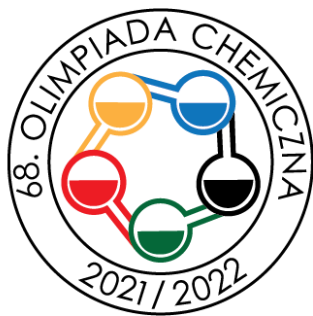




ETAP III

25.03.2022

Zadania laboratoryjne

CZAS ROZWIĄZYWANIA: 14:00 – 19:00

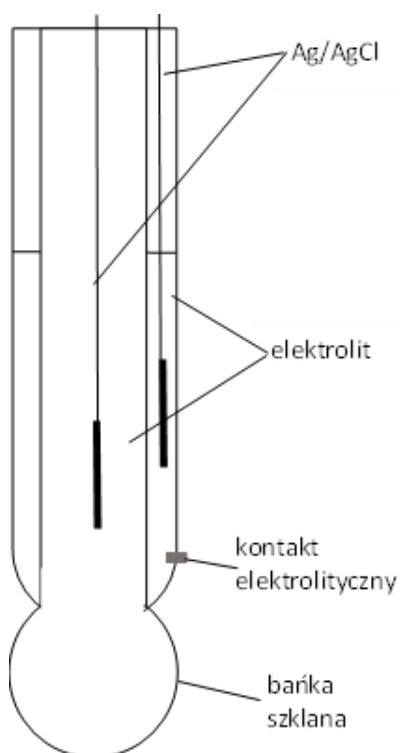
ZADANIE LABORATORYJNE 1

Wyznaczanie stałych dysocjacji kwasów

Pomiar pH podczas miareczkowania alkaometrycznego umożliwia m.in. wyznaczenie charakterystycznych punktów krzywej miareczkowania kwasów wieloprotonowych.

W kolbie oznaczonej literą **W** i numerem startowym masz mianowany roztwór wodoroftalanu potasu, sporządzony przez rozpuszczenie odważki analitycznej substancji podstawowej o masie **m**, podanej na kolbie. Kolbę należy uzupełnić wodą demineralizowaną do kreski i zawartość wymieszać.

W kolbie opisanej literą **P** masz roztwór próbki **kwasu szczawiowego lub winowego**. Próbka jest rozcieńczona wodą do kreski. Korzystając z roztworów do zadania 2 należy zidentyfikować kwas.



Celem zadania jest:

1. Nastawianie miana wodorotlenku sodu na roztwór substancji podstawowej,
2. Określenie ilości kwasu w kolbie **P**,
3. Wyznaczenie stałych dysocjacji kwasu zidentyfikowanego w kolbie **P**,
4. Wyznaczenie stałych dysocjacji kwasu fталowego.

Do dyspozycji masz pehametr z elektrodą kombinowaną (elektroda szklana jako wskaźnikowa oraz elektroda odniesienia chlorosrebrowa), której schemat budowy przedstawiono na Rys 1, roztwory wzorcowe o znanym pH (do wzorcowania przyrządu), naczynka pomiarowe. **Będiesz mieć możliwość zmierzenia pH czterech odpowiednio przygotowanych roztworów.**

Rys. 1. Schemat elektrody szklanej kombinowanej.

<u>Na swoim stanowisku masz do dyspozycji:</u>
W butelce opisanej NaOH i numerem startowym masz roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu ok. $0,2 \text{ mol/dm}^3$
Dwie kolby stożkowe
Dwie pipety – 25,0 mL
Dwie zlewki – 100 i 250 mL
Biuretę ze statywem
Mały lejek
Cylinder miarowy
Tryskawkę z wodą destylowaną
Dwa pojemniki do pomiarów pH
<u>Na stanowisku zbiorczym dostępny jest:</u>
Roztwór fenoloftaleiny

Wykorzystaj podane przepisy wykonawcze.

Przepis wykonawczy 1. Nastawianie miana roztworu NaOH na wodoroftalan potasu.

Do dwóch kolb stożkowych odmierzyć pipetą jednomiarową po 25,00 mL roztworu wodoroftalanu potasu o stężeniu podanym na butelce. Dodać do każdej kolby 50 mL wody destylowanej i 3-4 krople roztworu fenoloftaleiny. Miareczkować roztworem NaOH, którego miano ustalamy, do uzyskania trwałego, jasnoróżowego zabarwienia. Porównać wyniki dwu miareczkowań i ustalić, czy jest konieczne miareczkowanie trzeciej próbki. Do arkusza odpowiedzi wpisać uzyskane objętości titranta.

Przepis wykonawczy 2. Miareczkowanie roztworu kwasu szczawiowego lub winowego

Do kolby stożkowej odmierzyć pipetą 25,00 mL roztworu kwasu winowego lub szczawiowego. Dodać 50 ml wody destylowanej i 3-4 krople roztworu fenoloftaleiny. Miareczkować zmianowanym roztworem NaOH do uzyskania trwałego, jasnoróżowego zabarwienia. Objętości zużytego titranta wpisać do arkusza odpowiedzi.

Przepis wykonawczy 3. Pomiar pH

pH-metr jest wyposażony w elektrodę szklaną kombinowaną, a więc zawierającą w swojej obudowie również elektrodę odniesienia. Elektroda powinna być podczas przechowywania zanurzona w roztworze kondycjonującym. Przystępując do pomiaru pH, należy wyjąć elektrodę z roztworu kondycjonującego, opłukać wodą destylowaną z tryskawki i delikatnie osuszyć bibułą. Następnie

POWOLI zanurzyć elektrodę w badanej próbce uważając, aby nie uderzyć banieczką elektrody o dno naczynia. Sprawdzić, czy połączenie elektrolityczne elektrody odniesienia znajduje się poniżej poziomu roztworu próbki. Obserwować wskazania miernika, zapisać ustabilizowaną wartość pH. Elektrodę ponownie opłukać wodą destylowaną i osuszyć bibułą. Po zakończeniu pomiarów, jeżeli nikt nie czeka w kolejce do pomiaru, elektrodę należy zanurzyć w roztworze kondycjonującym. Zanotować w arkuszu odpowiedzi skład roztworów i ich pH.

Polecenia

- a.** (7 m.) Na podstawie ilości miareczkowanego wodoroftalanu potasu oraz objętości zużytego titranta do osiągnięcia punktu końcowego, obliczyć miano roztworu NaOH.
- b.** (11 m.) Zidentyfikuj kwas w kolbie **P**. Wyznacz liczbę milimoli kwasu winowego (szczawowego), zawartą w roztworze pobranym do miareczkowania. Oblicz masę kwasu winowego lub szczawowego w kolbie **P** (w mg) z dokładnością do 0,1 mg.
- c.** (5 m.) Zaproponuj metodę wyznaczenia obydwu stałych dysocjacji słabego kwasu dwuprotonowego na podstawie pomiaru pH odpowiednich roztworów. Naszkicuj odpowiedni wykres oddający istotę proponowanej metody. Wyprowadź odpowiednie wzory.
- d.** (4 m.) Oblicz obydwie stałe dysocjacji kwasu winowego lub szczawowego.
- e.** (8 m.) Zaproponuj metodę wyznaczenia obydwu stałych dysocjacji kwasu fталowego przy wykorzystaniu dostępnych odczynników i sprzętu, wyprowadź odpowiednie wzory. Jakie roztwory należy przygotować do pomiarów? Podaj wyznaczone wartości stałych. Przy wyprowadzaniu wzorów użyj uzasadnionych przybliżeń.
- f.** (2 m.) Uzasadnij, dlaczego podczas pomiaru siły elektromotorycznej elektrody szklanej kombinowanej, kontakt elektrolityczny elektrody odniesienia musi być zanurzony w roztworze badanym.

Uwaga! W obliczeniach, aktywności jonów należy uznać za równe ich stężeniu molowemu, należy także pominąć autodysocjację wody.

ZADANIE LABORATORYJNE 2

Sole kompleksowe

Reakcje z wykorzystaniem kompleksów są podstawą metod analitycznych w identyfikacji jak i ilościowych oznaczeniach.

Sole kompleksowe, po rozpuszczeniu w wodzie, dysocjują na kationy i aniony. Zarówno kation jak i anion mogą być kompleksem. Z uwagi na trwałość (termodynamiczną lub kinetyczną) kompleksów, w roztworze mogą znaleźć się także jony tworzące kompleks (ligandy i centrum koordynacji), co może utrudniać identyfikację soli kompleksowych.

Do zidentyfikowania masz osiem soli kompleksowych, cztery w postaci stałej - w probówkach opisanych cyframi **1 – 4**, a cztery w postaci roztworów wodnych - w probówkach opisanych literami **A – D**. Stężenia soli kompleksowych w roztworach wodnych wynoszą 0,01 – 0,05 mol/dm³.

W tabeli przedstawiono nazwy lub wzory badanych soli kompleksowych:

Nazwa soli	Wzór	Nazwa soli	Wzór
heksacyjanożelazian(III) potasu			Na ₂ [MgY]
heksacyjanożelazian(II) potasu		heksanitrito-O-kobaltan(III) sodu	
	(NH ₄) ₂ [CuCl ₄]		K ₂ [HgI ₄]
	Na ₂ [Fe(CN) ₅ NO]		(NH ₄) ₃ [Fe(C ₂ O ₄) ₃]

Y - reszta kwasowa kwasu etylenodiaminotetraoctowego (EDTA)

Do dyspozycji masz:

- roztwór kwasu chlorowodorowego o stężeniu 2 mol/dm³,
- roztwór chlorku wapnia, chlorku cynku, siarczanu(IV) sodu, (wszystkie roztwory o stężeniu ok. 0,01 mol/dm³),
- kalces (1% odczynnika w NaCl),
oraz
- kleik skrobiowy,
- 3 papierki wskaźnikowe,
- 8 probówek, 8 pipetek, tryskawkę.

Możesz wykorzystać również odczynniki z zadania 1.

Uwaga 1. Jony wapnia tworzą mocniejsze kompleksy z EDTA niż jony magnezu, zaś jony cynku mocniejsze niż jony wapnia. Kalces jest metalowskaźnikiem przy oznaczaniu wapnia.

Uwaga 2. Rozpuszczanie substancji stałych rozpocznij od minimalnych ilości wody, obserwuj zmiany przy dalszym rozcieńczaniu.

Polecenia

- a.** (4 m.) Uzupełnij tabelę wpisując nazwy lub wzory soli kompleksowych.
- b.** (2 m.) Na podstawie barwy substancji stałych oraz roztworów zaproponuj prawdopodobne rozmieszczenie soli kompleksowych. Dla roztworów zbadaj ich odczyn.
- c.** (24 m.) Dokonaj identyfikacji soli kompleksowych z podaniem uzasadnienia. Pełne uzasadnienie to **co najmniej dwie obserwacje** wykrycia jonów obecnych w roztworach w probówkach **A – D** lub w roztworach po rozpuszczeniu soli z probówek **1 – 4**. Powtórzenie obserwacji nie będzie w pełni punktowane.
- d.** (2 m.) Jakie atomy ligandowe występują w jonie azotanowym(III) oraz tiocyjanianowym i jakie rodzaje izomerii to implikuje?
- e.** (3 m.) Wskaż atomy ligandowe w EDTA (Y). Jaką nazwę mają tego typu kompleksy i czym się charakteryzują? Podaj jaką konfigurację mają kompleksy EDTA z metalami.

Gospodaruj oszczędnie roztworami, dolewki nie są możliwe.

Obejrzyj uważnie arkusz odpowiedzi. Zaplanuj i wpisz rozwiązanie tak, by mieściło się w wyznaczonym miejscu. Podaj skróty stosowane w arkuszu odpowiedzi.

Tekst oraz równania reakcji chemicznych napisane poza wyznaczonym miejscem nie będą sprawdzane!

Pamiętaj o zachowaniu zasad bezpieczeństwa podczas wykonywania analiz!

Za poprawne wykonanie poleceń przyznawane są „marki”, które następnie przeliczane są na punkty.

Sumaryczna punktacja za zadania laboratoryjne – 60 (30 +30) pkt. (37 + 35 m.)

Czas wykonania zadania 300 minut.



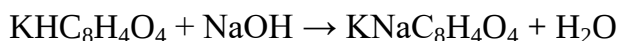
ETAP III

25.03.2022

Rozwiązania zadań laboratoryjnych

ROZWIĄZANIE ZADANIA 1

- a. Podczas nastawiania miana roztworu NaOH na wodoroftalan potasu zachodzi reakcja według równania:



Należy zauważyć, że stechiometria, według której reagują substraty tej reakcji, wynosi 1:1.

Odważka analityczna 8,0000 g wodoroftalanu potasu została rozpuszczona w kolbie miarowej o pojemności 200 cm³. Do każdego miareczkowania pobierano o pipetą jednomiarową 25 cm³ roztworu, co stanowi 0,125 całej objętości.

Masa wodoroftalanu potasu (m_w) pobierana do pojedynczego miareczkowania wynosi więc:
 $m_w = 0,125 \cdot 8 \text{ g} = 1,0000 \text{ g}$.

Miano roztworu NaOH obliczamy ze wzoru:

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{1000 \cdot m_w}{M_w \cdot V_{\text{NaOH}}}$$

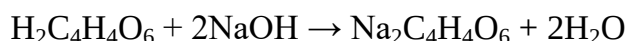
Po podstawieniu masy molowej wodoroftalanu potasu ($M_w = 204,22 \text{ g/mol}$) oraz przykładowej, średniej objętości zużytego do miareczkowania roztworu NaOH wynoszącej 25,10 cm³, obliczamy miano roztworu NaOH:

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{1000 \cdot 1}{204,22 \cdot 25,10} = 0,1951 \text{ mol/dm}^3$$

- b. Wszyscy uczestnicy otrzymali próbki kwasu winowego.

Identyfikacji kwasu winowego (w odróżnieniu od kwasu szczawiowego) można dokonać np. na podstawie reakcji z roztworem soli żelaza, gdzie tworzy się żółty kompleks. Można także wykorzystać roztwór soli z próbówki 1 zawierającą jony miedzi(II). Po dodaniu identyfikowanego kwasu, a następnie NaOH, nie strąca się osad wodorotlenku miedzi. O braku kwasu szczawiowego świadczy brak osadu z chlorkiem wapnia.

Podczas miareczkowania kwasu winowego roztworem NaOH wobec fenoloftaleiny zachodzi reakcja opisana równaniem:



Należy zauważyć, że stechiometria, według której reagują substraty tej reakcji, wynosi 1:2. Tak więc liczba milimoli kwasu winowego jest dwukrotnie mniejsza, niż liczba milimoli NaOH zużytego podczas miareczkowania. Przykładowa, średnia objętość mianowanego roztworu NaOH, zużytego w miareczkowaniu, wynosi: $V_{\text{NaOH}} = 24,80 \text{ cm}^3$. Na tej podstawie można obliczyć liczbę milimoli kwasu winowego (n_{kw}) w próbce pobranej do miareczkowania:

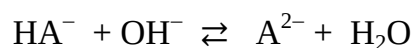
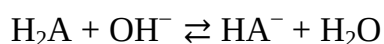
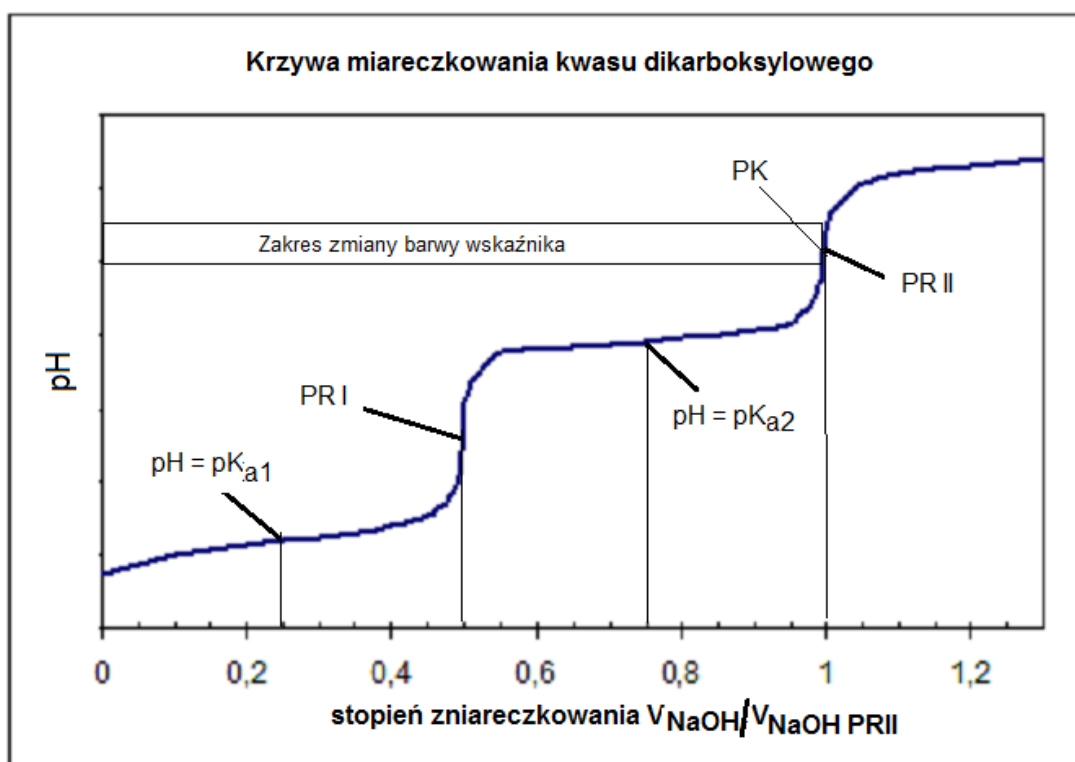
$$n_{\text{kw}} = \frac{1}{2} n_{\text{NaOH}} = 0,5 \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot c_{\text{NaOH}} = 0,5 \cdot 24,80 \text{ cm}^3 \cdot 0,1951 \text{ mmol/cm}^3 = 2,42 \text{ mmol}$$

W kolbie P jest 8 razy więcej kwasu winowego, a więc 19,35 mmol.

Na podstawie masy molowej kwasu winowego ($M_{\text{kw}} = 150,1 \text{ g/mol}$) oraz oznaczonej liczby milimoli można obliczyć masę tego kwasu:

$$m_{\text{kw}} = M_{\text{kw}} \cdot n_{\text{kw}} = 150,1 \text{ mg/mmol} \cdot 19,35 \text{ mmol} = 2904,4 \text{ mg}$$

- c. Należy naszkicować krzywą miareczkowania dwuprotonowego kwasu H_2A roztworem wodorotlenku sodu z dwoma skokami:



Można zauważyć, że przed pierwszym skokiem miareczkowania, w układzie jest roztwór buforowy składający się z kwasu H_2A i soli NaHA . Pomędzy pierwszym a drugim skokiem mamy bufor składający się z kwasu HA^- i soli Na_2A .

Na podstawie wzoru na K_a można wywnioskować że:

$$\text{p}K_{a1} = -\log K_{a1} = \log(c_{\text{H}_2\text{A}}/c_{\text{HA}^-}) - \log c_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

$$\text{p}K_{a2} = -\log K_{a2} = \log(c_{\text{HA}^-}/c_{\text{A}^{2-}}) - \log c_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

w sytuacji gdy $c_{H_2A} = c_{HA^-}$ oraz $c_{HA^-} = c_{A^{2-}}$ zachodzi równość: $pK_a = pH$, dotyczy to zarówno pK_{a1} jak i pK_{a2} .

- d.** Na podstawie wyniku miareczkowania z pkt. **b.)** należy przygotować roztwory kwasu winowego z dodatkiem objętości mianowanego roztworu NaOH odpowiadające $\frac{1}{4}$ oraz $\frac{3}{4}$ objętości punktu końcowego. Należy zmierzyć pH tych roztworów, które będzie odpowiadało odpowiednio pK_{a1} i pK_{a2} .

Wartości stałych dysocjacji kwasu winowego: $pK_{a1} = 2,89$, $pK_{a2} = 4,40$. Z uwagi na możliwe niedokładności w przygotowaniu roztworów, jako poprawne uznawane będą wyniki odbiegające od tych wartości o $\pm 0,5$.

- e.** Wyznaczenie pK_{a2} jest analogiczne jak dla kwasu winowego. Należy przygotować roztwór wodoroftalanu potasu, w połowie zmiareczkowany i zmierzyć jego pH. Gdyby wyjść od dwuprotonowego kwasu ftalowego, to w wyniku odmiareczkowania jednego protonu za pomocą KOH powstaje wodoroftalan potasu - roztwór elektrolitu amfiprotycznego. Zachodzą reakcje:



Stężenie jonów wodorowych będzie równe stężeniu jonów A^{2-} (reakcja 2) pomniejszone o stężenie jonów wodorowych biorących udział w reakcji 1, które jest równe stężeniu powstających cząsteczek H_2A . tak więc

$$[H^+] = [A^{2-}] - [H_2A]$$

a po podstawieniu wyrażeń na stałe równowagi i przekształceniu otrzymuje się:

$$[H^+]^2 = K_{a1}K_{a2}[HA^-]/(K_{a1}+[HA^-])$$

Zakładając że $[HA^-]$ jest równe początkowemu stężeniu wodorosoli c_s , oraz że stężenie to jest dużo większe od pierwszej stałej dysocjacji K_{a1} otrzymuje się:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_{a1} + pK_{a2})$$

Pomiar pH roztworu wodoroftalanu potasu oraz znaleziona wartość pK_{a2} pozwala na wyznaczenie pK_{a1} kwasu ftalowego, przy czym znajomość stężenia soli nie jest konieczna. Wartości stałych dysocjacji kwasu ftalowego: $pK_{a1} = 2,89$, $pK_{a2} = 5,51$. Z uwagi na możliwe niedokładności w przygotowaniu roztworów, jako poprawne uznawane będą wyniki odbiegające od tych wartości o $\pm 0,5$.

- f.** Podstawowym warunkiem pomiaru w technikach elektrochemicznych, w tym w potencjometrii, jest zamknięty obwód elektryczny. Kontakt elektrolityczny w postaci porowatego spieku łączy elektrolit wewnętrzny chlorosrebrowej elektrody odniesienia z próbką, zapobiegając jednocześnie mieszaniu się tych dwu roztworów. Jeżeli kontakt

elektrolityczny (spiek) nie będzie zanurzony w próbce, obwód elektryczny nie będzie zamknięty, co uniemożliwi prawidłowy pomiar pH.

Punktacja:

a. Za poprawnie zapisane równanie reakcji. Za obliczenie masy molowej wodoroftalanu potasu. Za poprawnie obliczenie miana roztworu NaOH	1 m. 1 m. 5 m.
b. Za poprawną identyfikację kwasu. Za podanie poprawnego równania reakcji. Za obliczenie liczby milimoli kwasu winowego. Za obliczenie masy molowej kwasu winowego. Za obliczenie masy kwasu winowego.	3 m. 1 m. 5 m. 1 m. 1 m.
c. Za naszkicowanie krzywej miareczkowania. Za wyprowadzenie wzorów.	2 m. 3 m.
d. Za obliczenie każdej ze stałych dysocjacji kwasu winowego.	4 m.
e. Za wyprowadzenie wzoru na pK_{a2} 1m. Za wyprowadzenie wzoru na pK_{a1} . Za obliczenie każdej stałej dysocjacji kwasu ftalowego.	1 m. 3 m. 2×2 m.
f. Za pełną odpowiedź, uwzględniająca warunek zamkniętego obwodu elektrycznego	2 m.
RAZEM	37 m.

ROZWIĄZANIE ZADANIA 2

Przykładowe rozmieszczenie substancji:

Nr probówki	Wzór soli		Nr probówki	Wzór soli
1	$(\text{NH}_4)_2[\text{CuCl}_4]$		A	$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$
2	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		B	$\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$
3	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{ONO})_6]$		C	$\text{Na}_2[\text{MgY}]$
4	$(\text{NH}_4)_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$		D	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Rozwiązanie punktów *a.*, *b.*, *d.* i *e.* przedstawiono w arkuszu odpowiedzi.

Rozwiązanie podpunktu *c.* jest obszerniejsze niż w arkuszu odpowiedzi i przedstawia sposób rozumowania, który prowadzi do identyfikacji soli kompleksowych.

Identyfikacja soli kompleksowych.

Prob. 1. Niebieskozielony proszek rozpuszcza się w minimalnej ilości wody z barwą zieloną, następnie wraz z dodawaniem wody przechodzi w niebiesko-zieloną, by w większej ilości wody przyjąć barwę niebieską, charakterystyczną dla akwakompleksów miedzi(II) - **roztwór 1**. Po dodaniu NaOH (zad. 1) strąca się niebieski osad $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Ciecz znad osadu z roztworem z prob. **A** tworzy czerwonobrazowy osad jodku amidooksodirtęci(II). Z roztworem z prob. **D** tworzy czerwonobrunatny osad $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Wniosek: probówka **1** - $(\text{NH}_4)_2[\text{CuCl}_4]$

Prob. 2. Pomarańczowe kryształy rozpuszczają się w wodzie tworząc żółty **roztwór 2**. Po dodaniu roztworu siarczanu(IV) sodu roztwór zmienia zabarwienie na zielonkawożółty, z kolei dodanie roztworu uzyskanego z prob **4**, strąca granatowy osad błękitu pruskiego $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$.

Zakwaszenie roztworu z prob. **A** i dodanie **roztworu 2** powoduje powstanie żółto-brunatnego roztworu, który zmienia barwę na granatową po dodaniu kleiku skrobiowego.

Wniosek: 2 - $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Prob. 3. Pomarańczowy proszek rozpuszcza się w wodzie tworząc pomarańczowy **roztwór 3**. Z jonami K^+ z probówek **2** lub **D** daje żółty osad $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{ONO})_6]$. Z jonami NH_4^+ z probówek **1** i **4** (ciecz znad osadów wodorotlenków odpowiednio miedzi i żelaza) wytrąca się żółty osad $(\text{NH}_4)_2\text{Na}[\text{Co}(\text{ONO})_6]$. Dodanie do roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie szczypty substancji z probówki **3** roztworu NaOH (zad. 1) powoduje po pewnym czasie wytrącenie brunatnego osadu $\text{Co}(\text{OH})_3$.

Wniosek: 3 - $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{ONO})_6]$

Prob. 4. Zielone kryształy rozpuszczają się w wodzie tworząc zielony **roztwór 4**. Po dodaniu roztworu NaOH (zad. 1) wytrąca się brunatny osad $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Ciecz z nad osadu daje z roztworem wapnia biały krystaliczny osad CaC_2O_4 . Z roztworem z próbówki **A** tworzy czerwono-brązowy osad jodku amidooksodirtęci(II).

Wniosek: 4 - $(\text{NH}_4)_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$

Prob. A. Zakwaszenie roztworem kwasu chlorowodorowego odbarwia roztwór. Dodanie z kolei **roztworu 1** powoduje powstanie pomarańczowego osadu mieszaniny CuI i HgI_2 oraz wydzielenie jodu (niebieskie zabarwienie z kleikiem skrobiowym).

Z jonami NH_4^+ z próbówek **1** i **4** (ciecz z nad osadów wodorotlenków odpowiednio miedzi i żelaza) wytrąca się brunatny osad jodku amidooksodirtęci(II).

Wniosek: A - $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$

Prob. B. Po dodaniu roztworu Na_2SO_3 powstaje różowo-pomarańczowe zabarwienie. Dodanie z kolei roztworu ZnCl_2 powoduje bardziej intensywne różowe zabarwienie. Wprowadzenie następnie roztworu z próbówki **D** powoduje wytrącenie czerwonego osadu.

Wniosek: B - $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$

Prob. C. Po zmieszaniu porcji roztworu chlorku wapnia z taką samą porcją roztworu NaOH i dodanie szczypty kalcesu, roztwór przyjmuje barwę fioletowo-czerwoną od kompleksu Ca-In . Z kolei, po wprowadzeniu kilku kropli roztworu z próbówki **C**, roztwór przyjmuje barwę niebieską od niezwiązanego z jonem metalu metalowskaźnika HIn (jony wapnia wypierają jony magnezu z MgY^{2-} tworząc CaY^{2-}). Wprowadzenie roztworu ZnCl_2 przywraca barwę fioletową, gdyż jony cynku wypierają jony wapnia z kompleksu CaY^{2-} , powstaje ZnY^{2-} i Ca-In .

Wniosek: C - $\text{Na}_2[\text{MgY}]$

Prob. D. Z roztworem, zawierającym jony cynku, powstaje biały osad $\text{Zn}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, a z **roztworem 4**, granatowy osad błękitu pruskiego $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$. Po dodaniu roztworu powstałego po rozpuszczeniu substancji z próbówki **1**, powstaje czerwono-brunatny osad $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Wniosek: D - $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

<i>Ad a. Uzupełnienie tabeli</i>			REC 1	REC 2
			4 m	
Nazwa soli	Wzór	Nazwa soli	Wzór	
heksacyjanożelazian(III) potasu	$K_3[Fe(CN)_6]$	sól sodowa wersenianu magnezu etylenodiaminotetraoctanomagnezia n sodu	$Na_2[MgY]$	
heksacyjanożelazian(II) potasu	$K_4[Fe(CN)_6]$	heksanitrito-O-kobaltan(III) sodu	$Na_3[Co(ONO)_6]$	
tetrachloromiedzian(II) amonu	$(NH_4)_2[CuCl_4]$	tetrajodortęcian(II) potasu	$K_2[HgI_4]$	
pentacyjanonitrozylżelazian(III) sodu	$Na_2[Fe(CN)_5NO]$	triszczawianożelazian(III) amonu	$(NH_4)_3[Fe(C_2O_4)_3]$	

<i>Ad b. Prawdopodobne rozmieszczenie soli kompleksowych (barwa, odczyn)</i>			REC 1	REC 1
			2 m	

Sole stałe: **1** - niebieskozielonkawy proszek (prawdopodobnie tetrachloromiedzian(II) amonu);

2 - pomarańczowe kryształy (prawdopodobnie heksacyjanianożelazian(III) potasu);

3 - pomarańczowy proszek (prawdopodobnie heksanitrito-O-kobaltan(III) sodu);

4 - zielone kryształy (prawdopodobnie diszczawianożelazian(III) amonu).

Roztwory soli kompleksowych: **A** - barwa lekko żółta, odczyn mocno zasadowy - (prawdopodobnie tetrajodortęcian(II) potasu); **B** - lekko pomarańczowo-czerwony, odczyn obojętny (prawdopodobnie pentacyjanonitrozylżelazian(III) sodu); **C** - bezbarwny, obojętny (prawdopodobnie sól sodowa edetomagnezu); **D** - lekko żółty, obojętny (prawdopodobnie heksacyjanianożelazian(II) potasu).

<i>Ad c) Identyfikacja stałych soli kompleksowych, uzasadnienie identyfikacji</i>			REC 1	REC 2
			12 m	

Nr	Wykryto	Uzasadnienie
1	$(NH_4)_2[CuCl_4]$	nieb.- ziel. proszek, roztwór - ilość wody: mała - zielony, duża - niebieski, r1 r1 + NaOH (zad 1) → niebieski ↓ $Cu(OH)_2$; bezb ciecz nad osadem (cno 1) cno 1 + prob. A → czerwono-brązowy osad jodku amidooksodirtęci(II)
2	$K_3[Fe(CN)_6]$	pomarańczowe kryształy, roztwór żółty, r2 r2 + Na_2SO_3 → roztwór blado żółty $K_4[Fe(CN)_6]$ r2 + Na_2SO_3 + r4 (Fe^{3+}) → granatowy ↓ $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
3	$Na_3[Co(ONO)_6]$	pomarańczowy proszek, roztwór pomarańczowy, r3 r3 + K^+ (r2 lub prob D) → żółty osad $K_2Na[Co(ONO)_6]$ r3 + NH_4^+ (ciecz znad osadu r1 +NaOH) → żółty osad $(NH_4)_2Na[Co(ONO)_6]$

Ad c. Identyfikacja stałych soli kompleksowych, uzasadnienie identyfikacji			REC 1	REC 2
Nr	Wykryto	Uzasadnienie		
4	$(\text{NH}_4)_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$	zielone kryształy, roztwór zielony r4 $\text{r4} + \text{NaOH}$ (zad 1) $\rightarrow$ brunatny osad $\text{Fe}(\text{OH})_3$, bezb ciecz nad osadem (cno 4) $\text{cno4} + \text{CaCl}_2 \rightarrow$ biały, krystaliczny osad CaC_2O_4 , rozp w HCl		
Ad c. Identyfikacja soli kompleksowych w roztworach, uzasadnienie identyfikacji			REC 1	REC 1
			12 m	
Nr	Oznaczono	Uzasadnienie		
A	$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$	roztwór barwy brudnożółtawej, mocno alkaliczny $+ \text{HCl} \rightarrow$ odbarwienie; $+ \text{r1} \rightarrow$ brunatny osad $\text{CuI} + \text{HgI}_2$, żółta cno A $\text{cno A} + \text{skrobia} \rightarrow$ granatowe zabarwienie; $+ \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ odbarwienie		
B	$\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$	roztwór barwy pomarańczowo-różowej, odczyn obojętny $+ \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ różowe zabarwienie, $+ \text{ZnCl}_2$ bardziej intensywne zabarwienie $+ \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{ZnCl}_2 + \text{prob D} \rightarrow$ czerwony osad		
C	$\text{Na}_2[\text{MgY}]$	roztwór bezbarwny, odczyn obojętny $\text{CaCl}_2 + \text{NaOH} + \text{kalces} \rightarrow$ fioletowe zab. $\text{CaIn} + \text{prob C} \rightarrow$ nieb. zabarw $\text{HIn} +$ $+ \text{ZnCl}_2 \rightarrow$ fioletowe zabarwienie (osad)		
D	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	roztwór o barwie jasnożółtej, odczyn obojętny $+ \text{r1} \rightarrow$ brunatno-czerwony osad $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $+ \text{ZnCl}_2 \rightarrow$ biały osad $\text{Zn}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		
Ad d. Atomy ligandowe w jonach azotanowych(III) i tiocyjanianowych oraz związana z tym izomeria			REC 1	REC 1
			2 m	
W przypadku azotanów(III) atomem ligandowym może być atom tlenu (grupa $:\text{O}-\text{N}-\text{O}^-$, o nazwie ligandu nitrito-O) lub atom azotu (grupa $:\text{NO}_2^-$, o nazwie ligandu nitrito-N). Dla jonu tiocyjanianowego atomem ligandowym może być atom siarki (tiocyjanian) lub atom azotu (izotiocyanian). W takich przypadkach mamy tzw. izomerię wiązania.				
Ad e. Atomy ligandowe w EDTA, rodzaj kompleksów EDTA z jonami metali,			REC 1	REC 1
			3 m	
Atomy ligandowe w cząsteczce EDTA to dwa atomy azotu i cztery atomy tlenu. W kompleksie z jonem metalu zajmują naroża ośmiościanu foremego, tworząc pięcioczłonowe łańcuchy, dzięki czemu kompleksy te noszą nazwę kompleksów chelatowych (kleszczowych), charakteryzują się znaczną trwałością (większą niż kompleksy proste).				