

# WARSZTATY Z CHEMII NIEORGANICZNEJ

---

## KATEDRA CHEMII NIEORGANICZNEJ I ANALITYCZNEJ

### WYDZIAŁU CHEMII UNIWERSYTETU ŁÓDZKIEGO

#### WYKAZ ĆWICZEŃ:

1. Synteza tlenowych związków boru.
2. Stabilizacja w związkach chemicznych metali na różnych stopniach utleniania. Układ Cu(II)/Cu(I). Synteza chlorku miedzi (I) oraz jodku miedzi (I).
3. Badanie kinetyki hydrolizy kwasowej jonu tris(1,10-fenantrolina)żelaza (II).

#### GRAFIK PRACOWNI:

Nr prac.	I	II	III	IV
Grupa				
A	1	2	17	Z
B	2	17	1	Z

gdzie: **Z** – zaliczanie, odrabianie nieobecności, 1, 2, 17 – numery ćwiczeń wykonywanych w trakcie zajęć na pracowni.

## ĆWICZENIE 1

### SYNTEZA TLENOWYCH ZWIĄZKÓW BORU

#### I. Zakres teoretyczny materiału

1. Typy wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, metaliczne) – ich charakterystyka.
2. Związek pomiędzy typem wiązania a właściwościami związku chemicznego.
3. Teorie kwasów i zasad: Bronsteda, Lewisa oraz Pearsona HSAB.
4. Podstawowe właściwości związków tworzonych przez pierwiastki 13 grupy układu okresowego (bor oraz glin). Tlenowe związki boru oraz związki boru z wodorem.

#### II. Zalecana literatura

1. A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, Warszawa 2011.
2. P.A. Cox, „Chemia nieorganiczna”, PWN, Warszawa 2003.
3. P. Urbaniak, „Wykłady z chemii nieorganicznej” – materiały z wykładów.

4. L. Kolditz, „Chemia nieorganiczna”, tom I; PWN, Warszawa 1994.

### III. Wykonanie ćwiczenia

#### 1. Wstępne przygotowanie się do ćwiczenia. Przed rozpoczęciem doświadczenia należy:

A. Obliczyć, ile ml stężonego roztworu kwasu siarkowego (VI) ( $c = 96\%$ ,  $d = 1,84 \text{ g/cm}^3$ ) potrzeba do całkowitego przereagowania z 10 g boraksu  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , tak by całkowicie przekształcił się on w kwas ortoborowy  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

B. Obliczyć, ile  $\text{cm}^3$   $0,05 \text{ mol/dm}^3$  roztworu  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  zostanie zużyte na całkowite zmiareczkowanie 150 mg jodu.

C. Narysować wzory strukturalne (elektronowe) obydwu syntezowanych w doświadczeniu związków boru.

#### 2. Przeprowadzenie doświadczenia:

**UWAGA I:** Zagęszczając przesącz po syntezie kwasu borowego można jeszcze otrzymać pewną ilość preparatu. W ten sposób uzyskuje się lepszą wydajność syntezy.

**UWAGA II:** Przemywanie alkoholem etylowym i eterem dietylowym należy prowadzić pod dygestorium.

**UWAGA III:** Obserwacje podczas doświadczeń obejmują: barwę roztworu, powstawanie i rozpuszczanie osadów, ich barwy.

#### Część I. Synteza tlenowych związków boru.

##### Synteza kwasu trioksoborowego (ortoborowego)- $\text{H}_3\text{BO}_3$

Okolo 6,9 g sproszkowanego boraksu rozpuścić w  $15 \text{ cm}^3$  ciepłej wody. Jeśli boraks zawierał nierozpuszczalne zanieczyszczenia, roztwór przesączyć na gorąco, a zlewkę i sączeek przemyć  $4 \text{ cm}^3$  gorącej wody. Wodę należy podgrzewać na płycie grzewczej. Następnie do klarownego roztworu dodawać kroplami, powoli  $1 \text{ cm}^3$  stężonego roztworu kwasu siarkowego (VI) intensywnie mieszając. Otrzymany roztwór umieścić w łaźni lodowej.

Wydzielone kryształy odsączyć i przemyć je zimną wodą destylowaną. Sączenie wykonujemy na lejku Buchnera, przy pomocy pompki wodnej lub próżniowej oraz kolby ssawkowej.

Następnie otrzymany kwas ponownie rozpuścić w  $20 \text{ cm}^3$  gorącej wody. Roztwór przesączyć na gorąco. Przesącz umieścić w łaźni lodowej. Wytrącony osad odsączyć, przemyć małą ilością zimnej wody. Suszyć na powietrzu w temperaturze  $50 - 60^\circ\text{C}$ . Zważyć.

##### Synteza nadtlenooksoboranu sodowego - $[\text{NaBO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}]$

Okolo 16 g sproszkowanego boraksu rozpuścić w  $20 \text{ cm}^3$  ciepłej wody i dodać powoli roztwór zawierający 3,2 g NaOH w  $20 \text{ cm}^3$  wody. Roztwór ochłodzić do temperatury pokojowej i dodać  $10 \text{ cm}^3$  30% roztworu nadtlenku wodoru. Mieszaninę reagującą należy co kilka minut zamieszać bagietką. Po pewnym czasie z mieszaniny wypadają kryształy. Otrzymany produkt odsączyć, przemyć najpierw zimną wodą z lodem, a następnie kolejno  $4 \text{ cm}^3$  alkoholu etylowego i  $4 \text{ cm}^3$  eteru dietylowego. Osad zważyć po 20 minutach.

## **Część II.** Analiza otrzymanych związków:

### **Analiza kwasu trioksoborowego (ortoborowego)**

Odważyć z dokładnością do 0,1 mg ok. 0,1 g kwasu trioksoborowego. Odważkę rozpuścić w 30 cm<sup>3</sup> wody, dodać 5 cm<sup>3</sup> gliceryny i miareczkować 0,1 mol/dm<sup>3</sup> mianowanym roztworem NaOH w obecności fenoloftaleiny. Kiedy pojawi się jasno różowy kolor, dodać 1 cm<sup>3</sup> gliceryny. Jeżeli barwa zniknie, to kontynuować miareczkowanie do ponownego powstania zabarwienia roztworu. Procedurę powtarzać do momentu uzyskania trwałego (w czasie 1 min.) zabarwienia roztworu. Zanotować zużytą objętość titranta (NaOH). Miareczkowanie powtórzyć. Wyników miareczkowań nie należy uśredniać.

### **Analiza [NaBO<sub>2</sub>·H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>·3H<sub>2</sub>O]**

Odważyć z dokładnością do 0,1 mg ok. 0,1 g otrzymanego związku. Odważkę rozpuścić w kolbie stożkowej (Erlenmayera) ze szklanym korkiem, w 10 cm<sup>3</sup> wody, a następnie dodać 5 cm<sup>3</sup> 2 mol/dm<sup>3</sup> roztworu kwasu siarkowego H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Następnie dodać 2 cm<sup>3</sup> roztworu jodku potasu KI o stężeniu 3,5 mol/dm<sup>3</sup>. Kolbę należy szybko zamknąć, zamieszać i odstawić na 20 minut w ciemne miejsce. Wydzielony jod miareczkować 0,05 mol/dm<sup>3</sup> roztworem tiosiarczuanu sodu w obecności skrobi. Zanotować zużytą objętość titranta (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). Miareczkowanie powtórzyć. Wyników miareczkowań nie należy uśredniać.

## **IV. Sposób opracowania wyników badań i ich dyskusji.**

1. Podać równania wszystkich zachodzących w doświadczeniu reakcji.
2. Na podstawie przeprowadzonych miareczkowań wyznaczyć czystość obydwu otrzymanych preparatów.
3. Obliczyć wydajności reakcji obu syntez z uwzględnieniem stopnia czystości otrzymanych preparatów.
4. Zapisać równanie pokazujące zachowanie się kwasu ortoborowego po wprowadzeniu go do wody.
5. Odpowiedzieć na pytanie: Jaką rolę pełni dodatek gliceryny podczas miareczkowania roztworu kwasu borowego roztworem mocnej zasady?

Wszystkie obliczenia muszą być poparte odpowiednim komentarzem.

## ĆWICZENIE 2

### STABILIZACJA W ZWIĄZKACH CHEMICZNYCH METALI NA RÓŻNYCH STOPNIACH UTLENIANIA. UKŁAD Cu(II)/Cu(I). SYNTEZA CHLORKU MIEDZI (I) ORAZ JODKU MIEDZI (I)

#### I. Zakres teoretyczny materiału

1. Polaryzowalność atomów i cząsteczek.
2. Teoria Pearsona HSAB twardych i miękkich kwasów oraz zasad i jej zastosowanie.
3. Potencjał redoks układu: standardowy, formalny. Wzór Nernsta.
4. Szereg elektrochemiczny (napięciowy) metali i jego wykorzystanie.
5. Zależność pomiędzy aktywnością pierwiastka a jego położeniem w szeregu elektrochemicznym.
6. Czynniki wpływające na wartość potencjału redoks układu: wpływ odczynu roztworu i tworzenia kompleksów.
7. Trwałość nietypowych stopni utlenienia metali w związkach jonowych.

#### II. Zalecana literatura

1. A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, Warszawa 2011.
2. P.A. Cox, „Chemia nieorganiczna”, PWN, Warszawa 2003.
3. P. Urbaniak, „Wykłady z chemii nieorganicznej” – materiały z wykładów.
4. L. Kolditz, „Chemia nieorganiczna”, tom II; PWN, Warszawa 1994.

#### III. Wykonanie ćwiczenia

##### 1. Wstępne przygotowanie się do ćwiczenia. Przed rozpoczęciem doświadczenia należy:

- A. Korzystając z wartości iloczynu rozpuszczalności ( $1,72 \cdot 10^{-7}$ ), obliczyć rozpuszczalność CuCl w wodzie (w g/100 cm<sup>3</sup> rozpuszczalnika).
- B. Ile miligramów jodku miedzi(I) można otrzymać w wyniku reakcji 1 g Cu(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·5H<sub>2</sub>O z użytym w nadmiarze jodkiem potasu.
- C. Odpowiedzieć na pytanie: dlaczego jony miedzi (II) utleniają jodki do cząsteczkowego jodu, mimo że standardowy potencjał redoks układu jod/jodki jest wyższy niż układów miedź (II)/ miedź (I) czy miedź (II)/ miedź (0)?

##### 2. Przeprowadzenie doświadczenia:

**UWAGA I:** Należy pamiętać, że wilgotny CuCl bardzo łatwo ulega utlenieniu tlenem z powietrza.

**UWAGA II:** Syntezę CuCl przeprowadza się jedną z dwóch poniżej podanych metod - konsultacja z prowadzącym zajęcia.

**UWAGA III:** Stężony roztwór amoniaku należy dodawać pod dygestorium. Nie wolno butelki z roztworem amoniaku wyjmować spod niego.

**UWAGA IV:** Przemycanie alkoholem i eterem dietylowym należy prowadzić pod dygestorium.

**UWAGA V:** Obserwacje podczas doświadczeń obejmują: barwę roztworu, powstawanie i rozpuszczanie osadów, ich barwy

**Część I.** Synteza chlorku miedzi (I) jedną z podanych niżej metod.

### **Synteza chlorku miedzi (I) CuCl metodą I**

W 100 cm<sup>3</sup> kolbie stożkowej (Erlenmayera) rozpuścić 2 g chlorku miedzi (II) CuCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O w 12 cm<sup>3</sup> odtlenionej argonem wody. Następnie dodać 5 cm<sup>3</sup> stężonego roztworu HCl. Kolbę z roztworem ogrzewać na płycie grzejnej. Do roztworu dodać małymi porcjami 1,5 g proszku (pyłu) miedziowego. Całość ogrzewać do momentu aż przestanie zmieniać się barwa roztworu. W tym czasie przygotować buteleczkę, do której będzie przesypywany chlorek i zważyć ją. Do drugiej zlewki o poj. 150 cm<sup>3</sup> wlać 60 cm<sup>3</sup> odtlenionej argonem wody. Do tej zlewki zlać znad osadu (zdekantować) mieszaninę reakcyjną, tak by nie przelać do niej nieprzereagowanego pyłu miedziowego. Powinien wypaść osad chlorku miedzi (I) CuCl. Osad odsączyć na lejku Buchnera pod zmniejszonym ciśnieniem, uważając, by chronić osad przed dostępem tlenu z powietrza – natychmiast przemyć 2 porcjami etanolu po ok. 4 cm<sup>3</sup>, a następnie 4 porcjami (po 4 cm<sup>3</sup>) eteru dietylowego. Podczas każdego przemywania należy delikatnie mieszać osad. Po przemyciu osad suszyć pozostawiając go na sączku przez ok. 1 min. Osad wraz z lejkiem przenieść na 1 godz. do eksykatora z żelazem krzemionkowym. Eksykator ogrzewać do ok. 70°C. Proces suszenia można przyspieszyć, prowadząc je pod zmniejszonym ciśnieniem. Następnie przenieść związek do buteleczki i zważyć. Przechowywać go pod argonem, bez dostępu powietrza. Buteleczkę należy uszczelnić parafilmem. Na podstawie otrzymanej masy chlorku miedzi (I) obliczyć wydajność procesu.

### **Synteza chlorku miedzi (I) CuCl metodą II**

Do zlewki o pojemności 50 cm<sup>3</sup> wsypać 5 g siarczanu (IV) sodu i rozpuścić go w 25 cm<sup>3</sup> wody. Następnie, w innej zlewce (50 cm<sup>3</sup>), rozpuścić 6,5 g chlorku miedzi (II) w 12 cm<sup>3</sup> wody. W trzeciej, dużej (800 cm<sup>3</sup>) zlewce przygotować roztwór kwasu siarkowego (IV) przez rozpuszczenie 0,5 g siarczanu (IV) sodu w 500 cm<sup>3</sup> wody i następnie dodanie 6 cm<sup>3</sup> 2 mol/dm<sup>3</sup> roztworu HCl. Do zlewki (400 cm<sup>3</sup>) wlać roztwór chlorku miedzi (II). Następnie do tego roztworu dodawać powoli, intensywnie mieszając, roztwór siarczanu sodu (IV). Rozcieńczyć powstającą zawiesinę CuCl dodając około połowę przygotowanego roztworu kwasu siarkowego (IV) H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>. Zdekantować roztwór znad osadu. Odsączyć osad na lejku Buchnera, a następnie przemyć pozostałym roztworem kwasu siarkowego (IV), zwracając uwagę, by osad zawsze był pokryty warstwą cieczy. Następnie przemyć produkt trzema porcjami etanolu i czterema porcjami eteru, każda porcja po ok. 2 cm<sup>3</sup> rozpuszczalnika. Produkt osuszyć w eksykatorze próżniowym i przechowywać w szczelnie zamkniętym naczyniu. . Na podstawie otrzymanej masy chlorku miedzi (I) obliczyć wydajność procesu.

**Część II.** Przeprowadzenie i analiza reakcji z chlorkiem miedzi (I).

- a. Małą ilość (na czubku łypatki) CuCl dodać do 10 cm<sup>3</sup> wody. Zanotować obserwacje.
- b. Sporządzić roztwór ok. 0,1 g KCl w 10 cm<sup>3</sup> wody. Do tego roztworu dodać małą ilość CuCl (na czubku łypatki). Zanotować obserwacje. Następnie dodać kilka kropel roztworu stężonego amoniaku. Zanotować obserwacje.
- c. Przeprowadzić reakcje z CuCl<sub>2</sub>. Do 2 cm<sup>3</sup> 0,03 mol/dm<sup>3</sup> roztworu soli dodać 1 cm<sup>3</sup> stężonego 25% roztworu amoniaku. Zanotować obserwacje.

### Część III. Synteza jodku miedzi (I).

#### Synteza jodku miedzi (I) CuI

W 50 cm<sup>3</sup> wody rozpuścić 0,5 g CuCl<sub>2</sub>•2H<sub>2</sub>O. W drugiej zlewce przygotować roztwór zawierający 1 g KI w 40 cm<sup>3</sup> wody. Otrzymany roztwór jodku potasu wlać do zlewki z roztworem chlorku miedzi(II). Zanotować obserwacje. Otrzymany produkt odsączyć i przenieść do zlewki o pojemności 25 cm<sup>3</sup>. Następnie kilka dodać ok. 5 cm<sup>3</sup> etanolu i intensywnie zamieszać szklaną bagietką, tak aby rozpuścić wydzielony jod. Etanol zdekantować. Czynność powtórzyć 2-3 razy, tak aby jak najdokładniej usunąć jod. Pozostały osad powinien być szary. Otrzymany związek wysuszyć i zważyć. Na podstawie otrzymanej masy jodku miedzi (I) obliczyć wydajność procesu.

#### Część IV. Przeprowadzenie i analiza reakcji z jodkiem miedzi (I).

- a. Do 10 ml wody dodać małą ilość CuI (na czubku łopatkki). Zanotować obserwacje. Następnie dodać kilka kropel stężonego 25% roztworu amoniaku. Zanotować obserwacje.
- b. Do 10 ml roztworu KI o stężeniu 3.5 mol/dm<sup>3</sup> dodać małą ilość CuI (analogiczną jak w części a). Intensywnie zamieszać roztwór i zanotować obserwacje. Następnie dodać kilka (ok.10) cm<sup>3</sup> wody. Zanotować obserwacje.

#### **IV. Sposób opracowania wyników badań i ich dyskusji.**

1. Podać równania wszystkich zachodzących w trakcie syntezy CuCl i CuI reakcji.
2. Obliczyć wydajność reakcji syntezy.
3. Opisać i objaśnić procesy przebiegające w części II.
4. Dlaczego podczas syntezy CuCl, wypada w postaci osadu po dodaniu wody?
5. Zaproponować inny substrat – reduktor, który umożliwi otrzymanie chlorku miedzi (I) CuCl z chlorku miedzi (II) CuCl<sub>2</sub>. Napisać równanie odpowiedniej reakcji.
6. Na podstawie równania Nernsta wyznaczyć stałą równowagi Cu(II)-Cu(I) w roztworze wodnym. Wykorzystując stałą równowagi obliczyć: a) stężenie Cu(I) przy zastosowanym w ćwiczeniu stężeniu Cu(II); b) stężenie Cu(I) w roztworach, w których stężenia Cu(II) i Cu(I) są takie same.
7. Obliczyć wartość potencjału (E) dla reakcji syntezy CuCl z Cu(II) i Cu(0) wykorzystując odpowiednie potencjały standardowe. Porównać z odpowiadającym mu potencjałem w przypadku nieobecności jonów chlorkowych w układzie.
8. Na podstawie zależności pomiędzy potencjałem termodynamicznym G<sup>0</sup> a potencjałem standardowym układu E<sup>0</sup> obliczyć ΔG<sup>0</sup> dla powyższego procesu.
9. Opisać wpływ halogenków na stabilizację jonów miedzi na drugim (II) i na pierwszym (I) stopniach utlenienia.

Wszystkie obliczenia muszą być poparte odpowiednim komentarzem.

# ĆWICZENIE 17.

## **BADANIE KINETYKI HYDROLIZY KWASOWEJ JONU tris(1,10-FENANTROLINA)ŻELAZA (II)**

### **I. Zakres teoretyczny materiału**

1. Energia aktywacji.
2. Kompleksy labilne, inertne i bierne.
3. Mechanizmy reakcji wymiany ligandu (substytucji, podstawienia) w związkach kompleksowych.
4. Hydroliza jonów kompleksowych.
5. Mechanizm hydrolizy w zależności od środowiska oraz od budowy kompleksu.
6. Efekt trans.
7. Reakcje przeniesienia elektronów - mechanizmy zewnątrz- i wewnątrzsferowe.

### **II. Zalecana literatura**

1. A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN Warszawa 2011.
2. S.F.A. Kettle, „Fizyczna chemia nieorganiczna”, PWN Warszawa 1999.
3. P. Urbaniak, „Wykłady z chemii nieorganicznej” – materiały z wykładów.
4. M. Cieślak-Golonka, J. Starosta, M. Wasilewski, „Wstęp do chemii koordynacyjnej”, PWN Warszawa 2010.
5. P.A. Cox, „Chemia nieorganiczna”, PWN Warszawa 2003.

### **III. Wykonanie ćwiczenia.**

#### **1. Wstępne przygotowanie się do ćwiczenia. Przed rozpoczęciem doświadczenia należy:**

- A. Podać przykładowe typy możliwych reakcji hydrolizy związków kompleksowych wraz z ich mechanizmami, w zależności od budowy związku kompleksowego i od środowiska.
- B. Wytłumaczyć, jak przy użyciu pojęcia energii aktywacji pola ligandów można wytłumaczyć labilność lub inertność związków kompleksowych w reakcjach wymiany ligandów.
- C. Narysować wzory strukturalne 1,10-fenantroliny oraz badanego jonu kompleksowego. Wzory powinny obrazować przestrzenne rozmieszczenie tomów wężła koordynacyjnego, tj. żelaza i atomów azotu

#### **2. Przeprowadzenie doświadczenia:**

**UWAGA I:** Do wykonania ćwiczenia należy przystąpić możliwie szybko i sprawnie, gdyż czas potrzebny na jego wykonanie wynosi ok. 3,5 godz.

**UWAGA II:** Pomiary należy wcześniej dobrze przemyśleć i czasowo rozplanować. Czas pomiarów należy tak zaplanować, aby uniknąć jednoczesnego pobierania i mierzenia próbek.

**UWAGA III:** Temperaturę, przy której prowadzi się pomiary w kolbach 3 i 4 należy uzgodnić z prowadzącym ćwiczenia.

## **Część I.**

Przygotowanie roztworu kompleksu do badań (przygotowuje prowadzący zajęcia):

Rozpuścić 1,32 g siarczanu(VI) amonowożelazowego(II) i 2 g monohydratu 1,10-fenantroliny w 300 cm<sup>3</sup> wody destylowanej. Roztwór ogrzać do temperatury 50°C i mieszać, tak długo, aż całkowicie rozpuści się 1,10-fenantrolina. Otrzymany roztwór siarczanu(VI) tris(1,10-fenantrolina)żelaza(II) ochłodzić i przelać do ciemnej butelki.

## **Część II.**

Pomiary mające na celu wyznaczenie wartości stałych szybkości reakcji i energii aktywacji procesu:

Przed przystąpieniem do pomiarów przygotować spektrofotometr. W tym celu należy ustawić długość fali, przy której będą prowadzone pomiary ( $\lambda = 510 \text{ nm}$ ) oraz przeprowadzić kalibrację aparatu – stosując jako odnośnik wodę.

Do czterech kolb miarowych 100 cm<sup>3</sup> odmierzyć pipetą po 45 cm<sup>3</sup> 0.5 mol/dm<sup>3</sup> roztworu kwasu siarkowego(VI) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. W kolbie nr 1 zmierzyć i zanotować temperaturę roztworu. Kolby numer 3 oraz nr 4 po zamknięciu korkami, należy umieścić w termostacie, nastawiając temperaturę co najmniej o 15°C wyższą niż zmierzona w kolbie nr 1.

Do kolb nr 1 oraz nr 2 dodać pipetą automatyczną po 0,35 cm<sup>3</sup> roztworu kompleksu. Zanotować czas dodania roztworu kompleksu - t<sub>0</sub>. Możliwie szybko z kolbki nr 1 odpipetować do kuwety ok. 2 cm<sup>3</sup> badanego roztworu i zmierzyć na spektrofotometrze jego absorbancję. Zanotować czas wykonanego pomiaru t<sub>1</sub>. Po upływie 10 minut od wprowadzenia roztworu kompleksu do kwasu, pobrać z kolbki kolejne ok. 2 cm<sup>3</sup> i zmierzyć jego absorbancję oraz czas jej pomiaru t<sub>2</sub>. Powyższy sposób postępowania powtarzać, aż otrzyma się 15 punktów pomiarowych.

Podobnie postępować z kolbką nr 2, lecz pierwszy pomiar przeprowadzić po 5 min (t<sub>1</sub>) od chwili zmieszania reagentów (t<sub>0</sub>), natomiast kolejne w odstępach dziesięciominutowych.

Pomiary w kolbach nr 3 oraz nr 4 można rozpocząć po ok. 30 minutach termostatowania. Zmierzyć i zanotować temperaturę roztworu w kolbie nr 3. Następnie pipetą automatyczną dodać po 0,35 cm<sup>3</sup> roztworu kompleksu żelaza(II). Zanotować czas – t<sub>0</sub>. Możliwie szybko wykonać pomiar próbki pobranej z kolby nr 3. Pierwszy pomiar z kolby nr 4 przeprowadzić po 2 min. (t<sub>1</sub>) od zmieszania roztworów (t<sub>0</sub>). Czasy pomiędzy pobieraniem kolejnych próbek powinny dla obu próbek wynosić 5 min. Pomiary powtarzać do otrzymania dla każdej próbki 15 punktów pomiarowych. Wyniki pomiarów absorbancji roztworów w czterech kolbach przedstawić w tabelach.

### **IV. Sposób opracowania wyników badań i ich dyskusji.**

1. Napisać równania zachodzących reakcji
2. Sporządzić wykresy  $\log A = f(t)$ .
3. Metodą najmniejszych kwadratów wyznaczyć wartości stałych szybkości reakcji w dwóch temperaturach. Wyniki z pomiarów w identycznych temperaturach – uśrednić i podać w tabelce.
4. Sporządzić wykres  $\log k = f(1/T)$ .
5. Wyznaczyć orientacyjną wartość energii aktywacji E<sub>akt</sub>
6. Otrzymaną wartość porównać z wartością literaturową (E<sub>akt</sub> = 125,6 kJ/mol).
7. Odpowiedzieć na pytania: a) Czy badany kompleks może ulegać hydrolizie zgodnie z mechanizmem sprzężonej zasady? b) W jakim środowisku reakcja hydrolizy badanego kompleksu będzie szybsza: kwasowym czy zasadowym? Odpowiedzi należy uzasadnić.

Wszystkie obliczenia muszą być poparte odpowiednim komentarzem.