

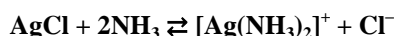
**Ćwiczenia laboratoryjne z przedmiotu nauczania:
„Chemia Ogólna i Nieorganiczna”
dla studentów I roku Kierunku Farmacja**

*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 7:
Związki kompleksowe*

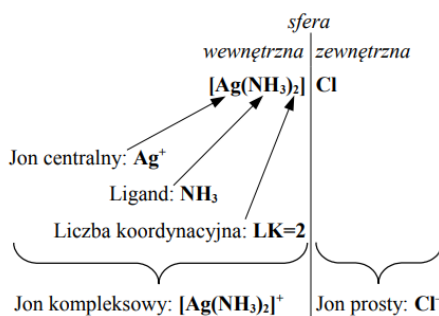
*Opracowanie:
dr n. farm. Angelika Adamus-Grabicka
Aktualizacja:
mgr inż. Monika Kawka-Człapińska*

Budowa związków kompleksowych

Związki kompleksowe (koordynacyjne) to cząsteczki lub jony zawierające atom centralny, połączony z liczbą cząstek lub jonów (zwanych ligandami) przewyższającą klasyczną wartościowość. **Wiązanie koordynacyjne** powstaje w wyniku oddania wolnej pary elektronowej liganda (donor elektronów) na puste orbitale atomu centralnego (akceptor elektronów). W oparciu o teorię kwasów i zasad Lewisa, kwasem jest atom, cząsteczka lub jon będący akceptorem pary elektronowej, natomiast zasadą jest atom, cząsteczka lub jon będący akceptorem pary elektronowej.



Utworzony jon diaminasrebra(I) zbudowany jest w taki sposób, że jon Ag^+ otoczony jest dwiema cząsteczkami NH_3 leżącymi z nim w jednej linii prostej. W tym przypadku kation Ag^+ pełni funkcję jonu centralnego (określanego również mianem rdzenia lub centrum koordynacji), a połączone z nim cząsteczki NH_3 spełniają rolę ligandów. Taki jon złożony z rdzenia i połączonych z nim ligandów nosi nazwę **jonu kompleksowego** lub **koordynacyjnego** i zwykle zapisywany jest w nawiasie kwadratowym (np. $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$) (Rysunek 1).



Rysunek 1: Schemat budowy związku kompleksowego.

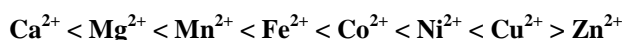
Ze względu na ładunek wewnętrznej sfery koordynacyjnej wyróżnia się jony i związki kompleksowe: kationowe, anionowe, kationowo - anionowe i obojętne. Przedstawione poniżej przykłady związków należą do kompleksów **jednordzeniowych** ponieważ posiadają jedno centrum koordynacji (Tabela 1).

JEDNORDZENIOWE	
KATIONOWE	ANIONOWE
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ kation diaminasrebra(I)	$[\text{CuCl}_4]^{2-}$ anion tetrachloromiedzianowy(II)
$[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ kation tetraakwaplatyny(II)	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ anion tetrahydroksocynkanowy
$[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ kation pentaakwahydroksoglinu	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ anion heksacyjnanożelazianowy(III)
KATIONOWO - ANIONOWE	OBOJĘTNE
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6][\text{Fe}(\text{CN})_6]$ heksacyjanożelazian(II) heksaaminaniklu(II)	$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ pentakarbonylnikiel(0)
$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4][\text{HgI}_4]$ tetrajodortęcian(II) tetraakwakobaltu(II)	$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$ dibenzenchrom(0) lub bis(benzeno)chrom(0)
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4][\text{Zn}(\text{OH})_4]$ tetrahydroksocynkan tetraaminamiedzi(II)	$[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$ triaminatri(nitrito-N)kobalt(III) lub triaminatriazotynkobalt(III)

Tabela 1: Podział jednordzeniowych jonów i związków kompleksowych.

Kompleksy, które posiadają dwa lub więcej rdzeni noszą nazwę kompleksów **wielordzeniowych** np. $[(\text{NH}_3)_5\text{Cr}(\text{OH})\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_5]$ chlorek μ -hydrokso-bis[pentaaminachromu(III)].

W procesie powstawania wiązania koordynacyjnego ligandy pełnią rolę donora par elektronowych, a jony/atomy metali stają się akceptorami. Powstawaniu związków kompleksowych sprzyja fakt, że kationy metali grup głównych posiadają wolne orbitale s i p , a kationy metali przejściowych nie mają w pełni zapełnionych elektronami orbitali d . **Kompleksy łatwiej tworzą małe jony, o dużym ładunku i pustych orbitalach.** Metale znajdujące się w I i II grupie układu okresowego (litowce i berylłowce) mające duże jony i nie wykazują zdolności kompleksotwórczych, z wyjątkiem berylu. Największą tendencję do tworzenia związków kompleksowych wykazują metale bloku d , dzięki małej objętości atomu oraz udziałowi orbitali d w wiązaniach. Trwałość kompleksów ligandu z dwuwartościowymi metalami wzrasta zgodnie z **Szeregiem Irvinga - Williamsa**:



W powyższym szeregu zmniejsza się promień jonu i rośnie siła wiązania metal-ligand, dzięki czemu trwałość związków kompleksowych wzrasta w prawą stronę (największą trwałość osiągają kompleksy miedzi Cu^{2+}).

Nomenklatura związków kompleksowych

Zgodnie z obowiązującymi zaleceniami IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) w celu podania pełnej nazwy związku kompleksowego:

- a.) W pierwszej kolejności wymienia się w porządku alfabetycznym nazwy ligandów (Tabela 2), a następnie podaje się nazwę jonu lub atomu centralnego. Zapisując wzór sumaryczny jonu kompleksowego zachowuje się odwrotną kolejność, zgodną ze schematem:

[jon/atom centralny, ligand anionowy, ligand obojętny]

Wzór	Nazwa	Wzór	Nazwa	Wzór	Nazwa
Ligandy anionowe					
OH⁻	hydrokso-	CN⁻	cyjano-	F⁻	fluoro-
I⁻	jodo-	SCN⁻	tiocyjaniano-	O²⁻	okso-
Br⁻	bromo-	S₂O₃²⁻	tiosiarczano-	NO₃⁻	azotano-
Cl⁻	chloro-	NO₂⁻	azotyno-	O₂²⁻	nadtleno-
Ligandy obojętne					
NH₃	amina-	CO	karbonylo-		
H₂O	akwa-	NO	nitrozylo-		

Tabela 2: Nazwy wybranych ligandów.

- b.) Liczbę ligandów określa się za pomocą greckich przedrostków: **mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hekso-, hepta-** itd., np. **heksacyjanożelazian(II)** potasu; $K_4[Fe(CN)_6]$. W przypadku kompleksów o bardziej skomplikowanej budowie używa się przedrostków zwielokrotniających: **bis-, tris-, tetrakis-** itd., np. **bis(tetrahydroksoglinian)** magnezu; $Mg[Al(OH)_4]_2$.
- c.) Stopień utlenienia jonu lub atomu centralnego zapisuje się cyfrą rzymską umieszczoną w okrągłym nawiasie za nazwą jonu centralnego np. **heksahydroksochromian(III)** sodu; $Na_3[Cr(OH)_6]$.
- d.) W przypadku kompleksów anionowych do nazwy jonu centralnego dodaje się końcówkę **-an** lub **-ian** np. **pentacyjanonitrozyłżelazian (II)** potasu; $K_3[Fe(CN)_5(NO)]$.
- e.) W przypadku kompleksów kationowych nazwę jonu centralnego wymienia się w drugim przypadku liczby pojedynczej np. **chlorek diaminasrebra (I)**; $[Ag(NH_3)_2]Cl$.
- f.) W przypadku kompleksów obojętnych nazwa atomu centralnego pozostaje w niezmienionej formie np. **pentakarbonyłżelazo(0)**; $[Fe(CO)_5]$.

Wzór związku	Nazwa związku lub jonu kompleksowego		
$K_3[Fe(CN)_6]$	heksacyjanożelazian(III) potasu	heksacyjanożelazian (3-) potasu	heksacyjanożelazian tripotasu
$K_2[HgI_4]$	tetrajodortęcian(II) potasu	tetrajodortęcian (2-) potasu	tetrajodortęcian dipotasu
$[Cr(H_2O)_6Cl_3]$	chlorek heksaakwachromu(III)	chlorek heksaakwachromu(3+)	trichlorek heksaakwachromu
$[Ni(NH_3)_6]SO_4$	siarczan heksaaminaniklu(II)	siarczan heksaaminaniklu (2+)	-
$[Co(H_2O)_6](NO_3)_2$	azotan heksaakwakobaltu(II)	azotan heksaakwakobaltu (2+)	diazotan heksaakwakobaltu
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	jon tetraaminamiedzi(II)	jon tetraaminamiedzi (2+)	tetraaminamiedź(II)
$[Zn(OH)_4]^{2-}$	jon tetrahydroksocynkanowy	jon tetrahydroksocynkanowy(2-)	tetrahydroksocynkan
$[Ag(CN)_4]^{3-}$	jon tetracyjanosrebrzanowy(I)	jon tetracyjanosrebrzanowy (3-)	tetracyjanosrebrzan(I)
$[Pt(Cl)_6]^{2-}$	jon heksachloroplatynianowy(IV)	jon heksachloroplatynianowy (2-)	heksachloroplatynian (IV)

Tabela 3: Przykłady nazewnictwa wybranych związków kompleksowych oraz ich jonów

Liczba koordynacyjna, a przestrzenne rozmieszczenie ligandów w kompleksie

Rolę liganda mogą pełnić zarówno cząsteczki obojętne (np. H₂O, NH₃, CO), jak i aniony (np. Cl⁻, F⁻, NO₂⁻), które posiadają w swojej strukturze przynajmniej jeden atom dysponujący wolną parą elektronową. Dzięki temu ligandy znajdują się w bezpośrednim otoczeniu atomu centralnego i łączą się z nim za pomocą jednego lub kilku wiązań koordynacyjnych. Liczba przyłączonych par elektronowych nazywana jest **liczbą koordynacyjną (LK)** i odpowiada liczbie przyłączonych ligandów. Wielkość liczby koordynacyjnej nie jest cechą charakterystyczną dla danego jonu centralnego i zależy między innymi od rodzaju przyłączonych do rdzenia ligandów. Liczba koordynacyjna decyduje o określonej strukturze przestrzennej kompleksu (Tabela 4) i najczęściej przyjmuje wartości liczb parzystych od 2 do 8.


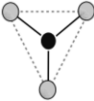
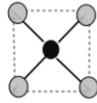
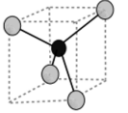
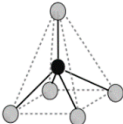
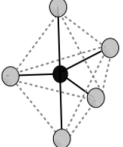
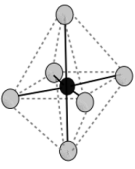
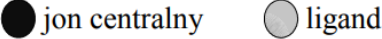
Liczba koordynacyjna (LK)	Przestrzenne rozmieszczenie ligandów w kompleksach	Przykłady
2	 Struktura liniowa	[Ag(CN) ₂] ⁻ [AuCl ₂] ⁻
3	 Trójkąt (struktura płaska)	[HgI ₃] ⁻ [SnCl ₃] ⁻
4	 Kwadrat (struktura płaska)  Czworoscian foremny (tetraedr)	[Ni(CN) ₄] ²⁻ [Pt(NH ₃) ₄] ²⁺ [FeCl ₄] ⁻ [Co(H ₂ O) ₄] ²⁺
5	 Piramida tetragonalna  Bipiramida trygonalna	[Ni(CN) ₅] ³⁻
6	 Ośmiościan foremny (oktaedr)	[Co(NH ₃) ₆] ³⁺ [Co(H ₂ O) ₆] ²⁺ [FeF ₆] ³⁻
		

Tabela 4: Struktury przestrzenne wybranych jonów kompleksowych.

Przebieg ćwiczenia

1. Ligandy jednokoordynacyjne

a. Woda jako ligand – akwakompleksy

Celem doświadczenia jest otrzymanie związków kompleksowych zawierających wodę, jako ligand oraz obserwacja zmiany zabarwienia hydratów, soli bezwodnej i akwakompleksów. Hydraty to sole uwodnione, czyli sole zawierające wbudowane w sieć krystaliczną cząsteczki wody. Woda, związana w hydratách nosi nazwę wody krystalizacyjnej. Hydraty są wrażliwe na podwyższenie temperatury. W wyniku ogrzewania dochodzi do utraty wody z sieci krystalicznej. Skutkuje to przejściem hydratu do formy mniej uwodnionej lub do soli bezwodnej. Bardzo często przemianie hydratu w bezwodną sól towarzyszy zmiana barwy, dlatego sole tego samego kationu charakteryzują się inną barwą. Podobna sytuacja zachodzi w akwakompleksach, ponieważ cząsteczki wody pełnią rolę liganda przyłączonego do atomu centralnego.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Stały siarczan miedzi(II) pięciowodny ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- ✓ Stały siarczan kobaltu(II) siedmiowodny ($\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Łapa drewniana
- ✓ Palnik gazowy
- ✓ Probówka (2 sztuki)
- ✓ Szpatułka-łyżeczka

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch ponumerowanych, dużych i suchych probówek wsypać niewielką ilość soli $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ oraz $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
- Ogrzewać ostrożnie probówki w płomieniu palnika, trzymając wylot probówki skierowany ku dołowi. Obserwować zachodzące zmiany oraz zanotować barwy otrzymanych soli bezwodnych.
UWAGA! Nie wkładać gorących probówek do statywu!
- Po ostygnięciu probówek do każdej dodać 2 mL wody i wymieszać. Jeśli roztwór nie jest klarowny umieścić probówkę w łaźni na 2 minuty.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 1 zanotować obserwacje zwracając uwagę na barwy stałych soli (hydratów i bezwodnych) jak i barwy powstałych akwakompleksów. Równania reakcji zachodzących w czasie rozpuszczania bezwodnych soli w wodzie oraz otrzymywania akwakompleksów zapisać w postaci jonowej, przyjmując, że liczba koordynacyjna jonów centralnych wynosi 6.
- **Sformułuj wnioski: Dlaczego następuje zmiana zabarwienia badanych soli w wyniku ogrzewania, a następnie po dodaniu wody?**

Sól	Barwa hydratu	Barwa soli bezwodnej (po podgrzaniu w płomieniu)	Barwa akwakompleksu (po rozpuszczeniu)	Równania reakcji
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$				
$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$				

Tabela 1: Zmiany barwy suchych soli po ogrzewaniu

b. Anion wodorotlenowy jako ligand

Celem ćwiczenia jest zapoznanie z reakcją kompleksowania oraz reakcją otrzymywania hydroksokompleksów. Dodanie niewielkiej ilości mocnej zasady do roztworu soli powoduje strącanie barwnego osadu. Dodając w nadmiarze mocnej zasady niektóre z osadów wodorotlenków ulegają kompleksowaniu w wyniku czego powstają roztwory hydroksokompleksów. Jony hydroksokompleksów zawierających jony metali o właściwościach amfoterycznych ulegają reakcji zarówno z zasadą, jak i kwasem. Jony metali o charakterze zasadowym będą reagowały tylko z kwasem, w wyniku czego powstają jony akwakompleksów o barwach podobnych do kolorów roztworów soli wyjściowych związków. Reakcje tworzenia hydroksokompleksów są odwracalne - w obecności jonów H_3O^+ następuje protonowanie jonów OH^- prowadzące w kwaśnym roztworze do odtworzenia akwakompleksu.

Odczynniki, sprzęt, aparatur

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu kobaltu(II) ($\text{Co}(\text{NO}_3)_2$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu niklu(II) ($\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L siarczanu glinu ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu cynku ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$)
- ✓ Roztwór 1 mol/L wodorotlenku sodu (NaOH)
- ✓ Roztwór 6 mol/L wodorotlenku sodu (NaOH)
- ✓ Roztwór 2 mol/L kwasu azotowego (HNO_3)
- ✓ Roztwór 6 mol/L kwasu azotowego (HNO_3)
- ✓ Probówka (4 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

- Do 4 ponumerowanych probówek wlać po 5 kropli 0,5 mol/L roztworów soli: niklu (II), kobaltu (II), cynku i glinu.
- Do każdej z probówek dodawać kroplami 1 mol/L roztwór wodorotlenku sodu, aż do wytrącenia się osadu.
- Do osadu dodać **kroplami** roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 6 mol/L. Zaobserwować, które z osadów uległy rozpuszczeniu po dodaniu NaOH . Probówki z osadami, które nie uległy rozpuszczeniu zostawić, będą wykorzystane w dalszej części ćwiczenia. **UWAGA!!! (Nie należy dodawać więcej niż 15 kropli NaOH , ze względu na rozcieńczenie roztworu).**
- Do probówek, w których osad uległ rozpuszczeniu dodać kroplami 2 mol/L kwas azotowy, do momentu ponownego wytrącenia się osadu.
- Do wszystkich probówek dodawać kroplami 6 mol/L kwas azotowy, aż do rozpuszczenia osadów.
- W zeszycie laboratoryjnym, w postaci Tabeli 2 zanotować obserwacje wraz z barwami powstających związków z zaznaczeniem czy jest to roztwór czy osad oraz zapisać jonowo równania reakcji zachodzących po dodaniu do roztworów odczynników. Liczba koordynacyjna hydroksokompleksów wynosi 4.
- **UWAGA:** Tabelę należy narysować w poziomie!
- **Sformułuj wnioski:**
 - Podaj nazwy poznanych jonów hydroksokompleksowych.
 - Dlaczego nastąpiła zmiana barwy osadu $\text{Co}(\text{OH})_2$ po dodaniu nadmiaru wodorotlenku?

Roztwór i kolor	Dodany odczynnik, i równania reakcji			
	NaOH		HNO ₃	
	a) mała ilość	b) nadmiar	c) mała ilość	d) nadmiar
Ni(NO ₃) ₂				
Barwa	Barwa	Barwa	Barwa	Barwa
Co(NO ₃) ₂				
Barwa	Barwa	Barwa	Barwa	Barwa
Zn(NO ₃) ₂				
Barwa	Barwa	Barwa	Barwa	Barwa
Al ₂ (SO ₄) ₃				
Barwa	Barwa	Barwa	Barwa	Barwa

Tabela 2: Wytrącanie się osadów i ich rozpuszczanie w nadmiarze odczynnika

c. Amoniak jako ligand

Celem ćwiczenia jest otrzymanie aminakompleksów w reakcji ze stężonym roztworem amoniaku. Liczba koordynacyjna w aminakompleksie Cu(II) wynosi 4, natomiast w pozostałych jonach kompleksowych 6. Podobnie jak w przypadku hydroksokompleksów, tworzenie aminakompleksów ze względu na zasadowy charakter wodnego roztworu amoniaku najczęściej zachodzi z przejściowym strąceniem osadu odpowiedniego wodorotlenku.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór azotanu miedzi(II) (☉ Cu(NO₃)₂)
- ✓ Roztwór azotanu niklu(II) (☉ Ni(NO₃)₂)
- ✓ Roztwór azotanu cynku (☉ Zn(NO₃)₂)
- ✓ Roztwór siarczanu glinu (Al₂(SO₄)₃)
- ✓ Roztwór 2 mol/L wody amoniakalnej (☉ NH₃·H₂O)
- ✓ Roztwór stężony wody amoniakalnej (☉ NH₃·H₂O)
- ✓ Roztwór 6 mol/L kwasu azotowego (☉ HNO₃)
- ✓ Probówka (4 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

- Do 4 ponumerowanych probówek wlać po 5 kropli roztworów soli metali: Cu(II), Ni(II), Zn i Al.
- Do każdej probówki dodać kroplami 2 mol/L NH₃·H₂O, aż do wytrącenia osadu. Zanotować obserwacje, zwracając uwagę na kolory osadów
- Dodać kroplami stężony roztwór amoniaku. Zaobserwować, które z osadów uległy rozpuszczeniu po dodaniu nadmiaru odczynnika.
- Do probówek, w których osad uległ rozpuszczeniu, dodać **kroplami** 6 mol/L kwas azotowy do ewentualnego wytrącenia osadu, a następnie nadmiar, aż do jego rozpuszczenia.
- W zeszycie laboratoryjnym, w postaci Tabeli 3 zanotować obserwacje wraz z barwami powstających kolejno związków z zaznaczeniem czy jest to roztwór czy osad oraz w postaci jonowej równania reakcji zachodzących po dodaniu odczynników (Liczba koordynacyjna w aminakompleksie Cu(II) wynosi 4, a w pozostałych 6).
- **UWAGA:** Tabelę należy narysować w poziomie!
- **Sformułuj wnioski:** Podać nazwy otrzymanych aminakompleksów.

Roztwór i kolor	Dodany odczynnik, i równania reakcji		
	NH ₃ ·H ₂ O		HNO ₃
	a) mała ilość	b) nadmiar	c) nadmiar
Cu(NO₃)₂			
Barwa	Barwa	Barwa	Barwa
Ni(NO₃)₂			
Barwa	Barwa	Barwa	Barwa
Zn(NO₃)₂			
Barwa	Barwa	Barwa	Barwa
Al₂(SO₄)₃			
Barwa	Barwa	Barwa	Barwa

Tabela 3: Wytrącanie się osadów i ich rozpuszczanie w nadmiarze odczynnika.

2. Otrzymywanie kompleksów kationowych i anionowych

Celem ćwiczenia jest otrzymanie kationowych i anionowych jonów kompleksowych w wyniku dodania nadmiaru odczynnika kompleksującego.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 3% azotanu bizmutu(III) (⊕ Bi(NO₃)₃)
- ✓ Roztwór azotanu srebra(I) (⊕ AgNO₃)
- ✓ Roztwór jodku potasu (⊕ KI)
- ✓ Roztwór chlorku sodu (⊕ NaCl)
- ✓ Roztwór stężony wody amoniakalnej (⊕ NH₃·H₂O)
- ✓ Probówka (2 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek dodać po 5 kropli roztworu odpowiedniej soli, a następnie powoli kroplami odczynnik strącający, aż do pojawienia się osadu (zgodnie z Tabelą 4).
- Do powstałego osadu dodać w nadmiarze odczynnik kompleksujący, aż do jego rozpuszczenia.
- W zeszycie laboratoryjnym, w postaci Tabeli 4 zanotować obserwacje wraz ze wzorami sumarycznymi i barwami produktów reakcji oraz zapisać w formie jonowej równania zachodzących reakcji. Napisać równania całkowitej dysocjacji otrzymanych jonów kompleksowych.
- **Sformułuj wnioski: Podaj nazwy otrzymanych jonów kompleksowych.**

Badany roztwór	Odczynnik strącający	Wzór i barwa osadu	Odczynnik Kompleks.	Wzór i barwa jonu kompleks.	LK	Równania reakcji
Bi(NO ₃) ₃	KI		KI		4	
AgNO ₃	NaCl		NH ₃ ·H ₂ O		2	

Tabela 4: Odpowiednie odczynniki strącające i kompleksujące.

3. Sole podwójne – Odróżnianie soli podwójnej od związku kompleksowego na przykładzie związków zawierających jony Fe (II)

Celem ćwiczenia jest wykrycie jonów Fe^{2+} , SO_4^{2-} , NH_4^+ wchodzących w skład soli podwójnej - soli Mohra oraz porównanie związku kompleksowego z solą podwójną. Związki kompleksowe nie ulegają reakcji dysocjacji w typowy sposób dla soli podwójnej. Jon metalu wchodzący w skład jonu kompleksowego jest trwale z nim związany. Sole podwójne ulegają dysocjacji elektrolitycznej rozpadając się na jony proste, a związki kompleksowe na jony proste i jony kompleksowe (złożone).

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór siarczanu amonu żelaza(II) $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, sól Mohra
- ✓ Roztwór tioacetamidu (Ⓢ) CH_3CSNH_2 , amidu kwasu tiooctowego, AKT
- ✓ Roztwór stężony wody amoniakalnej (Ⓢ) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- ✓ Roztwór chlorku baru (Ⓢ) BaCl_2
- ✓ Roztwór 6 mol/L wodorotlenku sodu (Ⓢ) NaOH
- ✓ Roztwór heksacyjanożelazianu(II) potasu (Ⓢ) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Papierki wskaźnikowe
- ✓ Probówka (3 sztuki)
- ✓ Łaźnia wodna

Wykonanie doświadczenia

- Przygotować 4 ponumerowane probówki. Do trzech probówek wlać po 5 kropli roztworu soli Mohra.
- Do **probówki I** dodać 4 krople roztworu tioacetamidu oraz $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ do odczynu zasadowego, a następnie ogrzewać w łaźni wodnej przez 10 minut.
- Do **probówki II** dodać 5 kropli roztworu BaCl_2 .
- Do **probówki III** dodać 2 mL roztworu NaOH i ogrzewać w łaźni wodnej przez 30 sekund. Do wylotu probówki zbliżyć zwilżony papierek uniwersalny (**nie należy dotykać papierkiem ścianek probówki!**).
- Do **probówki IV** wlać 5 kropli roztworów $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ i dodać 4 krople AKT oraz $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ do odczynu zasadowego. Następnie całość ogrzewać w łaźni wodnej przez 10 minut.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 5 zanotować obserwacje i napisać równania reakcji zachodzące w probówkach. Napisać równania dysocjacji soli Mohra i heksacyjanożelazianu(II) potasu.
- **Sformułuj wnioski:**
 - **Dlaczego nie powstał osad siarczku żelaza (II) FeS ?**
 - **Uzasadnić czym różnią się sole podwójne od związków kompleksowych?**

Probówka	Zawartość	Dodany odczynnik	Obserwacje	Równanie reakcji
1	$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$	AKT + $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ + temp		
2	$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$	BaCl_2		
3	$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$	NaOH + temp + papierek		
4	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	AKT + $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ + temp		

Tabela 5: Odróżnianie soli podwójnej od związku kompleksowego

4. Trwałość związków kompleksowych – Porównanie trwałości kompleksów Fe (III) z wybranymi ligandami

Celem ćwiczenia jest otrzymanie kompleksów jonów żelaza(III) z wybranymi ligandami: H₂O, F⁻, NCS⁻. Otrzymane związki charakteryzują się różnymi barwami w zależności od odczynnika kompleksującego.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór chlorku żelaza(III) (FeCl₃)
- ✓ Roztwór tiocyjanianu potasu (Ⓢ) KSCN
- ✓ Roztwór 2 mol/L fluorku potasu (Ⓢ) KF
- ✓ Probówka (1 sztuka)

Wykonanie doświadczenia

- Do probówki wlać 5 kropli roztworu FeCl₃, dodać 1 kroplę roztworu KSCN, wymieszać, a następnie dodać 10 kropli roztworu KF.
- W zeszycie laboratoryjnym, w postaci Tabeli 6 zanotować obserwacje zwracając uwagę na zmiany zabarwienia roztworów podczas dodawania kolejnych odczynników oraz równania zachodzących kolejno reakcji w formie cząsteczkowej i jonowej, przyjmując, że liczba koordynacyjna żelaza w kompleksach wynosi 6. Podać nazwy otrzymanych związków kompleksowych.
- **Sformułuj wnioski: Uszereguj następujące ligandy: H₂O, F⁻, NCS⁻ według wzrastających tendencji do tworzenia kompleksów z jonem Fe³⁺.**

Dodany odczynnik	Barwa po dodaniu odczynnika	Wzór sumaryczny	Równanie reakcji	Nazwa
FeCl ₃				
KSCN				
KF				

Tabela 6: Trwałość związków kompleksowych

5. Ligandy jednokoordynacyjne: woda jako ligand–akwakompleksy (ćwiczenie dodatkowe)

Celem ćwiczenia jest zaobserwowanie zmiany barwy roztworu akwakompleksu zawierającego ten sam jon centralny, ale różną liczbę cząsteczek wody, pełniących rolę ligandów.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,1 mol/L chlorku kobaltu(II) (Ⓢ) CoCl₂)
- ✓ Bagietka
- ✓ Bibuła filtracyjna
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Palnik gazowy

Wykonanie doświadczenia

- Pipetą automatyczną nanieść 0,1 mol/L roztwór chlorku kobaltu(II) na bibułę filtracyjną.
- Bibułę pozostawić do wyschnięcia, a następnie podgrzać nad płomieniem palnika.
- Bibułę trzymać w parze nad łaźnią wodną, aż do zniknięcia zabarwienia.
- W zeszycie laboratoryjnym krótko opisać wykonane czynności oraz obserwacje zwracając uwagę na zmiany zabarwienia naniesionego na bibułkę roztworu.
- **Sformułuj wnioski: Jaka jest zasada działania tzw. atramentu sympatycznego zawierającego chlorek kobaltu(II)?**