające na potwierdzenie, że do probówki I wprowadzono glukozę, a do probówki II – fruktozę.

Probówka 1:

.....

Probówka 2:

.....



Zadanie 48.3. (0-1)

Napisz sumaryczne równanie reakcji w postaci cząsteczkowej, które umożliwiło rozróżnienie glukozy od fruktozy w probówkach I i II. Zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe) lub Fischera związków organicznych.

49



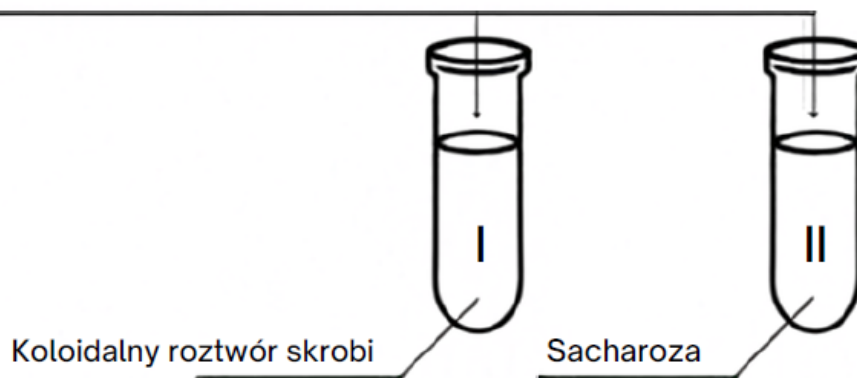
Do probówki I wprowadzono koloidalny roztwór skrobi, a do probówki II wodny roztwór sacharozy. Następnie w obu probówkach umieszczono przygotowany wcześniej odczynnik. Zawartość każdej probówki wymieszano. Objawy reakcji zaobserwowano tylko w jednej probówce.

Zadanie 49.1. (0-1)

Uzupełnij schemat doświadczenia. Podkreśl nazwę odczynnika, który – po dodaniu do niego opisanych związków, wymieszaniu zawartości probówek – umożliwi zaobserwowanie różnic w przebiegu doświadczenia z udziałem skrobi oraz sacharozy.

Odczynniki:

- 1% wodny roztwór jodu w 2% wodnym roztworze KI
- 1% roztwór bromu w chloroformie
- odczynnik Tollensa



Zadanie 49.2. (0-1)

Opisz zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia, pozwalające na potwierdzenie, że do probówki I wprowadzono skrobię, a do probówki II – sacharozę.

Probówka 1:

.....

Probówka 2:

.....

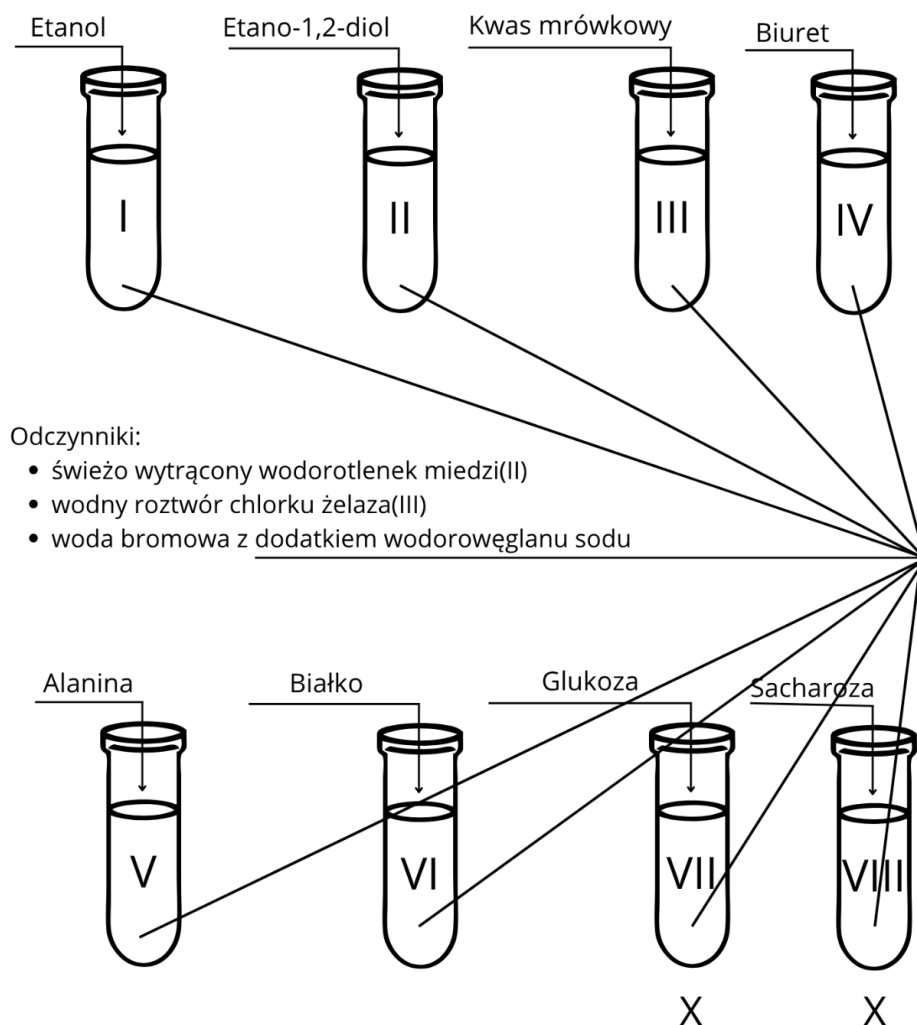
50



Zaproponuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli na potwierdzenie, że etanol wprowadzono do probówki I, etano-1,2-diol wprowadzono do probówki II, kwas mrówkowy wprowadzono do probówki III, biuret wprowadzono do probówki IV, alaninę wprowadzono do probówki V, białko wprowadzono do probówki VI, glukozę wprowadzono do probówki VII, a sacharozę do probówki VIII. W celu rozróżnienia probówki VII od probówki VIII, obie probówki włożono do gorącej wody.

Zadanie 50.1. (0-1)

Uzupełnij schemat doświadczenia. Wybierz i podkreśl nazwę użytego odczynnika.





Zadanie 50.2. (0-2)

Napisz, co potwierdzi obecność etanolu w próbówce I, etano-1,2-diolu w próbówce II, kwasu mrówkowego w próbówce III, biuretu w próbówce IV, alaniny w próbówce V, białka w próbówce VI, glukozy w próbówce VII oraz sacharozy w próbówce VIII.

Probówka 1:

.....

Probówka 2:

.....

Probówka 3:

.....

Probówka 4:

.....

Probówka 5:

.....

Probówka 6:

.....

Probówka 7:

.....

Probówka 8:

.....



ZASADY OCENIANIA I ODPOWIEDZI

Zadanie 1.1. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne obliczenie łącznej liczby moli jonów Ca^{2+} i Mg^{2+} w próbce oraz odpowiadającej jej masy CaCO_3 .

1 pkt. – za poprawne przeliczenie wyniku na 1 dm^3 badanej wody i podanie twardości w wymaganej jednostce.

0 pkt. – za niespełnienie danego kryterium albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Jony Ca^{2+} i Mg^{2+} reagują z EDTA w stosunku molowym 1:1.

$$n(\text{Ca}^{2+}) + n(\text{Mg}^{2+}) = n(\text{EDTA})$$

$$C = \frac{n}{V}$$

$$C = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$$

$$V = 11,5 \text{ cm}^3 = 0,0115 \text{ dm}^3$$

$$n(\text{EDTA}) = 0,0500 \cdot 0,0115 = 0,000575 \text{ mol}$$

Równoważna masa CaCO_3 w 100 cm^3 wody:

$$m(\text{CaCO}_3) = 0,000575 \cdot 100,0 = 0,0575 \text{ g} = 57,5 \text{ mg}$$

$$\text{Twardość ogólna} = \frac{57,5 \text{ mg}}{0,1000 \text{ dm}^3} = 575 \text{ mg CaCO}_3 / \text{dm}^3$$

Odpowiedź: Twardość ogólna badanej wody wynosi 575 $\text{mg CaCO}_3/\text{dm}^3$.

Uwaga: Do przeliczenia należy wykorzystać objętość pobranej wody, bez objętości dodanego buforu. Wynik w przeliczeniu na CaCO_3 nie oznacza rzeczywistej zawartości tej soli w próbce.

Zadanie 2.1. (0-1)

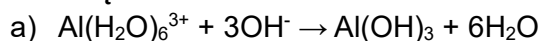
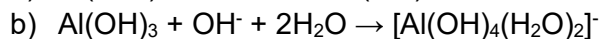
Zasady oceniania

2 pkt – napisanie we właściwej formie równania obu reakcji w podpunkcie a) oraz b).

1 pkt – napisanie we właściwej formie równania reakcji tylko jednego z powyższych.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Rozwiązanie



Zadanie 2.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt – napisanie we właściwego wyjaśnienia.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Po dodaniu wskaźnika uniwersalnego Yamada dochodzi do zmiany jego barwy na skutek istniejących w roztworze kationów hydroniowych (H_3O^+) tworzących się w wyniku hydrolizy kationowej (dysocjacji kwasowej) kationu $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$, pełniącego w tej reakcji rolę kwasu Brønsteda.



Zadanie 2.3. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt – napisanie właściwego wyjaśnienia.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Wodorotlenek glinu wykazuje właściwości amfoteryczne, czyli reaguje zarówno z mocnymi kwasami oraz zasadami. W wyniku reakcji z nadmiarem jonów strącających OH^- i ich wiązania przez osad powstaje dobrze rozpuszczalny w wodzie anion diakwatetrahydroksoglinianowy ($[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$).

Zadanie 2.4. (0-2)

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie wyniku z poprawną dokładnością.

1 pkt. – zastosowanie poprawnej metody, ale:

- popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego

LUB

- poprawne obliczenie stężenia jonów OH^- , bądź pOH, bez uwzględnia iloczynu jonowego wody i obliczenia pH.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Przykładowe rozwiązanie

$$K_s = 2 \cdot 10^{-33} \text{ dla } \text{Al}(\text{OH})_3$$

$$K_s = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$$

$$K_s = S \cdot (3S)^3 = 27S^4$$

$$S = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$

$$S = \sqrt[4]{\frac{2 \cdot 10^{-33}}{27}} = 2,93 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{OH}^-] = 3S = 3 \cdot 2,93 \cdot 10^{-9} = 8,79 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 8,06$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 5,94$$

Zadanie 2.5. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt – poprawną ocenę.

0 pkt – niepoprawna ocena lub jej brak.

Rozwiązanie

Tak, odpowiada.

Zadanie 3.1. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne obliczenie masy odważki hydratu i masy usuniętej wody krystalizacyjnej.

1 pkt. – za poprawne obliczenie procentowej zawartości wody w hydracie i podanie

Przykładowe rozwiązanie

Masa odważki hydratu:

$$m(\text{hydratu}) = 32,0874 - 29,6466 = 2,4408 \text{ g}$$

Masa usuniętej wody:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 32,0874 - 31,2076 = 0,8798 \text{ g}$$

Procentowa zawartość wody:

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,8798}{2,4408} \cdot 100\% = 36,0 \%$$

Odpowiedź: Zawartość wody krystalizacyjnej wynosi 36,0% masowych.

Uwaga: Udział procentowy należy odnieść do początkowej masy hydratu, bez naczynka. Całkowite odwodnienie jest założeniem podanym w zadaniu.

Zadanie 3.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawną ocenę obu zdań.

0 pkt. – za odpowiedź błędną, niepełną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

PF

Uzasadnienie:

Zdanie 1: Zgodnie z założeniami usunięto całą wodę krystalizacyjną, a inne procesy nie zmieniły masy próbki. Ubytek masy jest więc równy masie wody zawartej w odważce.

Zdanie 2: Pochłonięcie wilgoci zwiększyłoby masę końcową próbki i zmniejszyło obliczony ubytek masy. Wyznaczona zawartość wody byłaby zaniżona, a nie zawyżona.

Uwaga: Uczeń nie musi zapisywać uzasadnień, ponieważ polecenie wymaga wyłącznie oceny zdań.

Zadanie 4.1. (0-2)

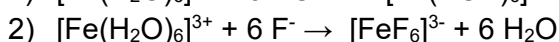
Zasady oceniania

2 pkt. – za poprawne napisanie dwóch równań reakcji.

1 pkt. – za poprawne napisanie jednego równania reakcji.

0 pkt. – za dwa błędne równania reakcji albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie



Zadanie 4.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt – napisanie poprawnej nazwy jonu kompleksowego żelaza(III) o największej trwałości.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.



Rozwiązanie

anion heksafluorożelazianowy(III)

Zadanie 4.3. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt – napisanie poprawnego szeregu trwałości jonów od najtrwalszego do najmniej trwałego.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

$[\text{FeF}_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

Zadanie 5.1. (0-2)

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie wartości liczbowej wyniku z poprawną jednostką i poprawną dokładnością.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale:

- popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego LUB
- podanie wyniku z inną jednostką lub błędną dokładnością.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Przykładowe rozwiązanie

Z równania reakcji $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{Y}^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{FeY}^- + 2 \text{H}_3\text{O}^+$

wynika, że

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = n_{\text{EDTA}} = C_{\text{EDTA}} \cdot V_{\text{EDTA}} = 0,0500 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,02950 \text{ dm}^3 = 1,475 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{1_{\text{Fe}^{3+}}} = n_{\text{Fe}} \cdot M_{\text{Fe}} = 1,475 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 8,2379 \times 10^{-2} \text{ g zawartych w 20 ml roztworu; zatem}$$

$$\text{w 250 ml: } m_{\text{Fe}^{3+}} = \frac{V_1}{V_2} \cdot m_{1_{\text{Fe}^{3+}}} = \frac{250 \text{ ml}}{20 \text{ ml}} \cdot 8,2379 \times 10^{-2} \text{ g} = 1,0297 \text{ g}$$

Odpowiedź: W roztworze w 250 ml zawartych jest 1,0297 g jonów żelaza(III).

Zadanie 5.2. (0-2)

Zasady oceniania

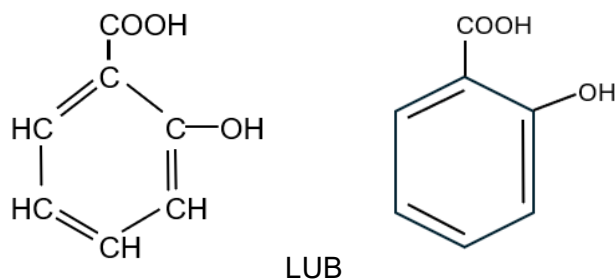
1 pkt. – za poprawne narysowanie wzoru półstrukturalnego kwasu salicylowego.

1 pkt. – za podanie prawidłowej liczby wiązań sigma i pi

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Wzór półstrukturalny:



Liczba wiązań δ : ...**16**.....

Liczba wiązań π :**4**.....

**Zadanie 6.1. (0-2)****Zasady oceniania**

2 pkt. – za poprawne napisanie dwóch równań reakcji.

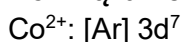
1 pkt. – za poprawne napisanie jednego równania reakcji.

0 pkt. – za dwa błędne równania reakcji albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie**Zadanie 6.2. (0-1)****Zasady oceniania**

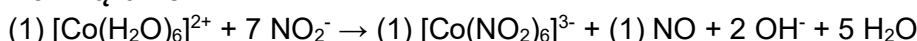
1 pkt. – za poprawne napisanie skróconej konfiguracji elektronowej kationu kobaltu(II).

0 pkt. – za błędną konfigurację albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie**Zadanie 6.3. (0-1)****Zasady oceniania**

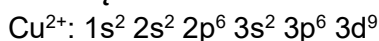
1 pkt. – za poprawne napisanie równania reakcji.

0 pkt. – za błędne równanie reakcji albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie**Zadanie 7.1. (0-1)****Zasady oceniania**

1 pkt. – za poprawne napisanie pełnej konfiguracji elektronowej kationu miedzi(II).

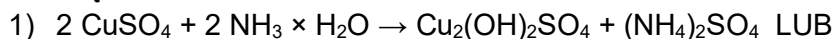
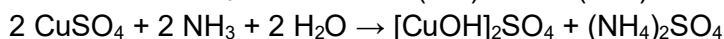
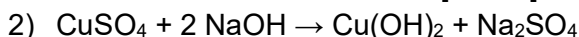
0 pkt. – za błędną konfigurację albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie**Zadanie 7.2. (0-2)****Zasady oceniania**

2 pkt. – za poprawne napisanie dwóch równań reakcji.

1 pkt. – za poprawne napisanie jednego równania reakcji.

0 pkt. – za dwa błędne równania reakcji albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie**Zadanie 7.3. (0-2)****Zasady oceniania**

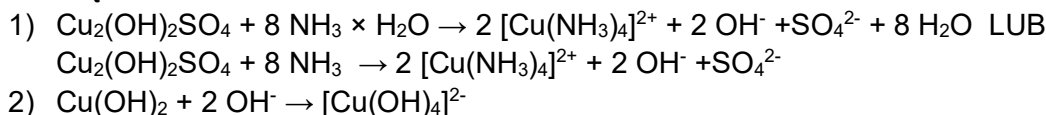
2 pkt. – za poprawne napisanie dwóch równań reakcji.

1 pkt. – za poprawne napisanie jednego równania reakcji.

0 pkt. – za dwa błędne równania reakcji albo brak odpowiedzi.



Rozwiązanie



Zadanie 8.1. (0-3)

Zasady oceniania

3 pkt – poprawne wykonanie wszystkich czynności spośród wymienionych:

- napisanie we właściwej formie równania reakcji redukcji
- napisanie we właściwej formie równania reakcji utleniania
- napisani we właściwej formie sumarycznego równania reakcji

2 pkt – poprawne wykonanie dwóch dowolnych czynności spośród wymienionych powyżej.

1 pkt – poprawne wykonanie tylko jednej czynności spośród wymienionych przy 3 pkt.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Równanie reakcji redukcji: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Równanie reakcji utlenienia: $2\text{Cl}^- + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

Sumaryczne równanie reakcji: $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

Zadanie 8.2. (0-2)

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne uzupełnienie 3 zdań.

1 pkt – poprawne uzupełnienie 2 zdań.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

W probówce **2** ciemnoróżowe zabarwienie przyjęła warstwa dolna (wodna / organiczna), natomiast warstwa górna (organiczna / wodna), pozostała bezbarwna. Sytuacja wyglądała inaczej w probówce **4**, gdzie różowa barwa była widoczna w warstwie górnej (wodnej / organicznej), a dolna (organiczna / wodna) pozostała bezbarwna. Wynika to bezpośrednio z faktu, że gęstość *wody dejonizowanej* jest (większa / mniejsza) od gęstości *chloroformu* oraz (mniejsza / większa) od gęstości *heksanu*.

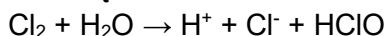
Zadanie 8.3. (0-1)

Zasady oceniania

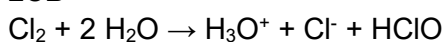
1 pkt – napisanie we właściwej formie równania reakcji.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Rozwiązanie



LUB



Zadanie 8.4. (0-2)

Zasady oceniania

2 pkt – 4 poprawne odpowiedzi.

1 pkt – 3 poprawne odpowiedzi.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów.

Rozwiązanie

FPPP

Zadanie 8.5. (0–2)

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne uzupełnienie schematu i sformułowanie poprawnego wniosku.

1 pkt – poprawne uzupełnienie schematu lub sformułowanie poprawnego wniosku.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

a) $I_2 < Br_2 < Cl_2$

b) Właściwości utleniające (aktywność chemiczna) fluorowców rosną wraz ze zmniejszaniem się numeru okresu (w górę grupy) lub wraz ze zmniejszaniem się promienia atomowego fluorowca. Chlor jest najsilniejszym utleniaczem z badanej trójki, a jod najsłabszym.

Zadanie 9.1. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wykorzystanie stechiometrii obu reakcji i obliczenie liczby moli jonów Cu^{2+} w pobranej porcji roztworu.

1 pkt. – za poprawne przeliczenie ilości miedzi na cały roztwór w kolbie miarowej i obliczenie jej masy, z jednostką oraz wymaganym zaokrągleniem.

0 pkt. – za niespełnienie danego kryterium albo brak odpowiedzi.

Przykłady poprawnej odpowiedzi

Z równania reakcji wynika:

2 mol Cu^{2+} odpowiadają 1 mol I_2 , a 1 mol I_2 reaguje z 2 mol $S_2O_3^{2-}$

Zatem $n(Cu^{2+}) = n(S_2O_3^{2-})$

$$C = \frac{n}{V}$$

$$C = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$$

$$V = 24,1 \text{ cm}^3 = 0,0241 \text{ dm}^3$$

$$n(Cu^{2+}) = 0,0500 \times 0,0241 = 0,001205 \text{ mol}$$

$n(Cu^{2+})$ w całej kolbie miarowej:

$$n(Cu^{2+}) = 0,001205 \cdot \left(\frac{200,0}{20,0}\right) = 0,01205 \text{ mol}$$

czyli masa Cu^{2+} w całej kolbie wynosi:

$$m(Cu^{2+}) = 0,01205 \cdot 63,55 = 0,7657775 \text{ g} \approx 0,7658 \text{ g}$$

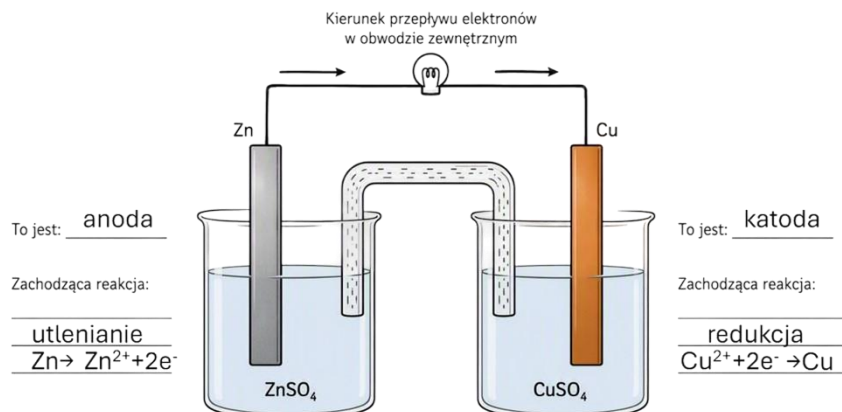
Odpowiedź: W całym roztworze znajdowało się 0,7658 g miedzi.

Zadanie 10.1. (0-3)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne określenie obu rodzajów elektrod.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.
- 1 pkt. – za poprawne określenie zachodzących reakcji na katodzie i anodzie.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.
- 1 pkt. – za poprawne zapisanie reakcji półkowych zachodzących na obu elektrodach.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie



Zadanie 10.2. (0-1)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne obliczenie SEM.
- 0 pkt. – za błędnie obliczoną wartość SEM.

Przykładowe rozwiązanie

$$E^\circ = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$$

$$E^\circ = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

$$E = 1,10 \text{ V} - \frac{8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298,15 \text{ K}}{2 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \ln \frac{0,5 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot 0,062}{0,5 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot 0,062}$$

$$E = 1,10 \text{ V}$$

Zadanie 11.1. (0-1)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne wyjaśnienie dlaczego podczas dodawania roztworu NaCl wartość SEM ogniwa zmienia się.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Dodawanie Cl^- powoduje wytrącanie AgCl , a więc zmniejszanie stężenia Ag^+ w miareczkowanym roztworze. Zmienia się stosunek stężeń jonów Ag^+ w obu półogniwach, co powoduje zmianę SEM.

Zadanie 11.2. (0-3)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne określenie znaku SEM ogniwa przed osiągnięciem punktu równoważnikowego.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.
- 1 pkt. – za poprawne określenie znaku SEM ogniwa w punkcie równoważnikowym.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.
- 1 pkt. – za poprawne określenie znaku SEM ogniwa po przekroczeniu punktu równoważnikowego.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

- przed punktem równoważnikowym: $E > 0$
- w punkcie równoważnikowym: $E = 0$
- po punkcie równoważnikowym: $E < 0$

Zadanie 11.3. (0-2)

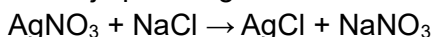
Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne odczytanie z wykresu objętości NaCl odpowiadającej punktowi równoważnikowemu.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną lub brak odpowiedzi.
- 1 pkt. – za poprawne obliczenie ilości AgNO_3 w badanym roztworze.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną lub brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Z wykresu: $V_{PR}(\text{NaCl}) \approx 9,5 \text{ ml} = 0,0095 \text{ dm}^3$

Reakcja przebiega w stosunku molowym 1:1:



W punkcie równoważnikowym:

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{AgNO}_3)$$

$$n(\text{NaCl}) = c \cdot V = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0095 \text{ dm}^3 = 4,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

zatem:

$$n(\text{AgNO}_3) = 4,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

masa molowa AgNO_3 wynosi $\approx 169.88 \text{ g/mol}$

zatem:

$$m = n \cdot M = 4,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 169.88 \text{ g/mol} = 80,7 \text{ mg}$$

Uwaga: Dopuszcza się niewielkie różnice w obliczonej liczbie moli oraz masie AgNO_3 wynikające z dokładności odczytu punktu równoważnikowego z wykresu.

Zadanie 12.1. (0-2)

Zasady oceniania

- 2 pkt. – za poprawne obliczenie współczynnika R_f barwnika A i B.
- 1 pkt. – za poprawne obliczenie współczynnika R_f barwnika A lub B.
- 0 pkt. – za niespełnienie danego kryterium albo brak odpowiedzi.



Przykładowe rozwiązanie

$$R_f = \frac{\text{droga składnika}}{\text{droga czoła rozpuszczalnika}}$$

Dla mieszaniny dichlorometanu i metanolu (1:1):

$$R_f(A) = \frac{3,2 \text{ cm}}{8,0 \text{ cm}} = 0,40$$

$$R_f(B) = \frac{5,6 \text{ cm}}{8,0 \text{ cm}} = 0,70$$

Uwaga: Współczynnik R_f jest bezwymiarowy. Obie drogi mierzy się od linii startu. Odległości 2 cm między linią startu a dolną krawędzią bibuły nie uwzględnia się w obliczeniach. Za każdy barwnik przyznaje się punkt za poprawne obliczenie i wynik bez jednostki, zapisany do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 12.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawną ocenę obu zdań.

0 pkt. – za niespełnienie danego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

PF

Uzasadnienie:

Zdanie 1: We wszystkich układach barwnik B przebył większą drogę niż barwnik A. Droga czoła rozpuszczalnika była jednakowa i wynosiła 8,0 cm, zatem w każdym układzie $R_f(B) > R_f(A)$.

Zdanie 2: Zmiana składu fazy ruchomej zmieniła wartości R_f obu barwników, co wynika z danych:

Faza ruchoma	$R_f A$	$R_f B$
woda : etanol (3 : 7)	0,30	0,35
heksan : toluen (1 : 1)	0,20	0,30
dichlorometan : metanol (1 : 1)	0,40	0,70

Uwaga: Uczeń nie musi zapisywać uzasadnień ani obliczać wszystkich wartości R_f w podpunkcie 12.2.

Zadanie 13.1. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne obliczenie stężeń z każdego miareczkowania.

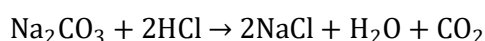
0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt. – za poprawne obliczenie średniego stężenia kwasu solnego.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Reakcja:



Wzór na stężenie molowe HCl

$$c(\text{HCl}) = \frac{2 \cdot m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{HCl})}$$

Miareczkowanie I

$$c_{1(\text{HCl})} = \frac{2 \cdot 0,1513}{106,0 \cdot 0,0272} = 0,1051 \text{ mol/dm}^3$$

Miareczkowanie II

$$c_{2(\text{HCl})} = \frac{2 \cdot 0,1468}{106,0 \cdot 0,0264} = 0,1049 \text{ mol/dm}^3$$

Miareczkowanie III

$$c_{3(\text{HCl})} = \frac{2 \cdot 0,1311}{106,0 \cdot 0,0236} = 0,1048 \text{ mol/dm}^3$$

Średnie stężenie z trzech miareczkowań

$$c_{sr(\text{HCl})} = \frac{0,1051 + 0,1049 + 0,1048}{3} = 0,1049 \text{ mol/dm}^3$$

Odpowiedź: Średnie stężenie molowe kwasu solnego wynosiło 0,1049 mol/dm³.

Zadanie 13.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne obliczenie pH.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

$$c(\text{HCl}) = 0,1049 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [0,1049] = 0,9792 = 0,98$$

Odpowiedź: pH roztworu kwasu solnego wynosiło 0,98.

Zadanie 14.1. (0-3)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne odczytanie z wykresu objętości roztworu NaOH odpowiadającej punktowi równoważnikowemu.

1 pkt. – za poprawne obliczenie liczby moli NaOH w punkcie równoważnikowym i powiązanie jej z liczbą moli kwasu octowego.

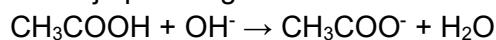
1 pkt. – za poprawne obliczenie początkowego stężenia kwasu octowego.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

$$\text{Z wykresu: } V_{PR}(\text{NaOH}) \approx 19,0 \text{ cm}^3 = 0,0190 \text{ dm}^3$$

Reakcja przebiega w stosunku molowym 1:1:



W punkcie równoważnikowym:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$$

$$n(\text{NaOH}) = c \cdot V = 0,200 \cdot 0,0190 = 3,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



zatem:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 3,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Początkowe stężenie kwasu octowego:

$$c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{n}{V} = \frac{3,80 \cdot 10^{-3}}{0,0400}$$
$$c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,0950 \text{ mol dm}^3$$

Uwaga: Do obliczenia początkowego stężenia kwasu octowego należy przyjąć objętość 40,0 cm³, ponieważ jest to objętość badanego roztworu kwasu pobrana do miareczkowania. Dodanie 20 cm³ wody powoduje rozcieńczenie roztworu, ale nie zmienia liczby moli kwasu octowego.

Zadanie 14.2. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wykorzystanie warunku, że w połowie miareczkowania stężenie kwasu octowego jest równe stężeniu jonów octanowych, i podstawienie go do wyrażenia na K_a .

1 pkt. – za poprawne wykazanie zależności $\text{pH} = \text{p}K_a$.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Dla kwasu octowego:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

W połowie miareczkowania:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

zatem:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Po zlogarytmowaniu obu stron równania:

$$-\log K_a = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

a ponieważ:

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

oraz

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

otrzymujemy:

$$\text{pH} = \text{p}K_a$$

Zadanie 14.3. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wyznaczenie objętości odpowiadającej połowie miareczkowania, odczytanie wartości pH z wykresu i przyjęcie $\text{p}K_a = \text{pH}$.

1 pkt. – za poprawne obliczenie K_a oraz porównanie otrzymanej wartości z wartością tablicową.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Z zadania 14.1:

$$V_{PR}(\text{NaOH}) \approx 19,0 \text{ cm}^3$$

W połowie miareczkowania:

$$V_{\frac{1}{2}PR} = \frac{19,0}{2} = 9,5 \text{ cm}^3$$

Z wykresu dla $V_{\text{NaOH}} = 9,5 \text{ cm}^3$ $\text{pH} \approx 4,76$

Zgodnie z zależnością wykazaną w zadaniu 14.2:

$$\text{pH} = \text{p}K_a$$

zatem:

$$\begin{aligned} \text{p}K_a &\approx 4,76 \\ K_a &= 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-4,76} \\ K_a &\approx 1,74 \cdot 10^{-5} \\ K_a &= 1,75 \cdot 10^{-5} \end{aligned}$$

Wartość tablicowa:

Porównanie: Wyznaczona wartość K_a jest bardzo zbliżona do wartości tablicowej.

Uwaga: Dopuszcza się niewielkie różnice wartości $\text{p}K_a$ i K_a wynikające z dokładności odczytu pH z wykresu.

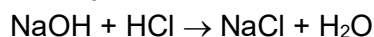
Zadanie 15.1. (0-2)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne napisanie reakcji chemicznej zachodzącej podczas miareczkowania.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.
- 1 pkt. – za poprawne obliczenie zawartości wodorotlenku sodu w kolbie.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Reakcja:



$$c(\text{HCl}) = 0,1000 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{HCl}) = 15,2 \text{ cm}^3 = 0,0152 \text{ dm}^3$$

Ilość moli NaOH w próbce (20 cm^3):

$$n_{\text{HCl}} = 0,1000 \cdot 0,0152 = 0,00152 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,00152 \text{ mol}$$

Ilość NaOH w kolbie (200 cm^3):

$$n_{w \text{ kolbie}} = 0,00152 \cdot \frac{200}{20} = 0,0152 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 0,0152 \cdot 40,00 = 0,6080 \text{ g}$$

Odpowiedź: Masa wodorotlenku sodu w kolbie miarowej wynosiła 0,6080 g.

Zadanie 16.1. (0-2)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne napisanie reakcji chemicznej zachodzącej podczas miareczkowania.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.
- 1 pkt. – za poprawne obliczenie zawartości amoniaku w kolbie.
- 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.



Przykładowe rozwiązanie

Reakcja zachodząca podczas miareczkowania:



$$c(\text{HCl}) = 0,1000 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{HCl}) = 15,7 \text{ cm}^3 = 0,0157 \text{ dm}^3$$

Ilość moli amoniaku w próbce (20,0 cm³):

$$n_{\text{HCl}} = 0,1000 \cdot 0,0146 = 0,00146 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 0,00146 \text{ mol}$$

Ilość amoniaku w kolbie (200 cm³):

$$n_{w \text{ kolbie}} = 0,00146 \cdot \frac{200}{20} = 0,0146 \text{ mol}$$

$$m_{w \text{ kolbie}} = 0,0146 \cdot 17,03 = 0,2486 \text{ g}$$

Odpowiedź: Masa amoniaku w kolbie miarowej wynosiła 0,2486 g.

Zadanie 16.2. (0-2)

Zasady oceniania

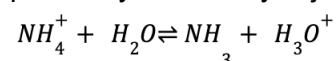
2 pkt. – za poprawne odczytanie przybliżonej wartości pH z krzywej miareczkowania oraz napisanie równania reakcji w formie jonowej skróconej.

1 pkt. – za poprawne odczytanie przybliżonej wartości pH z krzywej miareczkowania lub napisanie równania reakcji w formie jonowej skróconej.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

pH odczytane z krzywej wynosi około 5,3.



Zadanie 17.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wyjaśnienie dlaczego podczas miareczkowania wartość pH roztworu zmienia się po dodaniu kolejnych porcji roztworu NaOH.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Dodawany NaOH reaguje z jonami H⁺ obecnymi w roztworze, powodując zmianę ich stężenia, a tym samym zmianę pH.

Zadanie 17.2. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wskazanie krzywej miareczkowania.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt. – za poprawne uzasadnienie odpowiedzi.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Krzywa miareczkowania A, ponieważ punkt równoważnikowy występuje przy pH = 7. Jest to cecha miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą.

Zadanie 17.3. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne określenie zależności pomiędzy stężeniem słabego kwasu a stężeniem jego sprzężonej zasady w momencie miareczkowania.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

$$C_{\text{kwasu}} = C_{\text{sprężonej zasady}} \\ \text{LUB}$$

$$[HA] = [A^-]$$

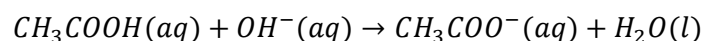
Zadanie 17.4. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne zapisanie reakcji zachodzącej podczas miareczkowania kwasu octowego roztworem NaOH w formie jonowej skróconej.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie



Zadanie 18.1. (0-2)

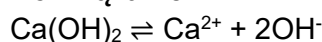
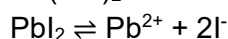
Zasady oceniania

2 pkt – napisanie we właściwej formie równania obu reakcji.

1 pkt – napisanie we właściwej formie równania reakcji tylko jednego z powyższych.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Rozwiązanie



Zadanie 18.2. (0–3)

Zasady oceniania

3 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń z wymaganą dokładnością:

- rozpuszczalności molowej PbI_2 w wodzie dejonizowanej
- rozpuszczalności molowej PbI_2 w roztworze KI
- poprawne obliczenie, w jakim stopniu zmniejsza się rozpuszczalność PbI_2 pod wpływem wspólnego jonu z osadem

2 pkt. – poprawne wykonanie wszystkich obliczeń spośród wymienionych przy 3 pkt., ale popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego **LUB** poprawne wykonanie tylko dwóch obliczeń spośród wymienionych przy 3 pkt.

1 pkt. – poprawne wykonanie tylko dwóch obliczeń spośród wymienionych przy 3 pkt., ale popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego **LUB** poprawne wykonanie tylko jednego z obliczeń spośród wymienionych przy 3 pkt.

0 pkt – rozwiązanie błędne lub brak rozwiązania.



Przykładowe rozwiązanie

a) Obliczanie rozpuszczalności molowej S dla PbI_2 w wodzie dejonizowanej:

$$K_s = 9,8 \cdot 10^{-9}$$

$$K_s = [Pb^{2+}][I^-]^2$$

$$K_s = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{9,8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

b) Obliczanie rozpuszczalności molowej S dla PbI_2 w 0,1-molowym roztworze KI:

$$C_{KI} = [I^-] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$K_s = [Pb^{2+}][I^-]^2$$

$$K_s = [Pb^{2+}] \cdot 0,1^2$$

$$S = [Pb^{2+}] = \frac{K_s}{0,1^2} = \frac{9,8 \cdot 10^{-9}}{0,01} = 9,8 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$S_{w H_2O} > S_{w KI}$$

$$\frac{S_{w H_2O}}{S_{w KI}} = \frac{1,35 \cdot 10^{-3}}{9,8 \cdot 10^{-7}} = 1380 \text{ razy większa}$$

Zadanie 18.3. (0-2)

Zasady oceniania

2 pkt – 4 poprawne odpowiedzi.

1 pkt – 3 poprawne odpowiedzi.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów.

Rozwiązanie

F F P P

Zadanie 19.1. (0-3)

Zasady oceniania

3 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń:

- pH, przy którym nastąpi całkowite wytrącenie siarczków PbS , CdS oraz ZnS
- pH, przy którym zacznie się wytrącanie ZnS
- sprawdzenia nie wytrącalności ZnS przy $pH=0,5$

2 pkt. – poprawne wykonanie wszystkich obliczeń spośród wymienionych przy 3 pkt., ale popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego *LUB* poprawne wykonanie tylko dwóch obliczeń spośród wymienionych przy 3 pkt.

1 pkt. – poprawne wykonanie tylko dwóch obliczeń spośród wymienionych przy 3 pkt., ale popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego *LUB* poprawne wykonanie tylko jednego z obliczeń spośród wymienionych przy 3 pkt.

0 pkt – rozwiązanie błędne lub brak rozwiązania.

Przykładowe rozwiązanie

a) Obliczanie pH, przy którym nastąpi całkowite wytrącenie siarczków PbS, CdS oraz ZnS:

ZnS:

$$[M^{2+}] = [Pb^{2+}] = [Cd^{2+}] = [Zn^{2+}] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_{a1} = 8,91 \cdot 10^{-8} \quad K_{a2} = 1 \cdot 10^{-19}$$

$$[H_2S] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$K_{s(PbS)} = 3,4 \cdot 10^{-32} \quad K_{s(CdS)} = 9,9 \cdot 10^{-32} \quad K_{s(ZnS)} = 3,0 \cdot 10^{-27}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{[M^{2+}]K_{a1}K_{a2}[H_2S]}{K_s}}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{[Pb^{2+}]K_{a1}K_{a2}[H_2S]}{K_{s(PbS)}}} = \sqrt{\frac{10^{-5} \cdot 8,91 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-19} \cdot 0,1}{3,4 \cdot 10^{-32}}} = 0,512 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log 0,512 = 0,29 \text{ (całkowite wytrącenie PbS)}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{[Cd^{2+}]K_{a1}K_{a2}[H_2S]}{K_{s(CdS)}}} = \sqrt{\frac{10^{-5} \cdot 8,91 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-19} \cdot 0,1}{9,9 \cdot 10^{-32}}} = 0,300 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log 0,300 = 0,50 \text{ (całkowite wytrącenie CdS)}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{[Zn^{2+}]K_{a1}K_{a2}[H_2S]}{K_{s(ZnS)}}} = \sqrt{\frac{10^{-5} \cdot 8,91 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-19} \cdot 0,1}{3,0 \cdot 10^{-27}}} = 1,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log 1,72 \cdot 10^{-3} = 2,76 \text{ (całkowite wytrącenie ZnS)}$$

b) Obliczanie pH, przy którym zacznie się wytrącanie ZnS:

$$[M^{2+}] = [Zn^{2+}] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$K_{a1} = 8,91 \cdot 10^{-8} \quad K_{a2} = 1 \cdot 10^{-19}$$

$$[H_2S] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$K_{s(ZnS)} = 3,0 \cdot 10^{-27}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{[M^{2+}]K_{a1}K_{a2}[H_2S]}{K_s}}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{[\text{Zn}^{2+}]K_{a1}K_{a2}[\text{H}_2\text{S}]}{K_{s(\text{ZnS})}}} = \sqrt{\frac{0,1 \cdot 8,91 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-19} \cdot 0,1}{3,0 \cdot 10^{-27}}} = 0,172 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log 0,172 = 0,76 \text{ (zaczyna wytrącać się ZnS)}$$

c) Sprawdzenie, czy rzeczywiście przy $\text{pH}=0,5$ nie wtrąci się siarczek cynku ZnS :

$$Q = [\text{Zn}^{2+}][\text{S}^{2-}]$$

$$[\text{M}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$K_{a1} = 8,91 \cdot 10^{-8} \quad K_{a2} = 1 \cdot 10^{-19}$$

$$[\text{H}_2\text{S}] = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,3 \text{ mol/dm}^3 \text{ (pH} = 0,5\text{)}$$

$$K_{s(\text{ZnS})} = 3,0 \cdot 10^{-27}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{[\text{M}^{2+}]K_{a1}K_{a2}[\text{H}_2\text{S}]}{Q}}$$

$$Q = \frac{[\text{M}^{2+}]K_{a1}K_{a2}[\text{H}_2\text{S}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2} = \frac{0,1 \cdot 8,91 \cdot 10^{-8} \cdot 10^{-19} \cdot 0,1}{0,3^2} = 9,9 \cdot 10^{-28} < 3,0 \cdot 10^{-27}$$

$Q < K_{s(\text{ZnS})}$ osad ZnS się nie wytrąci przy $\text{pH} = 0,50$, kiedy wytrącają się PbS oraz CdS

Zadanie 19.2. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt – podanie właściwej kolejności wytrąconych siarczków metali za pomocą ich wzorów sumarycznych.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. PbS 2. CdS 3. ZnS

Zadanie 19.3. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt – napisanie właściwego wniosku.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

W przypadku siarczków typu MS , a więc jak w przypadku PbS , CdS , ZnS wystarczy porównać ich iloczyny rozpuszczalności, aby przewidzieć kolejność ich wytrącania. Im niższa jest wartość iloczynu rozpuszczalności danego siarczku MS , tym wcześniej się on wytrąca, czyli w bardziej kwasowym środowisku, przy niższym pH .

Zadanie 20.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wyjaśnienie dlaczego podczas wyznaczania przewodnictwa właściwego soli trudno rozpuszczalnej należy uwzględnić przewodnictwo właściwe wody.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Ponieważ stężenie jonów pochodzących z soli trudno rozpuszczalnej jest niewielkie, przewodnictwo wody ma porównywalną wartość do przewodnictwa roztworu soli i nie może zostać pominięte.

Zadanie 20.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne uzasadnienie zapisu iloczynu rozpuszczalności.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Z równania dysocjacji wynika, że z 1 mola chlorku srebra powstaje 1 mol jonów Ag^+ i 1 mol jonów Cl^- .

Jeżeli rozpuszczalność molowa soli wynosi s , to:

$$[Ag^+] = s$$

oraz

$$[Cl^-] = s$$

Korzystając z definicji iloczynu rozpuszczalności:

$$K_s = [Ag^+][Cl^-]$$

otrzymujemy:

$$K_s = s \cdot s$$

$$K_s = s^2$$

Zadanie 20.3. (0-4)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne ocenienie każdego ze zdań.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

P P P F

Zadanie 21.1. (0-2)

Zasady oceniania

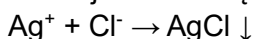
1 pkt. – za poprawne obliczenie liczby moli jonów chlorkowych w pobranej porcji roztworu z wykorzystaniem stosunku molowego $Ag^+ : Cl^- = 1 : 1$.

1 pkt. – za poprawne przeliczenie ilości jonów chlorkowych na cały roztwór w kolbie miarowej i obliczenie ich masy, z jednostką oraz wymaganym zaokrągleniem.

0 pkt. – za niespełnienie danego kryterium albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Reakcja zachodząca podczas miareczkowania:





$$C = \frac{n}{V}$$

$$C = 0,0500 \text{ mol/dm}^3$$

$$V = 15,7 \text{ cm}^3 = 0,0157 \text{ dm}^3$$

$$n(\text{Cl}^-) = n(\text{Ag}^+) = 0,0500 \cdot 0,0157 = 0,000785 \text{ mol}$$

$n(\text{Cl}^-)$ w całej kolbie:

$$n(\text{Cl}^-) = 0,000785 \cdot \left(\frac{200,0}{20,0}\right) = 0,00785 \text{ mol}$$

czyli masa Cl⁻ w całej kolbie wynosi:

$$m(\text{Cl}^-) = 0,00785 \cdot 35,45 = 0,2782825 \text{ g} \approx 0,2783 \text{ g}$$

Odpowiedź: W całym roztworze znajdowało się **0,2783 g** jonów chlorkowych.

Uwaga: Dodanie wody do kolby stożkowej nie zmienia liczby moli oznaczanej substancji.

Zadanie 21.2. (0-1)

Zasady oceniania

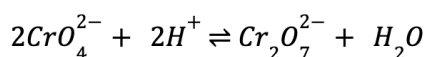
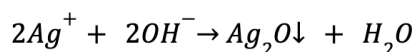
1 pkt. – za poprawne wyjaśnienie wpływu środowiska kwaśnego na wskaźnik chromianowy oraz silnie zasadowego na jony Ag⁺ i powiązanie tych zjawisk z zakłóceniem oznaczenia.

0 pkt. – za odpowiedź błędną, niepełną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Miareczkowanie prowadzi się w środowisku zbliżonym do obojętnego, aby uniknąć reakcji zakłócających wyznaczenie punktu końcowego. W środowisku kwaśnym jony CrO₄²⁻ ulegają protonowaniu i mogą przechodzić w jony Cr₂O₇²⁻. Zmniejszenie stężenia CrO₄²⁻ utrudnia wytrącenie chromianu(VI) srebra, którego pojawienie się sygnalizuje punkt końcowy. W środowisku silnie zasadowym może wytrącać się tlenek srebra(I), co powoduje dodatkowe zużycie jonów Ag⁺.

Przemiany można przedstawić równaniami:



Uwaga: Zapis równań nie jest wymagany. Nie wystarcza samo stwierdzenie, że „pH wpływa na wynik”, bez wskazania przyczyny chemicznej.

Zadanie 22.1. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne obliczenie masy obu soli fosforanowych w próbce.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt. – za poprawne obliczenie procentowej zawartości soli fosforanowych w próbce.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

**Przykładowe rozwiązanie**

$$C(\text{HCl}) = 0,1000 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(\text{HCl}) = 3,5 \text{ cm}^3 = 0,0035 \text{ dm}^3$$

$$V_2(\text{HCl}) = 13,6 \text{ cm}^3 = 0,0136 \text{ dm}^3$$

Obliczenie liczby moli soli dla I punktu miareczkowania:

$$n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = c \cdot V_1$$

$$n_1 = 0,1000 \cdot 0,0035 = 0,00035 \text{ mol}$$

Obliczenie liczby moli soli dla II punktu miareczkowania:

$$2n(\text{Na}_3\text{PO}_4) + n(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = c \cdot V_2$$

$$2 \cdot 0,00035 + n_2 = 0,1000 \cdot 0,0136$$

$$n_2 = 0,00066 \text{ mol}$$

Masy soli fosforanowych w próbce:

$$m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,00035 \cdot 163,94 = 0,0574 \text{ g}$$

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0,00066 \cdot 141,96 = 0,0937 \text{ g}$$

$$m_{\text{całkowita}} = 0,1511 \text{ g}$$

Skład procentowy:

$$\% \text{Na}_3\text{PO}_4 = \frac{0,0574}{0,1511} \cdot 100 = 38,0\%$$

$$\% \text{Na}_2\text{HPO}_4 = \frac{0,0937}{0,1511} \cdot 100 = 62,0\%$$

Odpowiedź: W mieszaninie było 38,0% Na_3PO_4 oraz 62,0% Na_2HPO_4 .

Uwaga: Dodanie wody do kolby stożkowej nie zmienia liczby moli oznaczanej substancji.

Zadanie 22.2. (0-2)**Zasady oceniania**

1 pkt. – za poprawne wyznaczenie stosunku objętości kolby do pipety miarowej.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt. – za poprawne obliczenie zawartości soli fosforanowych w kolbie.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Przeliczenie stosunku objętości kolby do pipety: $\frac{200}{20} = 10$

Obliczenie zawartości soli w kolbie:

$$m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,0574 \cdot 10 = 0,5740 \text{ g}$$

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0,0937 \cdot 10 = 0,9370 \text{ g}$$

Odpowiedź: W kolbie miarowej było 0,5740 g Na_3PO_4 oraz 0,9370 g Na_2HPO_4 .

Zadanie 23.1. (0-3)**Zasady oceniania**

1 pkt. – za poprawne napisanie równania reakcji hydrolizy anionu fosforanowego(V).

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt. – za poprawne napisanie dwóch równań reakcji (hydrolizy i dysocjacji) anionu wodorofosforanowego(V).



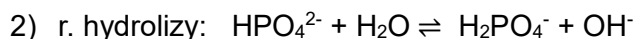
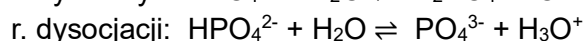
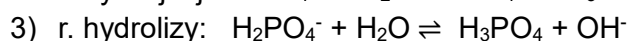
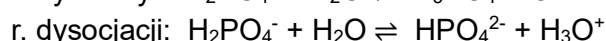
- 0 pkt. – za jedną reakcję jonu wodorofosforanowego(V), odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.
 1 pkt. – za poprawne napisanie dwóch równań reakcji (hydrolizy i dysocjacji) anionu diwodorofosforanowego(V).
 0 pkt. – za jedną reakcję jonu diwodorofosforanowego(V), odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Anion fosforanowy(V) jest tylko zasadą Brønsteda, więc ulega tylko reakcji hydrolizy



Aniony wodorofosforanowy(V) i diwodorofosforanowy(V) są drobinami amfiprotycznymi, zatem ulegają w wodzie reakcji hydrolizy i dysocjacji



Uwaga: w zapisie równań reakcji nie jest konieczny zapis strzałek w dwie strony.

Zadanie 23.2 (0-2)

Zasady oceniania

- 2 pkt. – za poprawne napisanie 4 sprzężonych par kwas – zasada Brønsteda.
 1 pkt. – za poprawne napisanie 3 sprzężonych par kwas – zasada Brønsteda.
 0 pkt. – za poprawne napisanie 2 lub 1 sprzężonych par kwas – zasada Brønsteda.

Rozwiązanie

	kwas Brønsteda	zasada Brønsteda
1	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}
2	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}
4	H_2O	OH^-
3	H_3O^+	H_2O

Zadanie 23.3. (0-2)

Zasady oceniania

- 2 pkt. – za porównanie stałych równowagi reakcji dysocjacji i hydrolizy anionu diwodorofosforanowego(V).
 1 pkt. – za stwierdzenie faktu, że reakcja dysocjacji zachodzi z większą wydajnością niż reakcja hydrolizy anionu diwodorofosforanowego(V), bez wyznaczenia ich wartości.
 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Anion diwodorofosforanowy(V) w wodzie jest substancją amfiprotyczną i ulega dwóm reakcjom dysocjacji i hydrolizy:

r. hydrolizy: $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ którą opisuje stała hydrolizy, czyli zasadowa stała

$$\text{dysocjacji anionu: } K_h = K_{b1} = \frac{K_w}{K_{a1}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{6,92 \times 10^{-3}} = 1,45 \times 10^{-12}$$

r. dysocjacji: $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_{a_2} = 6,17 \times 10^{-8}$

$K_h \ll K_{a_2}$, zatem wydajność procesu dysocjacji jest większa niż reakcji hydrolizy anionu diwodorofosforanowego(V).

Zadanie 23.4. (0-2)

Zasady oceniania

2 pkt. – za poprawne zapisanie dwóch równań reakcji otrzymywania fosforanu(V) kobaltu(II) w formie jonowej skróconej.

1 pkt. – za poprawne zapisanie jednego równania reakcji otrzymywania fosforanu(V) kobaltu(II) w formie jonowej skróconej.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

- 1) $2 \text{PO}_4^{3-} + 3 \text{Co}^{3+} \rightarrow \text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$
- 2) $2 \text{HPO}_4^{2-} + 3 \text{Co}^{3+} \rightarrow \text{Co}_3(\text{PO}_4)_2 + 2 \text{H}^+ \quad \text{LUB}$
 $2 \text{HPO}_4^{2-} + 3 \text{Co}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}_3(\text{PO}_4)_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+$

Zadanie 23.5. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawną odpowiedź.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Odpowiedź: Na wytrącenie osadów soli słabych kwasów istotny wpływ na obecność w roztworze jonów H^+ (czyli niskie pH roztworu). Ich obecność zmniejsza stężenie jonów fosforanowych(V) w roztworze i iloczyn ze stężeń jonów jest mniejszy od K_s soli.

Zadanie 24.1. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne obliczenie masy obu soli węglanowych w próbce.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt. – za poprawne obliczenie procentowej zawartości soli węglanowych w próbce.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

$$C(\text{HCl}) = 0,1000 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(\text{HCl}) = 6,5 \text{ cm}^3 = 0,0065 \text{ dm}^3$$

$$V_2(\text{HCl}) = 17,0 \text{ cm}^3 = 0,0170 \text{ dm}^3$$

Obliczenie liczby moli soli dla I punktu równoważnikowego:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c \times V_1$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1000 \text{ mol/dm}^3 \times 0,0065 \text{ dm}^3 = 0,00065 \text{ mol}$$

Obliczenie liczby moli soli dla II punktu równoważnikowego:

$$2n(\text{Na}_2\text{CO}_3) + n(\text{NaHCO}_3) = 0,1000 \text{ mol/dm}^3 \times 0,0170 \text{ dm}^3 = 0,0013 \text{ mol} + n(\text{NaHCO}_3) = 0,00170 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaHCO}_3) = 0,00040 \text{ mol}$$



Masy soli węglanowych w próbce:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,00065 \text{ mol} \times 106,0 \text{ g/mol} = 0,0689 \text{ g}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 0,00040 \text{ mol} \times 84,01 \text{ g/mol} = 0,0336 \text{ g}$$

$$m_{\text{całkowita}} = 0,1025 \text{ g}$$

Skład procentowy mieszaniny:

$$\% \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{0,0689 \text{ g}}{0,1025 \text{ g}} \cdot 100\% = 67,2\%$$

$$\% \text{NaHCO}_3 = \frac{0,0336 \text{ g}}{0,1025 \text{ g}} \cdot 100\% = 32,8\%$$

Odpowiedź: W mieszaninie było 67,2% Na_2CO_3 oraz 32,8% NaHCO_3 .

Zadanie 24.2. (0-1)

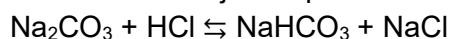
Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne napisanie reakcji dla obu punktów równoważnikowych.

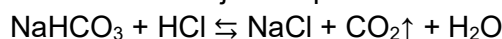
0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Równanie reakcji dla I punktu równoważnikowego:



Równanie reakcji dla II punktu równoważnikowego:



Uwaga: w zapisie równań reakcji nie jest konieczny zapis strzałek w dwie strony.

Zadanie 25.1. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne określenie nazwy procesu zachodzącego w doświadczeniu 1 oraz uzasadnienie odpowiedzi.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt. – za poprawne określenie nazwy procesu zachodzącego w doświadczeniu 2 oraz uzasadnienie odpowiedzi.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

- Doświadczenie I – proces egzotermiczny, ponieważ temperatura roztworu wzrosła.
- Doświadczenie II – proces endotermiczny, ponieważ temperatura roztworu obniżyła się.

Podczas rozpuszczania kwasu siarkowego(VI) wydzielą się energia w postaci ciepła. Energia wydzielana podczas hydratacji jonów jest większa od energii potrzebnej do rozerwania oddziaływań w kwasie, dlatego temperatura roztworu wzrasta.

Rozpuszczanie tiosiarczanu sodu wymaga pobrania energii z otoczenia. Ciepło jest pobierane z wody i kalorymetru, dlatego temperatura roztworu maleje.

Zadanie 25.2. (0-3)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne określenie zmian temperatury zachodzących w doświadczeniu 1 oraz doświadczeniu 2.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt – za poprawne określenie kierunku przepływu ciepła w doświadczeniu 1 oraz doświadczeniu 2.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

1 pkt. – za poprawne określenie znaku efektu cieplnego procesu w doświadczeniu 1 oraz doświadczeniu 2.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Proces	Zmiana temperatury	Kierunek przepływu ciepła	Znak efektu cieplnego procesu
DOŚWIADCZENIE 1 Rozpuszczanie H_2SO_4	wzrost	z układu do otoczenia	ujemny ($\Delta H < 0$)
DOŚWIADCZENIE 2 Rozpuszczanie $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	spadek	z otoczenia do układu	dodatni ($\Delta H > 0$)

Zadanie 26.1. (0-1)

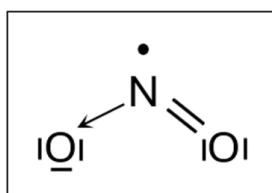
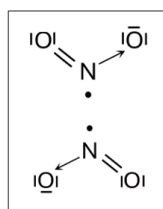
Zasady oceniania

1 pkt – napisanie poprawnego wyjaśnienia.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Tlenek azotu(IV) jest rodnikiem, ponieważ posiada na atomie azotu jeden niesparowany elektron. Obecność niesparowanego elektronu determinuje jego wysoką reaktywność - chęć połączenia się z drugim, takim samym swoim rodnikiem, aby utworzyć drobinę o wszystkich sparowanych elektronach walencyjnych, czyli cząsteczkę N_2O_4 , która już nie jest rodnikiem.



Zadanie 26.2. (0-1)

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne uzupełnienie 3 zdań.

1 pkt – poprawne uzupełnienie 2 zdań.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów lub brak odpowiedzi.



Rozwiązanie

Proces dimeryzacji (bezbarnego / **brunatnego**) tlenku azotu(IV), jest procesem (**egzoenergetycznym** / endoenergetycznym), a proces rozpadu (**bezbarnego** / brunatnego) dimeru tlenku azotu(IV) jest procesem (egzoenergetycznym / **endoenergetycznym**). Wraz ze wzrostem temperatury stała równowagi reakcji biegnącej zgodnie z równaniem: $N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$ (**wzrasta** / maleje / nie zmienia się). Największe stężenie drobin będących rodnikami zawierała kolbka (**na początku** / w trakcie / na końcu) przeprowadzonego eksperymentu.

Zadanie 27.1. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne określenie, że reakcja jodowania acetonu zachodziła szybciej w temperaturze 40°C.

1 pkt. – za poprawne uzasadnienie odpowiedzi na podstawie wyników doświadczenia.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Reakcja jodowania acetonu zachodziła szybciej w temperaturze 40°C.

W tej temperaturze w tych samych momentach prowadzenia reakcji do miareczkowania pozostałego jodu zużywano mniejsze objętości roztworu tiosiarczanu sodu niż w temperaturze 25°C. Oznacza to, że w mieszaninie pozostawało mniej jodu, a więc większa jego ilość uległa reakcji.

Na przykład po 60 minutach zużyto 5,9 cm³ roztworu Na₂S₂O₃ dla reakcji prowadzonej w 40°C, natomiast 10,5 cm³ dla reakcji prowadzonej w 25°C.

Zadanie 27.2. (0-2)

Zasady oceniania

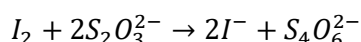
1 pkt. – za poprawne obliczenie liczby moli jodu w obu próbkach pobranych po 30 minutach prowadzenia reakcji.

1 pkt. – za poprawne porównanie szybkości reakcji na podstawie otrzymanych wyników.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Z równania reakcji:



wynika, że:

$$n(I_2) = \frac{1}{2}n(S_2O_3^{2-})$$

Temperatura 25°C:

$$n(S_2O_3^{2-}) = c \cdot V$$

$$n(S_2O_3^{2-}) = 0,020 \cdot 12,3 \cdot 10^{-3} = 2,46 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(I_2) = 1,23 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Temperatura 40°C:

$$n(S_2O_3^{2-}) = 0,020 \cdot 10,5 \cdot 10^{-3} = 2,10 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(I_2) = 1,05 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Po 30 minutach w próbce pobranej z mieszaniny prowadzonej w temperaturze 40°C pozostało mniej jodu niż w próbce z mieszaniny prowadzonej w temperaturze 25°C. Oznacza to, że w tym samym czasie większa ilość jodu uległa reakcji, dlatego reakcja zachodziła szybciej w temperaturze 40°C.

Zadanie 27.3. (0-2)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawną ocenę pierwszego zdania.
 1 pkt. – za poprawną ocenę drugiego zdania.
 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

FP

Zadanie 28.1. (0-2)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne powiązanie zmniejszenia absorbancji ze zmniejszeniem stężenia niebieskiej formy monoanionowej błękitu bromofenolowego.
 1 pkt. – za poprawne wyjaśnienie, na podstawie prawa Lamberta-Beera, że zmniejszenie stężenia substancji absorbującej promieniowanie powoduje zmniejszenie absorbancji.
 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

W środowisku silnie zasadowym niebieska forma monoanionowa błękitu bromofenolowego przekształca się w bezbarwną formę trianionową. W czasie przebiegu reakcji stężenie niebieskiej formy monoanionowej maleje.

Zgodnie z prawem Lamberta-Beera:

$$A = \varepsilon \cdot c \cdot l$$

absorbancja jest proporcjonalna do stężenia substancji absorbującej promieniowanie. Dlatego zmniejszenie stężenia niebieskiej formy błękitu bromofenolowego powoduje zmniejszenie absorbancji roztworu mierzonej przy 592 nm.

Zadanie 28.2. (0-2)

Zasady oceniania

- 1 pkt. – za poprawne odczytanie z wykresu wartości absorbancji dla $t=0$ min i $t=4$ min oraz obliczenie średniej szybkości zmiany absorbancji dla trzech badanych mieszanin.
 1 pkt. – za poprawne porównanie otrzymanych wartości i sformułowanie wniosku dotyczącego wpływu stężenia NaOH na szybkość reakcji.
 0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Średnią szybkość zmiany absorbancji obliczamy ze wzoru:

$$v_A = \frac{|\Delta A|}{\Delta t} = \frac{|A_{4min} - A_0|}{4 \text{ min}}$$

Z wykresu odczytujemy w przybliżeniu:

$c_{\text{NaOH}} [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}]$	Odczytane z wykresu		Wartość obliczona:
	A_0	A_{4min}	$v_A [\text{min}^{-1}]$
1,0	0,94	0,84	0,025
1,5	0,87	0,68	0,048
2,0	0,76	0,34	0,105



Przykładowe obliczenie dla $c_{\text{NaOH}} = 2,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$:

$$v_A = \frac{|\Delta A|}{\Delta t} = \frac{|A_{4\text{min}} - A_0|}{4 \text{ min}}$$

Odpowiedź: Wraz ze wzrostem stężenia NaOH zwiększa się średnia szybkość zmiany absorbancji, co wskazuje, że zwiększenie stężenia NaOH powoduje zwiększenie szybkości badanej reakcji. Jest to zgodne również z podanymi w arkuszu wartościami k_{exp} , które rosną wraz ze stężeniem NaOH.

Uwaga: Dopuszcza się niewielkie różnice wartości wynikające z dokładności odczytu danych z wykresu.

Zadanie 28.3. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wyjaśnienie wpływu wzrostu stężenia jonów OH^- na szybkość reakcji z wykorzystaniem teorii zderzeń.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Wzrost stężenia jonów OH^- powoduje, że w jednostce objętości znajduje się więcej tych jonów. Zwiększa to częstość zderzeń cząstek reagentów, a tym samym liczbę zderzeń efektywnych w jednostce czasu, co prowadzi do zwiększenia szybkości reakcji.

Zadanie 29.1. (0-3)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne opisanie osi wykresu, dobór skali i naniesienie punktów pomiarowych.

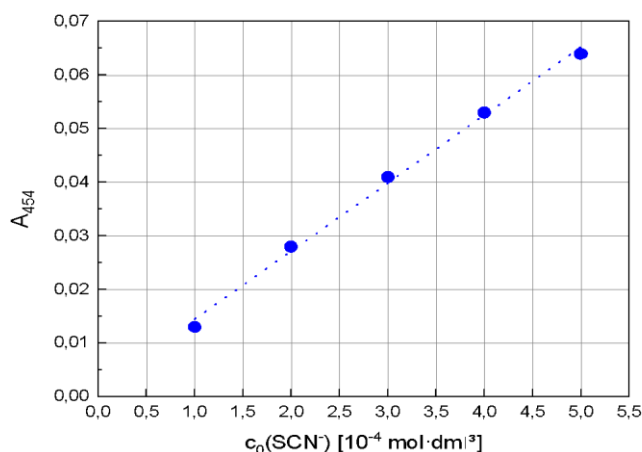
1 pkt. – za narysowanie prostej najlepszego dopasowania do punktów pomiarowych.

1 pkt. – za poprawną ocenę zależności między absorbancją a początkowym stężeniem jonów SCN^- oraz uzasadnienie odpowiedzi.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Przykładowy poprawnie wykonany wykres:



Punkty pomiarowe układają się w przybliżeniu wzdłuż linii prostej, dlatego można stwierdzić, że w badanym zakresie istnieje w przybliżeniu liniowa zależność absorbancji A_{454} od początkowego stężenia jonów SCN^- . Wraz ze wzrostem $c_0(\text{SCN}^-)$ absorbancja rośnie.

Zadanie 29.2. (0-2)

Zasady oceniania

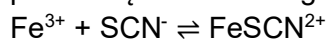
1 pkt. – za poprawne określenie, że wzrost początkowego stężenia jonów SCN^- powoduje przesunięcie równowagi reakcji w prawo, w kierunku tworzenia kompleksu FeSCN^{2+} .

1 pkt. – za poprawne powiązanie wzrostu stężenia kompleksu FeSCN^{2+} ze wzrostem absorbancji roztworu przy 454 nm.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Zwiększenie początkowego stężenia jonów SCN^- powoduje, zgodnie z regułą Le Chateliera–Brauna, przesunięcie równowagi reakcji:



w prawo, w kierunku tworzenia kompleksu FeSCN^{2+} . W wyniku tego wzrasta stężenie czerwonego kompleksu FeSCN^{2+} , a tym samym zwiększa się absorbancja roztworu przy długości fali 454 nm.

Zadanie 29.3. (0-4)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne obliczenie równowagowego stężenia kompleksu FeSCN^{2+} z prawa Lamberta-Beera.

1 pkt. – za poprawne obliczenie równowagowych stężeń jonów Fe^{3+} i SCN^- .

1 pkt. – za poprawne zapisanie wyrażenia na stałą równowagi K_c .

1 pkt. – za poprawne obliczenie wartości K_c .

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Dla próbówki 3:

a) Obliczenie równowagowego stężenia FeSCN^{2+}

Z prawa Lamberta-Beera: $A = \varepsilon \cdot c \cdot l$

$$[\text{FeSCN}^{2+}]_{eq} = \frac{A}{\varepsilon l} = \frac{0,041}{4,70 \cdot 10^3 \cdot 1} = 8,72 \cdot 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3}$$

b) Obliczenie równowagowych stężeń Fe^{3+} i SCN^-

Ze stechiometrii reakcji $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons \text{FeSCN}^{2+}$:

$$[\text{Fe}^{3+}]_{eq} = 1,00 \cdot 10^{-3} - 8,72 \cdot 10^{-6} = 9,91 \cdot 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{SCN}^-]_{eq} = 3,00 \cdot 10^{-4} - 8,72 \cdot 10^{-6} = 2,91 \cdot 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

c) Obliczenie stałej równowagi:

$$K_c = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]}$$

$$K_c = \frac{8,72 \cdot 10^{-6}}{(9,91 \cdot 10^{-4})(2,91 \cdot 10^{-4})} = 30,2 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$



Zadanie 30.1. (0-2)

Zasady oceniania

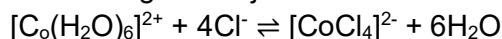
1 pkt. – za poprawne określenie kierunku przesunięcia równowagi po dodaniu HCl oraz poprawne uzasadnienie.

1 pkt. – za poprawne określenie kierunku przesunięcia równowagi po dodaniu wody oraz poprawne uzasadnienie.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Równowaga reakcji:



Po dodaniu HCl: równowaga przesuwa się w prawo, w kierunku powstawania niebieskiego kompleksu $[\text{CoCl}_4]^{2-}$. Dodanie HCl powoduje wzrost stężenia jonów Cl^- , dlatego zgodnie z regułą przekory układ przeciwdziała tej zmianie, zużywając jony chlorkowe. Obserwuje się zmianę barwy z różowej na niebieską.

Po dodaniu wody: równowaga przesuwa się w lewo, w kierunku powstawania różowego kompleksu $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Dodanie wody powoduje rozcieńczenie roztworu, a więc zmniejszenie stężenia jonów Cl^- , co sprzyja przesunięciu równowagi w lewo. Obserwuje się zmianę barwy z niebieskiej na różową.

Zadanie 30.2. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne określenie kierunku przesunięcia równowagi po obniżeniu temperatury oraz uzasadnienie odpowiedzi na podstawie obserwowanej barwy roztworu.

1 pkt. – za poprawne określenie kierunku przesunięcia równowagi po podwyższeniu temperatury oraz uzasadnienie odpowiedzi na podstawie obserwowanej barwy roztworu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Po obniżeniu temperatury do około 4°C równowaga przesuwa się w lewo, w kierunku tworzenia kompleksu $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Świadczy o tym różowa barwa roztworu, charakterystyczna dla tego kompleksu.

Po podwyższeniu temperatury powyżej 60 °C równowaga przesuwa się w prawo, w kierunku tworzenia kompleksu $[\text{CoCl}_4]^{2-}$. Świadczy o tym niebieska barwa roztworu, charakterystyczna dla tego kompleksu.

Zadanie 30.3. (0-2)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne określenie, że reakcja tworzenia kompleksu $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ jest endotermiczna.

1 pkt. – za poprawne uzasadnienie odpowiedzi na podstawie wyników doświadczenia i reguły Le Chateliera–Brauna.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Reakcja tworzenia kompleksu $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ jest endotermiczna.

Podwyższenie temperatury powodowało przesunięcie równowagi w prawo, w kierunku powstawania niebieskiego kompleksu $[\text{CoCl}_4]^{2-}$. Zgodnie z regułą Le Chateliera–Brauna wzrost temperatury



przesuwa stan równowagi w kierunku reakcji endotermicznej, czyli przebiegającej z pochłanianiem ciepła.

Można to również zapisać schematycznie:



Zadanie 31.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny wybór odczynnika i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1% roztwór manganianu(VII) potasu

Zadanie 31.2. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 31.1.

0 pkt. – za błędny wybór odczynnika w zadaniu 31.1. lub błędny opis zmian albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: Wytrącił się brązowy osad

Probówka II: Powstał fioletowy roztwór

LUB Pojawiło się fioletowe zabarwienie

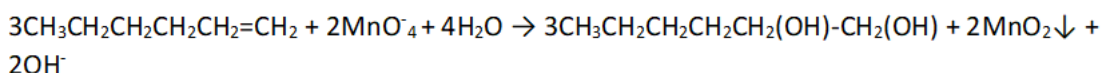
Zadanie 31.3 (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny zapis skróconej formy równania jonowego przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 31.1.

0 pkt. – za błędny wybór odczynnika w zadaniu 31.1. lub błędny zapis skróconej formy równania jonowego albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie



Zadanie 32.1. (0–2)

Zasady oceniania

2 pkt. – za poprawne zidentyfikowanie węglowodoru wraz z poprawnym uzasadnieniem oraz poprawne napisanie dwóch wzorów produktów reakcji zachodzącej w etapie I doświadczenia.

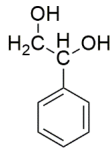
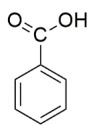
1 pkt. – za poprawne zidentyfikowanie węglowodoru wraz z poprawnym uzasadnieniem przy braku poprawnego napisania dwóch wzorów produktów reakcji zachodzącej w etapie I doświadczenia.

0 pkt. – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Węglowodór zidentyfikowany w pierwszym etapie: styren

Uzasadnienie: Styren zawiera wiązanie C=C, które ulega utlenieniu – fioletowa barwa roztworu KMnO_4 zanika i powstaje brunatny MnO_2 . Benzen nie odbarwia KMnO_4 – brak zmian, roztwór pozostaje fioletowy. Cykloheksan jest węglowodorem nasyconym i również obserwujemy brak zmian.

Wzór związku manganu	Wzór produktu organicznego
MnO_2 LUB $MnO(OH)_2$	 lub 

Zadanie 32.2. (0-1)

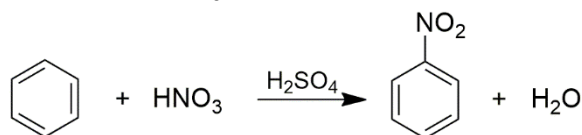
Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian w dwóch probówkach oraz poprawne napisanie równania reakcji.
0 pkt. – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

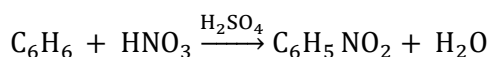
Przykładowe rozwiązanie

Obserwacje: Po dodaniu mieszaniny nitrującej w jednej z probówek powstaje żółta, oleista warstwa o charakterystycznym zapachu gorzkich migdałów (nitrowanie benzenu). W drugiej probówce brak widocznej reakcji (cykloheksan).

Równanie reakcji:



LUB



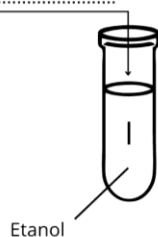
Zadanie 33.1. (0-1)

Zasady oceniania

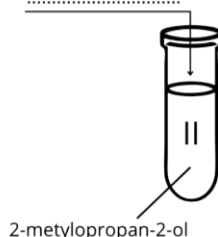
1 pkt. – za uzupełnienie schematu doświadczenia – poprawny wybór odczynników.
0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

tlenek chromu(VI) w stężonym
kwasie siarkowym(VI) lub CrO_3 w H_2SO_4



odczynnik Lucasa



Zadanie 33.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 33.1.
0 pkt. – za błędny wybór odczynnika w zadaniu 33.1. lub błędny opis zmian albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: Powstaje ciemnozielony osad.

Probówka II: Wypadnie biały osad lub nastąpi zmętnienie.

Zadanie 34.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za uzupełnienie schematu doświadczenia – poprawny wybór i zaznaczenie odczynnika.

0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi(II)

Zadanie 34.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian przy poprawnym wyborze i zaznaczeniu odczynnika w zadaniu 34.1.

0 pkt. – za błędny opis zmian lub błędny wybór, lub brak zaznaczenia odczynnika w zadaniu 34.1. albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

	Wygląd zawartości probówki	
	Przed reakcją	Po reakcji
Probówka I	niebieski osad	(niebieski) osad nie ulega zmianie lub brak objawów reakcji
Probówka II	niebieski osad	(niebieski) osad roztwarza się lub powstaje szafirowy roztwór

Zadanie 34.3. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wskazanie różnicy w budowie cząsteczek obu alkoholi przy poprawnym wyborze i zaznaczeniu odczynnika w zadaniu 34.1.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub niepoprawną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Obecność grup hydroksylowych (przy sąsiednich atomach węgla) w cząsteczce etano-1,2-diolu i jednej grupy hydroksylowej w cząsteczce etanolu.

Zadanie 34.4. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne uzupełnienie zdania przy poprawnym wyborze i zaznaczeniu odczynnika w zadaniu 34.1.

0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną albo brak odpowiedzi.

Poprawna odpowiedź:

B1

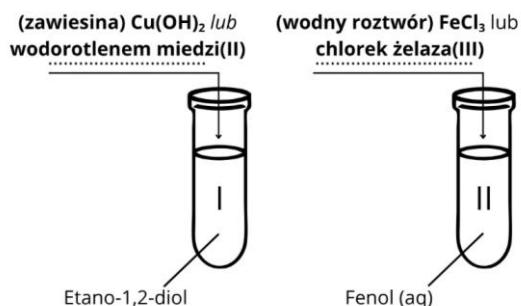
Zadanie 35.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za uzupełnienie schematu doświadczenia – poprawny wybór odczynników.

0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie



Zadanie 35.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 35.1.

0 pkt. – za błędny wybór odczynnika w zadaniu 35.1. lub błędny opis zmian albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: Wodorotlenek miedzi(II) rozpuści się i) powstanie roztwór barwy szafirowej.

Probówka II: Roztwór w probówce zabarwi się na (ciemno)fioletowo.

Zadanie 36.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny wybór aldehydu i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Benzenokarboaldehyd

Zadanie 36.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian przy poprawnym wyborze aldehydu w zadaniu 36.1. 0 pkt. – za błędny wybór aldehydu w zadaniu 36.1. lub błędny opis zmian albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Obserwacje: wytrąci się osad benzoesu sodu

Zadanie 37.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny wybór odczynnika i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: W probówce zaobserwowano wytrącenie żółtego osadu.

Probówka II: Brak zmian zawartości probówki po dodaniu wybranego odczynnika.

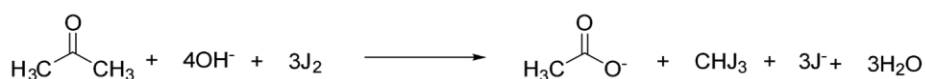
Zadanie 37.2. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – poprawne napisanie we właściwej formie sumarycznego równania reakcji z zastosowaniem zapisu jonowego skróconego i prawidłowe dobranie współczynników stechiometrycznych.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie



Zadanie 37.3. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne sformułowanie uzasadnienia z uwzględnieniem budowy obu cząsteczek.

0 pkt. – za odpowiedź błędną lub brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Uzasadnienie: Aceton należy do grupy związków nazywanych metyloketonami, więc ulega reakcji jodoformowej. Cykloheksanon nie należy do metyloketonów, więc nie ulega tej reakcji.

Zadanie 38.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny wybór odczynnika i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

odczynnik Tollensa

Zadanie 38.2. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 38.1.

0 pkt. – za błędny wybór odczynnika w zadaniu 38.1. lub błędny opis zmian albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: Powstanie lustro srebrne *lub* na ściance probówki wytrąci się metaliczne srebro

Probówka II: Brak zmian zawartości probówki

Zadanie 39.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny wybór odczynnika i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

FeCl_3 (aq)



Zadanie 39.2. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 39.1.

0 pkt. – za błędny wybór odczynnika w zadaniu 39.1. lub błędny opis zmian albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Numer próbówki	Opis zawartości próbówki	
	<u>Przed</u> wprowadzeniem roztworu odczynnika	<u>Po</u> wprowadzeniu roztworu odczynnika
I	Bezbarwny roztwór	Żółty roztwór – barwa roztworu FeCl_3
II		Zmiana barwy na intensywnie fioletowy

Zadanie 39.3. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne uzasadnienie wyboru odczynnika.

0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Kwas salicylowy zawiera grupę hydroksylową bezpośrednio przyłączoną do pierścienia aromatycznego (grupę fenolową), która tworzy barwny kompleks z jonami Fe^{3+} . Kwas mlekowy nie zawiera grupy fenolowej, dlatego nie reaguje w ten sposób.

Zadanie 40.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne napisanie numerów dwóch probówek oraz poprawne uzasadnienie.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Probówki II i III

Uzasadnienie:

Probówka II: Kwas askorbinowy jest silnym reduktorem. Redukuje brom cząsteczkowy do jonów bromkowych. Natomiast sam kwas askorbinowy ulega utlenieniu do kwasu dehydroaskorbinowego. Obserwacja: zanik pomarańczowobrunatnej barwy wody bromowej.

Probówka III: W środowisku kwaśnym jony manganianowe(VII) są silnym utleniaczem. Kwas askorbinowy oddaje elektrony, a jon manganianowy(VII) redukuje się do praktycznie bezbarwnych jonów Mn^{2+} . Obserwacja: zanik fioletowej barwy roztworu.

Zadanie 41.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – poprawny wybór odczynnika, uzupełnienie schematu oraz poprawny opis zmian w trzech probówkach przy poprawnym wyborze odczynnika.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

KMnO_4 (aq)

Probówka I: olej sojowy - odbarwienie roztworu, brunatny osad MnO_2 .

Probówka II: olej kokosowy - brak zmian, roztwór pozostaje fioletowy.

Probówka III: tran - odbarwienie roztworu, brunatny osad MnO_2 .

Zadanie 41.2. (0-1)**Zasady oceniania**

1 pkt. – za poprawne wyjaśnienie przyczyny obserwowanych zmian przy poprawnym wyborze odczynnika w części 1) zadania.

0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną albo brak odpowiedzi, błędny wybór odczynnika lub brak odpowiedzi w części 1) zadania.

Przykładowe rozwiązanie

Tłuszcz nienasycony zawiera wiązania podwójne $\text{C}=\text{C}$, które ulegają utlenieniu przez jony MnO_4^- . W wyniku reakcji jon manganianowy(VII) redukuje się do MnO_2 , który wytrąca się w postaci brunatnego osadu. Tłuszcz nasycony nie zawiera wiązań $\text{C}=\text{C}$, dlatego nie reaguje.

Zadanie 42.1. (0-1)**Zasady oceniania**

1 pkt. – za poprawny opis obserwowanych zmian w trzech probówkach.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

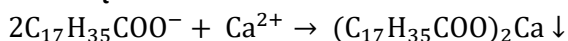
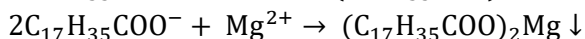
Przykładowe rozwiązanie

- Probówka I (woda destylowana): powstaje trwała piana, roztwór pozostaje klarowny.
- Probówka II (woda kranowa): powstaje mniej trwała piana, może pojawić się lekkie zmętnienie.
- Probówka III (woda twarda, zawierająca $\text{Ca}^{2+}/\text{Mg}^{2+}$): powstaje niewielka ilość piany lub brak piany, pojawia się biały osad (np. stearynian wapnia/magnezu).

Zadanie 42.2. (0-1)**Zasady oceniania**

1 pkt. – za poprawne napisanie dwóch równań reakcji zachodzących w probówce III.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędne napisanie równania reakcji (błędne wzory reagentów, błędne współczynniki stechiometryczne, niewłaściwa forma zapisu) albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie**Zadanie 42.3. (0-2)****Zasady oceniania**

2 pkt. – za poprawne napisanie równania reakcji hydrolizy stearynianu sodu oraz poprawne uzupełnienie zdań.

1 pkt. – za poprawne napisanie równania reakcji hydrolizy stearynianu sodu lub poprawne uzupełnienie zdań.



0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędne napisanie równania reakcji (błędne wzory reagentów, błędne współczynniki stechiometryczne, niewłaściwa forma zapisu), błędne uzupełnienie zdań albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie



B1

Zadanie 43.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne uzupełnienie tabeli (opisanie zmian z uwzględnieniem barwy użytych roztworów).

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Numer próbówki	Barwa	
	<u>odczynnika przed</u> dodaniem do zawartości próbówki	<u>zawartości próbówki po</u> dodaniu odczynnika
I	czerwona	żółta lub żółtopomarańczowa
II	malinowa lub czerwona	bezbarwna lub brak lub różowa

Zadanie 43.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – a poprawne napisanie wzorów półstrukturalnych (grupowych) obu jonów.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Próbówka I: $\text{NH}_3^+ - \text{CH}_2 - \text{COOH}$	Próbówka II: $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COO}^-$
--	--

Zadanie 43.3. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wskazanie dwóch odpowiedzi.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

PP

Zadanie 44.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wskazanie probówki, w której zaobserwowano fioletowe zabarwienie roztworu i uzasadnienie przyczyny tej zmiany.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Zmianę barwy zaobserwowano w probówce II (w probówce z białkiem jaja kurzego).

Uzasadnienie: W reakcji białka z zawiesiną $\text{Cu}(\text{OH})_2$ tworzy się związek kompleksowy z jonami miedzi(II). Jest to reakcja charakterystyczna dla związków chemicznych, w których występuje wiązanie peptydowe.

Zadanie 45.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny opis zmian w czterech probówkach.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: w probówce zawierającej glicynę i 3% roztwór kwasu azotowego nie zaobserwowano zmiany barwy.

Probówka II: w probówce zawierającej glicynę i stężony roztwór kwasu azotowego nie zaobserwowano zmiany barwy.

Probówka III: w probówce zawierającej białko jaja kurzego i 3% roztwór kwasu azotowego nie zaobserwowano zmiany barwy.

Probówka IV: w probówce zawierającej białko jaja kurzego po ogrzaniu ze stężonym kwasem azotowym(V) pojawiło się żółte zabarwienie. Po dodaniu roztworu NaOH barwa zmieniła się na pomarańczową.

Zadanie 45.2 (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wskazanie różnicy w budowie glicyny i białka, która umożliwia rozróżnienie związków za pomocą reakcji z kwasem azotowym(V).

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Uzasadnienie: w reakcji białka ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) zachodzi nitrowanie pierścieni aromatycznych w resztach aminokwasów białkowych. Powstające związki chemiczne mają żółtą barwę. Dodanie zasady sodowej zwiększa intensywność barwy – zmienia się z żółtej na pomarańczową. Glicyna jest prostym aminokwasem, który nie zawiera w swojej strukturze pierścieni aromatycznych dlatego w przypadku tego związku nie obserwujemy zmiany barwy.

Zadanie 46.1 (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wskazanie dwóch substancji powodujących wytrącenie czarnego osadu.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Glutation, białko jaja kurzego



Zadanie 46.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne wyjaśnienie przyczyny wytrącenia czarnego osadu przy poprawnym wyborze substancji w części 1) zadania.

0 pkt. – za odpowiedź niepoprawną albo brak odpowiedzi, błędny wybór substancji lub brak odpowiedzi w części 1) zadania.

Przykładowe rozwiązanie

Glutation i białko jaja zawierają reszty aminokwasów siarkowych (cysteiny lub cystyny). Podczas ogrzewania w środowisku zasadowym powstają jony siarczkowe (w wyniku reakcji hydrolizy), które reagują z jonami Pb^{2+} , tworząc czarny osad PbS. Glicyna i tyrozyna nie zawierają siarki, dlatego nie dają dodatniego wyniku reakcji.

Zadanie 47.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawną identyfikację i podanie nazwy substancji.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Białko jaja kurzego

Zadanie 47.2. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – poprawny wybór odczynnika i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź niepełną lub błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Stężony kwas azotowy(V) LUB stęż. HNO_3

Zadanie 47.3. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – poprawna identyfikacja i podanie nazw substancji przy poprawnym wyborze odczynnika w części 2) zadania.

0 pkt. – błędny wybór odczynnika lub brak odpowiedzi w części 2) zadania; błędna identyfikacja lub błędne nazwy substancji; brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Probówka I – glicyna.

Probówka II – tyrozyna.

Zadanie 47.4. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – poprawne napisanie nazwy reakcji przy poprawnym wyborze odczynnika w części 1) zadania.

0 pkt. – błędny wybór odczynnika lub brak odpowiedzi w części 1) zadania; błędna nazwa reakcji; brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Reakcja biuretowa

Zadanie 48.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny wybór odczynnika i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Roztwór wody bromowej i wodorowęglanu sodu

Zadanie 48.2. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne sformułowanie obserwacji potwierdzających obecność glukozy w roztworze znajdującym się w probówce I i obecność fruktozy w roztworze wprowadzonym do próbówki II – przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 48.1.

0 pkt. – za odpowiedź błędną lub brak odpowiedzi albo błędny wybór odczynnika w zadaniu 48.1.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: Odbarwienie roztworu oraz pojawienie się bezbarwnych pęcherzyków gazu.

Probówka II: Brak zmian zawartości próbówki po dodaniu wybranego odczynnika..

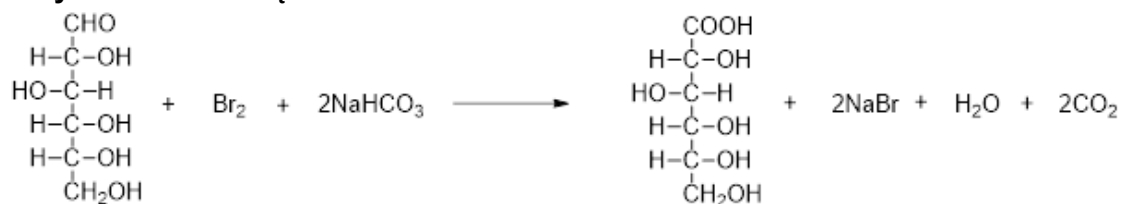
Zadanie 48.3. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny zapis sumarycznego równania reakcji w formie cząsteczkowej z prawidłowo dobranymi współczynnikami stechiometrycznymi.

0 pkt. – za błędny zapis sumarycznego równania reakcji w formie cząsteczkowej z dobranymi współczynnikami stechiometrycznymi lub za poprawny zapis sumarycznego równania reakcji w formie cząsteczkowej z nieprawidłowo dobranymi współczynnikami stechiometrycznymi lub za zapis sumarycznego równania reakcji w formie jonowej skróconej z prawidłowo dobranymi współczynnikami stechiometrycznymi.

Przykładowe rozwiązanie



Zadanie 49.1. (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny wybór odczynnika i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1% wodny roztwór jodu w 2% wodnym roztworze KI



Zadanie 49.2. (0–1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawne sformułowanie obserwacji potwierdzających obecność skrobi w roztworze znajdującym się w probówce I i obecność sacharozy w roztworze wprowadzonym do probówki II – przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 49.1.

0 pkt. – za odpowiedź błędną lub brak odpowiedzi albo błędny wybór odczynnika w zadaniu 49.1.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: Pojawienie się ciemnoniebieskiego (granatowego) zabarwienia.

Probówka II: Brak zmian zawartości probówki po dodaniu wybranego odczynnika.

Zadanie 50.1 (0-1)

Zasady oceniania

1 pkt. – za poprawny wybór odczynnika i uzupełnienie schematu.

0 pkt. – za odpowiedź błędną albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi(II)

Zadanie 50.2. (0-2)

Zasady oceniania

2 pkt. – za poprawny opis zmian w 8 probówkach przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 50.1.

1 pkt. – za poprawny opis zmian w 7 probówkach przy poprawnym wyborze odczynnika w zadaniu 50.1.

0 pkt. – za błędny wybór odczynnika w zadaniu 50.1. lub błędny opis zmian albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązanie

Probówka I: Osad nie roztwarza się LUB brak objawów reakcji.

Probówka II: Powstaje szafirowy roztwór.

Probówka III: Osad roztwarza się LUB powstaje niebieski roztwór.

Probówka IV: Osad roztwarza się LUB powstaje różowofioletowy klarowny roztwór.

Probówka V: Osad roztwarza się LUB powstaje ciemnoniebieski roztwór.

Probówka VI: Powstaje fioletowy osad.

Probówka VII: Po podgrzaniu powstaje ceglasty osad.

Probówka VIII: Osad roztwarza się LUB powstaje szafirowy roztwór.



ORGANIZATOR



PARTNERZY PROJEKTU



Projekt dofinansowany ze środków budżetu państwa, przyznanych przez Ministra Edukacji w ramach programu „Kompas Młodego Obywatela”.

Data zawarcia umowy: 27.07.2026 r.

Dotacja celowa: 325 360 zł

Wartość projektu: 325 360 zł



Ministerstwo
Edukacji Narodowej





AKADEMIA EKSPERYMENTÓW

ISBN: 978-83-68780-07-9