

Міністерство освіти і науки України
Житомирський державний університет імені Івана Франка

Кафедра хімії

*МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ З ДИСЦИПЛІНИ*

КООРДИНАЦІЙНА ХІМІЯ



Міністерство освіти і науки України
Житомирський державний університет імені Івана Франка

Кафедра хімії

*МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ З ДИСЦИПЛІНИ*

КООРДИНАЦІЙНА ХІМІЯ



УДК 54-3
ББК 24
К-46

*Рекомендовано до друку вченою радою Житомирського державного університету
імені Івана Франка
(протокол № 15 від 27.11.2020 р.)*

Рецензенти:

В.А. Третініченко – кандидат хімічних наук, старший викладач кафедри хімії Національного університету «Києво-Могилянська академія»

І.О. Шелюк – кандидат хімічних наук, викладач вищої кваліфікаційної категорії Житомирського базового фармацевтичного фахового коледжу

Н.В. Кусяк - кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії Житомирського державного університету імені Івана Франка

К-46

Кичкирук О.Ю.

Методичні рекомендації до лабораторних занять з дисципліни «Координаційна хімія» / Кичкирук О.Ю. – Житомир: Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2020. – 40 с.

Методичні рекомендації розроблені згідно навчальної програми з дисципліни «Координаційна хімія» для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальності 102 Хімія. У посібнику містяться інструкції до лабораторних робіт, контрольні питання й задачі для підготовки до лабораторних робіт та рекомендована навчальна література.

УДК 54-3
ББК 24

© Кичкирук О.Ю. 2020
© Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2020

ЗМІСТ

Вступ

Лабораторна робота № 1 (2 год) Будова та номенклатура координаційних сполук

Лабораторна робота № 2 (2 год) Просторова будова та ізомерія комплексних сполук

Лабораторна робота № 3 (2 год) Загальна характеристика та хімічні властивості важливих елементів-комплексоутворювачів

Лабораторна робота № 4 (2 год) Властивості комплексних сполук у розчинах

Лабораторна робота № 5 (2 год) Якісний аналіз катіонів з використанням комплексних сполук

Лабораторна робота № 6 (2 год) Реакції окиснення-відновлення за участю комплексних сполук

Лабораторна робота № 7 (4 год) Комплексоутворення на поверхні твердого тіла

Лабораторна робота № 8 (4 год) Визначення купрум(II) у вигляді аміакату диференційно-фотометричним методом. Модульна контрольна робота № 1

Лабораторна робота № 9 (4 год) Застосування комплексних сполук при визначенні твердості водопровідної та природної води

Лабораторна робота № 10 (4 год) Застосування комплексних сполук при визначенні вмісту хлоридів у водопровідній та природній воді

Лабораторна робота № 11 (4 год) Застосування комплексних сполук при визначенні іонів феруму(III) у водних розчинах. Фотометричне визначення ферум(III) у вигляді сульфосаліцилату

Лабораторна робота № 12 (4 год) Потенціометричне визначення констант дисоціації комплексів. Визначення константи дисоціації саліцилової кислоти. Модульна контрольна робота № 2

Навчальна література, рекомендована для самостійної підготовки

ВСТУП

Сучасна координаційна хімія – це окремий розділ хімії, що має багато наукових напрямів, зокрема, синтез гомогенних та гетерогенних металокомплексних каталізаторів, розробка екологічно безпечних технологій добування рідкісних металів, синтез лікарських засобів. Інтегруюча роль координаційної хімії в сучасній хімічній науці визначає її використання практично у всіх областях хімії. Фізичні та хімічні закономірності, які властиві комплексним сполукам, характерні для багатьох класів неорганічних речовин, і тому вони являються зручною моделлю при вивченні будови та властивостей різних хімічних сполук.

Важливою складовою координаційної хімії є створення таких новітніх матеріалів як молекулярні магніти, елементи молекулярної електроніки, перетворювачі сонячної енергії та інші.

Координаційна хімія розглядає проблеми, які традиційно відносились як до неорганічної, так і до органічної хімії. Оскільки, комплексні сполуки відносяться до класу сполук, які містять як неорганічні, так і органічні сполуки у вигляді нейтральних або заряджених частинок. За своєю чисельністю вони посідають друге місце після органічних сполук.

Комплексні (координаційні) сполуки надзвичайно широко поширені в живій і неживій природі, застосовуються в промисловості, сільському господарстві, науці, медицині. Гемоглобін, завдяки якому здійснюється перенесення кисню з легенів до клітин тканини, є комплексом заліза, а хлорофіл, відповідальний за фотосинтез в рослинах, комплексом магнію. Мінерали, як правило, - комплексні сполуки металів. Багато лікарських препаратів містять металокомплекси в якості фармакологічно-активних речовин. Хімічні методи вилучення металів з руд пов'язані з утворенням легкокорозинних, легкоплавких і летких комплексів. Сучасна хімічна промисловість широко використовує комплекси як каталізatori. Пропоновані методичні рекомендації укладено відповідно до навчальної програми з «Координаційної хімії» для здобувачів першого рівня вищої освіти природничого факультету.

У навчальному виданні наведені лабораторні роботи, які дають можливість ознайомитись з особливостями будови комплексних сполук та хімічними властивостями, реакціями утворення їх у розчинах. Крім того, методичні рекомендації містять лабораторні роботи прикладного характеру, що дозволить показати шляхи застосування комплексних сполук в хімічному аналізі.

При укладенні видання використовувались навчальні видання та підручники із відомими методиками хімічного аналізу. Всі лабораторні роботи апробовані у навчальному лабораторному практикумі.

До кожної лабораторної роботи наведені контрольні запитання, які дають змогу здобувачам вищої освіти більш повно та глибоко зрозуміти суть та зміст теоретичних основ та практичних понять дисципліни «Координаційна хімія», а також орієнтують їх на самостійну роботу з навчальною літературою.

Методичні рекомендації містять також перелік питань до модульних контрольних робіт і до заліку, список необхідної навчальної літератури для підготовки.

МОДУЛЬ № 1

Лабораторна робота № 1 (2 год) Будова та номенклатура координаційних сполук

Мета. Закріпити знання про будову координаційних сполук згідно теорії Вернера, уміти називати сполки та правильно їх класифікувати.

План

1. Обговорення основних питань теми. Самостійна робота, поточне опитування.
2. Проведення дослідів і вивчення властивостей деяких комплексних сполук

Поточні контрольні завдання

Теоретичні питання.

1. Основні положення координаційної теорії А. Вернера
2. Важливі поняття координаційної хімії: координаційне число, донорний атом, комплексна сполука, дентатність ліганду, координаційні форми октаедр, координаційний поліедр, гелікат
3. Як визначати заряд комплексної сфери та комплексоутворювача
4. Основні типи хімічного зв'язку.
5. Механізми утворення ковалентного та йонного зв'язку.
6. Поняття про координаційний зв'язок.
7. Правила назви комплексних сполук згідно сучасної номенклатури.
8. За яким принципом утворюються назви сполук з комплексним катіоном, аніоном, нейтральних комплексів.
9. Класифікація комплексних сполук.

Рекомендована література.

1. Скопенко В.В. Хімія комплексних сполук: підручник / В.В. Скопенко. - К.: Радянська школа, 1967. – 256 с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник / Н.В. Романова. - К.: Вища школа, 1998. – 300 с.
3. Кичкирук О.Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: курс лекцій / О.Ю. Кичкирук. – Житомир.: Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2018. – 160 с.

Експериментальна частина

Реактиви і обладнання: розчини солей барій хлориду, кобальт(II) хлориду, купрум(II) сульфату, аргентум нітрату, цинк сульфату, алюміній сульфату, нікол хлориду, хром(III) нітрату, калій гексаціанідо(III)ферату, перхлоратної кислоти, натрій хлориду, подвійної солі амоній ферум сульфату, калій роданіду, 25%-й розчин аміаку, розчин натрій гідроксиду, розведена нітратна кислота, ізоаміловий спирт (або бензен), пробірки, хімічні стакани, скляні палички, універсальний індикаторний папір (або лакмусовий папір)

Дослід 1. Виявлення іонів, що входять до складу подвійних та комплексних солей

а) Налийте у пробірку 1-2 мл розчину $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, стільки ж розчину NaOH і нагрійте. Не торкаючись стінок пробірки, в її отвір внесіть змочений водою червоний лакмусовий папірець. Посиніння лакмусу свідчить про наявність

амоніаку, а отже, і про наявність іонів NH_4^+ в розчині.

Утворення нерозчинного осаду $\text{Fe}(\text{OH})_3$ свідчить про наявність у розчині іонів Fe^{3+} .

Для встановлення наявності іонів SO_4^{2-} у розчині подвійної солі до 1-2 мл розчину $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ додайте розчин BaCl_2 . Внаслідок реакції утворюється білий осад, який не розчиняється в розведений HNO_3 .

Запишіть відповідні рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

б) У дві пробірки внесіть 2–3 краплини розчину калій гексаціанідоферату(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ та додайте у одну - 2–3 краплини розчину перхлоратної кислоти, а вдругу - розчин калій роданіду KCNS .

Спостерігайте утворення білого осаду в першій пробірці. (Солі калію утворюють з перхлоратною кислотою білий кристалічний осад). Що спостерігається в другій пробірці. Чому не утворився з іонами Fe^{3+} комплекс кров'яно-червоного кольору? *Дайте пояснення*

Запишіть рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 2. Одержання роданідних ацидокомплексів та їх властивості

а) До 2–3 мл розчину CoCl_2 додайте розчин калій роданіду KCNS до переходу рожевого кольору в синій внаслідок утворення комплексної сполуки $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. До одержаного розчину додайте достатню кількість води до зворотного утворення вихідних простих іонів Co^{2+} рожевого кольору. *Напишіть рівняння реакції.*

Для екстракції утвореного комплексу, додайте у пробірку кілька краплин ізоамілового спирту (бензену або толуену) та інтенсивно збовтайте її вміст. Після розшарування спостерігайте забарвлення органічного шару у синій колір.

б) До 2–3 мл розчину солі $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ налейте в пробірку близько 2 мл розчину калій роданіду KCNS до переходу рудого кольору в кров'яно-червоний внаслідок утворення комплексної сполуки $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$. *Напишіть рівняння реакції*

Дослід 3. Одержання амінокомплексів та їх властивості

а) У пробірку внесіть 2–3 мл розчину цинк сульфату та невеликими порціями додавайте розчин аміаку. Спостерігайте утворення осаду та його розчинення. Зафіксуйте колір розчину після розчинення осаду. *Напишіть рівняння реакції утворення нерозчинної сполуки та комплексної сполуки в молекулярному та іонному вигляді.* Напишіть рівняння дисоціації комплексного іону, що утворився.

б) У пробірку внесіть 2–3 мл розчину нікол хлориду та невеликими порціями додавайте розчин аміаку. Спостерігайте утворення осаду та його розчинення. Зафіксуйте колір розчину після розчинення осаду. *Напишіть рівняння реакції утворення нерозчинної сполуки та комплексної сполуки в молекулярному та іонному вигляді.* Напишіть рівняння дисоціації комплексного іону, що утворився.

в) У пробірку налейте 1 мл розчину купрум сульфату. До нього додавайте невеликими порціями концентрований розчин аміаку. Спостерігайте випадання осаду та його наступне розчинення з утворенням комплексної сполуки. *Запишіть свої спостереження і напишіть відповідні рівняння реакцій:* утворення нерозчинного гідроксиду, розчинення гідроксиду з аміаком з утворенням комплексної сполуки.

д) Додайте в пробірку з декількома краплями аргентум нітрату розчин натрій хлориду. До осаду, що утворився додайте 25%-ий розчин аміаку. Відбувається утворення розчинної комплексної солі аргентуму. *Складіть рівняння реакцій утворення осаду і його розчинення.* Отриманий розчин збережіть для наступного досліду.

Руйнування комплексу. До розчину діамінаргентум(I) хлориду, що залишився від попереднього досліду додайте нітратну кислоту до кислої реакції (перевірте лакмусовим папірцем). Випадає білий осад аргентум хлориду. *Складіть рівняння електродної дисоціації комплексного іона і поясніть роль кислоти.*

Дослід 4. Гідроксокомплекси та їх властивості

а) До 2-3 мл розчину алюміній сульфату порціями додавайте розчин лугу. Спостерігайте утворення і розчинення осаду. Запишіть свої спостереження і відповідні рівняння реакцій.

б) У пробірку помістіть розчин солі цинку(II) і додайте по краплях розчин лугу. Спостерігайте в пробірці спочатку випадання осаду, а потім його розчинення в надлишку лугу. *Напишіть рівняння пророблених реакцій, враховуючи, що утворюється розчинний гідроксокомплекс.*

в) У пробірку помістіть розчин солі хрому(III) і додайте по краплях розчин лугу. Спостерігайте в пробірці спочатку випадання осаду, а потім його розчинення в надлишку лугу. *Напишіть рівняння пророблених реакцій, враховуючи, що утворюється розчинний гідроксокомплекс.*

Лабораторна робота № 2 (2 год)

Просторова будова та ізомерія комплексних сполук

Мета. Закріпити знання про ізомерію координаційних сполук, види ізомерії, уміти передбачати можливі ізомери та механізм їх утворення.

План

1. Опитування по темі «Ізомерія комплексних сполук»
2. Заслуховування та обговорення доповідей
3. Експериментальна частина

Поточні контрольні завдання

Підготувати письмову доповідь на тему

1. Види ізомерії та їх проявлення для різних комплексів
2. Типи гібридизації атомних орбіталей центального атома
3. Вплив лігандів на гібридизацію атомних орбіталей
4. Які орбіталі беруть участь в гібридизації при утворенні тетраедричних комплексів.
5. Який тип гібридизації орбіталей притаманний комплексам з октаедричною та лінійною конфігураціями.

Рекомендована література

1. Скопенко В.В. Хімія комплексних сполук: підручник / В.В. Скопенко. - К.: Радянська школа, 1967. – 256 с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник / Н.В. Романова. - К.: Вища школа, 1998. – 300 с.

3. Голуб А.М. Загальна і неорганічна хімія: підручник / А.М.Голуб. - Київська Книжкова Фабрика №1, 1968. — 445 с.
4. Степаненко О.М. Загальна та неорганічна хімія: підручник / О.М Степаненко. - К.: Педагогічна преса, 2000. — 520 с.

Додаткова література

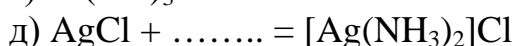
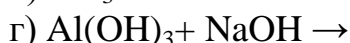
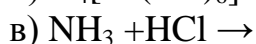
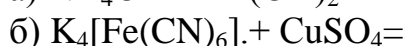
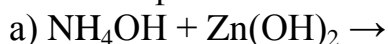
2. Гринберг А. А. Введение в химию комплексных соединений / А. А. Гринберг. - М.: Химия, 1971. – 150 с.
3. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений / Кукушкин Ю.Н. - М.: Высшая школа, 1985. – 150 с.

Експериментальна частина

1. Визначити конфігурацію координаційних сфер і типи гібридизації комплексоутворювача у сполуках

а) $K[BF_4]$, б) $[Cr(H_2O)Cl_3]$, в) $K_2[HgI_4]$, г) $K_2[Ag(CN)_4]$, д) $[Co(H_2O)_6]Cl_2$,
е) $Na[Al(SO_4)_2]$, є) $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, ж) $[Ag(NH_3)_2]_2SO_4$

2. Закінчити рівняння реакцій утворення комплексних сполук та вказати зовнішній ефект



3. Встановити, які з лігандів можуть утворювати ізомери зв'язку: SCN^- , $S_2O_3^{2-}$, HS^- , NO_2^- , SO_4^{2-} , NO_3^- . Відповідь пояснити.

4. Які типи ізомерії притаманні сполукам та скільки ізомерів можуть мати $[CoCl_3(NH_3)_3]$, $[CoCl_2(en)_2]^+$, $[Pt(SCN)_2(NH_3)_2]$. Чи є серед них оптичні ізомери.

5. Чому в комплексах Ве координаційне число завжди дорівнює 4, а в комплексах Mg – переважно 6? Вкажіть тип гібридизації орбіталей цих атомів.

6. Наведіть приклади цис- і транс- ізомерів комплексних сполук

Лабораторна робота № 3 (2 год)

Загальна характеристика та хімічні властивості важливих елементів-комплексоутворювачів

Мета. Закріпити знання про будову атомів елементів комплексоутворювачів та їхню хімічну активність.

План.

1. Будова атома та властивості d-елементів III періода Періодичної системи Д.І. Менделєєва
2. Будова атома та властивості d-елементів IV періода Періодичної системи Д.І. Менделєєва
3. Визначення валентності елементів у основному і збудженому стані
4. Гібридизація атомних орбіталей

5. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Суть теорії Косселя і Магнуса

6. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Основні положення методу валентних зв'язків

7. Магнітні властивості комплексних сполук

Поточні контрольні питання

1. Вкажіть електронну формулу атома і йона комплексоутворювача у комплексній сполуці

а) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; в) $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$;

2. Для комплексних сполук вкажіть а) розподіл електронів на валентних орбіталях йона-комплексоутворювача; б) розподіл електронів на валентних орбіталях йона комплексоутворювача після утворення хімічних зв'язків з лігандами а) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; б) $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$; в) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

3. Вкажіть, які орбіталі комплексоутворювача беруть участь у зв'язках з лігандами, як відбувається гібридизація орбіталей комплексоутворювача, яку конфігурацію має комплексний йон $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; $\text{K}_3[\text{CoF}_6]$

Рекомендована література.

1. Скопенко В.В. Хімія комплексних сполук: підручник / В.В. Скопенко. - К.: Радянська школа, 1967. – 256 с.

2. Гринберг А. А. Введение в химию комплексных соединений / А. А. Гринберг. - М.: Химия, 1971. – 150 с.

3. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений / Кукушкин Ю.Н. - М.: Высшая школа, 1985. – 150 с.

Експериментальна частина

Реактиви та обладнання: розб. і конц. розчини HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , розчини CuSO_4 , NaOH або KOH , ZnSO_4 або ZnCl_2 , конц. розчин аміаку, насич. розчин K_2CO_3 , розчини AgNO_3 , NaCl , NaBr , AlCl_3 , ZnSO_4 , KI , 5%-ий $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 3%-ий розчин H_2O_2 свіжовиготовлений розчин $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, металічна мідь, гранули цинку, штатив з пробірками, спиртівка, сірники, універсальний індикаторний папір.

Дослід 1. Взаємодія металів з кислотами і основами

а) Дослідити взаємодію міді з хлоридною, розбавленою сульфатною, розбавленою нітратною кислотами і з концентрованою сульфатною і нітратною кислотами. Для цього в п'ять пробірок помістити по одному шматочку міді. У першу пробірку додати 1-2 мл розбавленого розчину HCl , в другу – розбавлений розчин HNO_3 , в третю – розбавлений розчин H_2SO_4 . У четверту пробірку (під тягою!) додати 1 мл концентрованої HNO_3 , а в п'яту – 1 мл концентровано H_2SO_4 (під тягою!). Звернути увагу на колір газів, що виділяються, і колір розчинів в усіх пробірках.

Написати рівняння реакцій, коефіцієнти підібрати методом електронного балансу. Пояснити різний склад продуктів взаємодії міді з розбавленою і концентрованою сульфатною, з розбавленою і концентрованою нітратною кислотами.

б) У чотири пробірки помістити по одній гранулі цинку і додати по 8-10 крапель кислот: хлоридної, розбавленої сульфатної, концентрованої сульфатної (пробірку підігріти), розбавленої нітратної. Виділення яких газів спостерігається?

Запишіть йонне і молекулярне рівняння реакції цинку із розбавленою сульфатною і хлоридною кислотами.

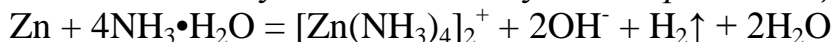
Запишіть молекулярне рівняння взаємодії цинку з розбавленою нітратною кислотою, враховуючи, що продуктом відновлення Нітрогену є NO.

У результаті взаємодії цинку із концентрованою сульфатною кислотою продуктом відновлення Сульфур є SO₂

Описати досліди, написати рівняння реакцій, урівняти їх методом електронного балансу

в) У пробірку з розчином натрій гідроксиду опустити гранулу цинку, спостерігати виділення газоподібної речовини. Написати рівняння реакції, враховуючи, що в ній бере участь вода і утворюється гідроксокомплекс. *Йонне рівняння цієї реакції має такий вигляд:* $Zn + 2H_2O + 2OH^- = [Zn(OH)_4]^{2-} + H_2\uparrow$

г) У пробірку з розчином аміаку опустити гранулу цинку. Спостерігати розчинення металу і виділення газу. *Йонне рівняння цієї реакції має такий вигляд:*



Запишіть молекулярні рівняння цих реакцій.

Дослід 2. Одержання і властивості сполук Купруму(II) і Аргентуму(I)

а) Гідроліз солі купруму(II). У пробірку помістити 5-6 крапель розчину сульфату купруму(II) і за допомогою смужки універсального індикатора визначити середовище розчину. Потім в пробірку внести 5-6 крапель насиченого розчину натрій або калій карбонату, відмітити утворення зеленого осаду основного купрум(II) карбонату Cu₂(OH)₂CO₃ (ця речовина, аналогічна за складом природному малахіту).



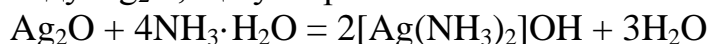
Описати дослід. У звіті написати рівняння реакцій в йонному вигляді. Чому в результаті взаємодії солі купруму(II) з розчином соди не випадає середній купрум карбонат?

б) Одержання аргентуму(I) оксиду. У пробірку з 3 – 4 краплями аргентум(I) нітрату підлити стільки ж розчину натрій гідроксиду. Відмітити колір осаду аргентум(I) оксиду.

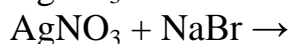
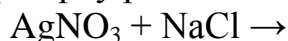


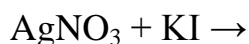
Аргентум(I) гідроксид є нестійкою сполукою, а тому у момент утворення швидко розкладається на аргентум(I) оксид і воду.

До чорного осаду Ag₂O, що утворився додати концентрований розчин аміаку NH₃ у воді, внаслідок чого відбувається повне розчинення осаду аргентум(I) оксиду Ag₂O, що утворився:



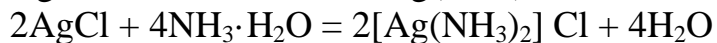
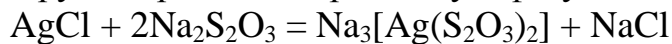
в) Одержання малорозчинних галогенідів аргентуму(I). У три пробірки внести по 2-3 краплі розчину аргентум(I) нітрату і додати по 2-3 краплі окремо в кожну пробірку розчинів натрій хлориду, натрій броміду і калій йодиду.





Відмити колір осадів, що утворились і зберегти їх для наступного досліду. У звіті написати рівняння реакцій в молекулярному і йонному вигляді.

г) **Одержання комплексних сполук Аргентуму.** Кожен осад, взятий з попереднього досліду, розділити на дві частини. До першої додати розчин аміаку, до другої – розчин натрій тіосульфату.



Чи усі осади розчинилися? Решту рівнянь запишіть самостійно.

Дослід 3. Дослідження амфотерності гідроксидів.

а) Налийте в пробірку по 2-3 мл розчину солі AlCl_3 , і додайте одну краплину розчину NaOH до утворення осаду. Вміст пробірки розлийте ще у дві. В одну пробірку долийте хлоридної кислоти, а в іншу розчину натрій гідроксиду. Після розчинення осаду зробіть висновок про амфотерність одержаного гідроксиду. Запишіть рівняння реакцій.

б) Налийте в пробірку по 2-3 мл розчину солі ZnSO_4 , і додайте одну краплину розчину NaOH до утворення осаду. Вміст пробірки розлийте ще у дві. В одну пробірку долийте хлоридної кислоти, а в іншу розчину натрій гідроксиду. Після розчинення осаду зробіть висновок про амфотерність одержаного гідроксиду. Запишіть рівняння реакцій.

Лабораторна робота № 4 (2 год)

Властивості комплексних сполук у розчинах

Мета: Засвоїти знання про стійкість комплексних сполук, поняття про константи стійкості та утворення.

План.

1. Особливості теорії електролітичної дисоціації комплексних сполук.
2. Зв'язок між константою стійкості та стійкістю комплексу
3. Реакції утворення комплексних сполук та їх особливості.

Поточні контрольні завдання

1. У чому суть первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук? Що називається константою нестійкості?

2. У чому суть електростатичної моделі будови комплексних сполук Косселя і Магнуса? Як за допомогою електростатичної моделі будови комплексних сполук можна обчислити оптимальні значення координаційних чисел залежно від ступеню окиснення центрального атома?

3. Який висновок на підставі електростатичної моделі можна зробити про залежність міцності комплексу від заряду комплексоутворювача і радіусів лігандів?

4. Як відповідно до електростатичної моделі стійкість комплексів з однаковими лігандами залежить від ступеня окиснення комплексоутворювача? Який комплекс міцніший: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{+2}$ чи $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{+2}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ чи $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$?

5. Викладіть основні положення методу валентних зв'язків щодо будови комплексних сполук.

6. Як на основі методу валентних зв'язків визначити геометричну будову комплексу залежно від типу гібридизації центрального атома?

7. Як метод валентних зв'язків пояснює магнітні властивості комплексних сполук?

У чому суть первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук? Що називається константою нестійкості

Рекомендована література

1. Кичкирук О.Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: курс лекцій / О.Ю. Кичкирук. – Житомир.: Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2018. – 160 с.

2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник / Н.В.Романова. - К.: Вища школа, 1998. – 300 с.

3. Голуб А.М. Загальна і неорганічна хімія: підручник / А.М.Голуб. - Київська Книжкова Фабрика №1, 1968. — 445 с.

4. Степаненко О.М. Загальна та неорганічна хімія: підручник / О.М Степаненко. - К.: Педагогічна преса, 2000. — 520 с.

Експериментальна частина

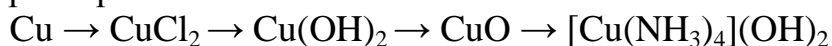
1. Запишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації та вираз константи нестійкості для таких комплексних сполук: $K_2[PdCl_4]$, $[Cr(NH_3)_3(H_2O)_3]Cl_3$, $Na_3[Co(NO_2)_6]$

2. Запишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації та вираз константи нестійкості для таких комплексних сполук: $K_2[PdCl_4]$, $[Cr(NH_3)_3(H_2O)_3]Cl_3$, $Na_3[Co(NO_2)_6]$

3. Які ступені окиснення є характерними для Купруму? Наведіть приклади сполук Купруму в цих ступенях окиснення.

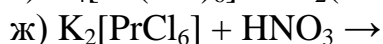
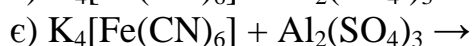
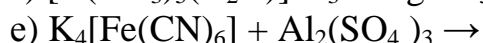
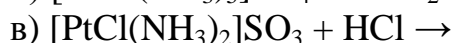
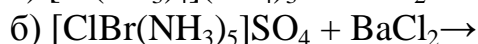
4. Який з реактивів дозволить перевести металеву мідь в розчинний стан: HCl , H_2SO_4 (конц), HNO_3 (конц), H_2SO_4 (розб), $ZnSO_4$, HI , $NaOH$, $Pb(NO_3)_2$

5. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:



б). Завершити рівняння реакцій у молекулярній та скороченій йонній формах.

Вказати зовнішній ефект реакції



Лабораторна робота № 5 (2 год)
Якісний аналіз катіонів з використанням комплексних сполук

Мета. Вивчити якісні реакції із застосуванням комплексних сполук

План

1. Опитування по темі «Будова комплексів з неорганічними та органічними лігандами».
2. Виконання якісних реакцій.
3. Оформлення експериментальної роботи у робочому журналі
4. Індивідуальні завдання: проведення та написання якісних реакцій за участю комплексних сполук

Поточні контрольні питання

Теоретичні питання

1. Застосування комплексних сполук в гравіметрії (АЛЄКСЕЕВ)
2. Застосування комплексних сполук в об'ємному аналізі
3. Комплексні сполуки і екстракція
4. Поняття про металохромні індикатори, їх загальна характеристика
5. Комплекси в електрохімічних методах аналізу
6. Комплекси в технології кольорових металів
7. Застосування комплексних сполук у медицині та сільському господарстві

Розв'язати задачі

8. Потрібно приготувати розчин масою 320 г з масовою часткою хлориду калію 3%. Розрахуйте масу КСІ і масу води, які необхідні для приготування розчину.
9. У воді масою 100 г при температурі 25°C розчиняється калію фосфат K_3PO_4 масою 106 г. Розрахуйте масу калію фосфату, необхідного для приготування 20 г розчину K_3PO_4 , насиченого при температурі 25°C.
10. В лабораторії є розчин з масовою часткою натрію гідроксиду 25 %, густина якого дорівнює 1,27 г /мл. Розрахуйте його об'єм, який потрібно змішати з водою, щоб добути 500 мл розчину з масовою часткою NaOH 8 % (густина 1,09 г /моль).
11. Визначте молярну концентрацію розчину, добутого внаслідок розчинення натрій сульфату масою 21,3 г у воді масою 150 г, якщо густина добутого розчину дорівнює 1,12 г /мл.
12. У лабораторії є розчин з масовою часткою сульфатної кислоти 5,5 % (густина 1,035 г/мл). Визначте об'єм цього розчину, який потрібний для приготування розчину 0,25 М H_2SO_4 об'ємом 300 мл.

Рекомендована література

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник / Н.В.Романова. - К.: Вища школа, 1998. – 300 с.
2. Голуб А.М. Загальна і неорганічна хімія: підручник / А.М.Голуб. - Київська Книжкова Фабрика №1, 1968. — 445 с.
- 3.Алексеев В.Н. Количественний аналіз: учебник / В.Н.Алексеев. – М.: Высшая школа, 1973. – 340 с.
4. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Кількісний аналіз: навч.посіб / А.С. Сегеда. – К.: ЦУЛ, 2002. – 544 с.

5. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Якісний аналіз: навч. посіб / А.С. Сегеда. – К.: ЦУЛ, 2002. – 524 с.

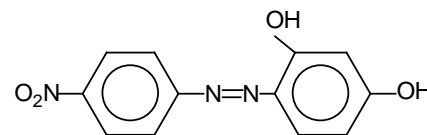
6. Жаровський Ф.Г. Аналітична хімія: підручник / Ф.Г. Жаровський, А.Т.Пилипенко, І.В.П'ятницький – К.: Вища школа, 1982 – 360 с.

Експериментальна частина

Якісні реакції з органічними лігандами

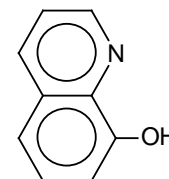
РЕАКЦІЇ МАГНІЙ(II) КАТІОНІВ

1. Магнезон I (*n*-нітробензол-азорезорцин) в присутності магній-катіонів в лужному середовищі змінює забарвлення розчину або осаду з фіолетового на синє. Механізм реакції оснований на адсорбції магній гідроксидом, який утворюється в лужному середовищі, органічного барвника, яка супроводиться зміною його забарвлення. Із катіонів I та II груп визначенню Mg^{2+} магнезоном I заважають лише амоній-катіони, які перешкоджають утворенню $Mg(OH)_2$. Виконання досліду слід проводити з використанням “холостого” досліду. Для цього у пробірку вносять 2-3 краплини магнезону I, додають 1-2 мл (5-10 краплин) лугу, вміст пробірки збовтують і розділяють на дві частини. В одну з них вносять розчин, що містить Mg^{2+} , другу залишають для порівняння.



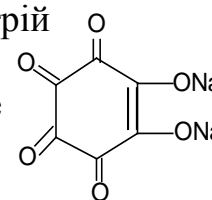
2. Магній-катіон можна виявити і за допомогою титанового жовтого, який в присутності Mg^{2+} змінює своє забарвлення з жовтого на червоне. Механізм реакції та умови виконання такі самі, як і у випадку магнезону I.

3. 8-оксихінолін (спиртовий розчин) з магній-катіонами в середовищі аміачного буферного розчину утворює жовто-зелений кристалічний осад $Mg(C_9H_6NO)_2$. Інші катіони I та II аналітичних груп виявленню Mg^{2+} оксихіноліном не заважають, проте заважає більшість катіонів інших аналітичних груп. Для виконання досліду в пробірку вносять по 4-5 краплин розчину аміаку, амонійної солі (NH_4Cl) та 8-оксихіноліну, після чого до одержаної суміші додають 1-2 краплини розчину, що містить магній-катіони.



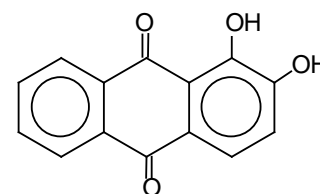
РЕАКЦІЇ БАРІЙ(II), КАЛЬЦІЙ(II) ТА СТРОНЦІЙ(II) КАТІОНІВ

1. Досить специфічним реактивом на Ba^{2+} , Sr^{2+} та Ca^{2+} є натрій родизонат, який утворює з цими катіонами Ba^{2+} , Sr^{2+} червоний осад, а з катіонами Ca^{2+} жовтий осад. Осад барій родизонату не розчиняється навіть в 2 н HCl , проте розчиняється дією сульфатної кислоти. Осади кальцій та стронцій родизонату розчинні в 2 н HCl . Виявлення катіонів краще проводити краплинним методом. Для цього на фільтрувальний папір наносять краплину нейтрального або слабокислого розчину і краплину 0,1 %-ного розчину натрій родизонату. На фільтрі утворюються червоні або жовта плями. Розчин натрій родизонату можна використовувати лише свіжоприготовленим.



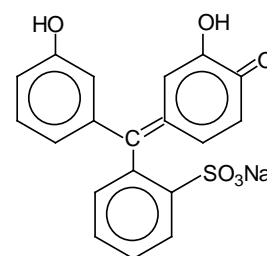
РЕАКЦІЇ АЛЮМІНІЙ(III) КАТІОНІВ

1. Алізарин (1,2-діоксиантрахінон) в слабкислому середовищі утворює з катіонами алюмінію сполуку



червоного кольору, “алюмінієвий лак”, нерозчинну в розбавленій ацетатній кислоті. Рекомендується наступна методика виконання цієї реакції. У пробірку вносять 1-2 краплини розчину алізарину і декілька краплин розчину NH_3 (забарвлення стане фіолетовим). Після цього додають краплинами 2 н розчин ацетатної кислоти поки забарвлення алізарину стане оранжево-жовтим. Вміст пробірки розділяють на 2 частини і до однієї з них додають досліджуваний розчин. При наявності в ньому Al^{3+} розчин у пробірці набуде оранжево-червоного забарвлення. Ефект реакції збільшиться, якщо розчин підігріти. Розчин у другій пробірці (“холостий дослід”) слугує для порівняння. Проведенню реакції заважають Fe^{3+} та Cr^{3+} , які утворюють з алізарином в аналогічних умовах сполуки темно-червоного кольору, тому ці йони повинні бути попередньо видаленим. Серед катіонів інших груп з реагентом подібні сполуки утворюють Cu^{2+} та Bi^{3+} . Алізарин у воді розчиняється дуже погано, тому частіше використовують більш розчинний алізарин S (сульфоалізарин).

2. Пірокатехіновий фіолетовий при $\text{pH}=4 - 6$ утворює з алюміній-катіонами комплекс синього кольору. Реактив при цьому має жовте забарвлення. Виконувати дослід слід так само, як і при використанні алізарину, використовуючи “холостий дослід”. Створювати потрібне pH можна також додаванням ацетатного буферного розчину. Аналогічні реакції відбуваються з катіонами Zn^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+}



РЕАКЦІЇ ХРОМ(III) КАТІОНІВ

При визначенні хрому найбільш характерними реакціями є реакції дихромат-аніонів.

1. Дифенілкарбазид $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH-NH-CO-NH-NH-C}_6\text{H}_5$ з дихромат-аніонами в середовищі 2 н сульфатної кислоти утворює сполуку червоно-фіолетового кольору, яка добре екстрагується вищими спиртами. Дифенілкарбазид є найбільш чутливим реактивом на $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Хімізм цієї реакції полягає в окисненні дихромат-аніонами дифенілкарбазиду до дифенілкарбазону і взаємодії останнього з катіонами Cr^{3+} , які при цьому утворюються.

Для виконання досліду до 1-2 краплин досліджуваного розчину додають близько 1 мл розчину луку до утворення зеленого розчину $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, 1-2 краплини 3 %-ного розчину H_2O_2 і кип'ячать суміш до повного розкладання гідроген пероксиду (розчин при кип'ятінні перестає сильно пінитись). Після охолодження вміст пробірки центрифугують, центрифугат відділяють і нейтралізують розчином сульфатної кислоти. До одержаного розчину, що містить $\text{Cr}(\text{VI})$, додають такий самий об'єм 2 н H_2SO_4 і 2-3 краплини дифенілкарбазиду. Поява червоно-фіолетового забарвлення вказує на наявність у розчині сполук Хрому. Заважають реакції катіони Mn^{2+} , Co^{2+} та Hg^{2+} , проте при центрифугуванні їх гідроксиди відділяються.

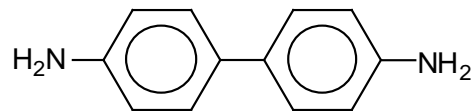
РЕАКЦІЇ ФЕРУМ(III) КАТІОНІВ

Сульфосаліцилатна кислота утворює з Fe^{3+} -іонами залежно від pH середовища три комплекси складу $\text{Fe}:\text{R}=1:1, 1:2, 1:3$. Комплекс 1:1 має червоно-фіолетове забарвлення і стійкий при $\text{pH}=1,8-2,5$. При $\text{pH}=4-8$ утворюється червоно-бурий комплекс складу 1:2, а при $\text{pH}>8$ – комплекс жовтого кольору. Для визначення Fe^{3+}

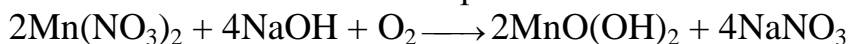
використовують комплекс 1:1. Щоб виконати дослід, до 1 мл досліджуваного розчину додають по 1-2 краплини розчинів HCl та сульфосаліцилатної кислоти. Визначенню Fe³⁺ заважають аніони, які маскують Fe³⁺.

РЕАКЦІЇ МАНГАН(II) КАТІОНІВ

Найбільш характерними реакціями на Mn²⁺ є реакції окиснення його до вищих ступенів окиснення.



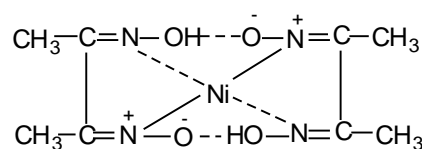
1. Бензидин в лужному середовищі в присутності сполук Mn²⁺ синіє. Реакція обумовлена окисненням бензидину сполуками Mn(IV), які утворюються внаслідок окиснення Mn²⁺ киснем повітря:



Бензидин може окиснюватись і іншими окисниками, тому вони при визначенню Mn²⁺ повинні бути відсутніми. З катіонів III групи заважає цій реакції лише Co²⁺, утворюючи з невеликими кількостями лугу основні солі синього кольору.

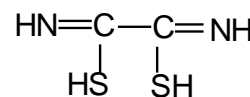
РЕАКЦІЇ НІКОЛ(II) КАТІОНІВ

1. Ni²⁺ можна відкрити за допомогою диметилдіоксиму (реактиву Чугаєва), який з катіонами Ni²⁺ утворює внутрішньокмплексну сполуку яскраво-червоного кольору. Сполука не розчиняється у воді, вона є стійкою до дії аміаку, проте розкладається в сильних кислотах і лугах. Заважаючого впливу Fe²⁺-катіонів, які теж утворюють з диметилдіоксимом червоний комплекс, можна уникнути, якщо досліджуваний розчин попередньо обробити надлишком розчину аміаку і осад відцентрифугувати. Наявність у розчині Cu²⁺-катіонів недопустима.



Методика виконання реакції така. До 1-2 краплин досліджуваного розчину додають ~ 1 мл розчину аміаку, вміст пробірки центрифугують і до центрифугату додають 1-2 краплини диметилдіоксиму.

3. Рубеановоднева кислота в аміачному розчині утворює з Ni²⁺ комплекс синьо-фіолетового кольору. Методика виконання дослідів є такою ж самою, як і при використанні реактиву Чугаєва. Визначенню нікель-катіонів заважає більшість катіонів III групи, однак попередня обробка досліджуваного розчину аміаком усуває дію більшості із них. Проте усунути заважаючий вплив Co²⁺ і Cu²⁺ таким способом не вдається.



РЕАКЦІЇ ЦИНК(II) КАТІОНІВ

Селективним реагентом на Zn²⁺ є дитизон (дифенілтіокарбазон)

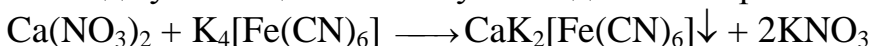
C₆H₅ – N = N – CS – NH – NH – C₆H₅, який в слабкокислом розчині утворює з ним внутрішньокмплексну сполуку червоного кольору.

Комплекс добре розчиняється в органічних розчинниках. Для виконання дослідів до 1-2 мл ацетатного буферного розчину додають 1-2 краплини розчину, що містить Zn²⁺, 0,5-1 мл розчину дитизону в карбон тетрахлориді і суміш добре струшують. Нижній, органічний шар при цьому за наявності катіонів цинку змінює забарвлення з зеленого на червоне. Аналогічно з дитизоном реагує більшість катіонів IV-V груп.

Комплексні сполуки з неорганічними лігандами

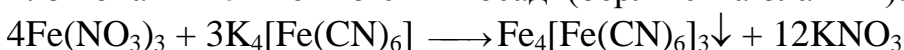
Калій гексаціанідоферат(II)

1. Осаджує кальцій-катиони у вигляді білого кристалічного осаду подвійної солі:



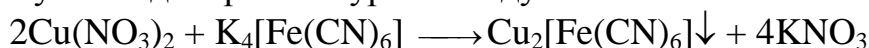
В присутності амоній-катионів утворюється менш розчинна потрійна сполука змінного складу. Реакцію виконують в присутності NH_4Cl , додаючи конц. розчин NH_3 і осаджуючи Ca^{2+} концентрованим розчином $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ при нагріванні до кипіння. Одержаний осад не розчиняється а ацетатній кислоті. Цим способом Ca^{2+} можна виявити в присутності стронцій-катионів. Значні кількості Ba^{2+} заважають виявленню кальцій-катионів, утворюючи аналогічний осад

2. З йонами Fe^{3+} темно-синій осад (берлінська блакить):



Осад не розчиняється в розбавлених мінеральних кислотах, проте розчиняється в оксалатній кислоті завдяки зв'язуванню Fe^{3+} в безбарвний комплекс $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^-$. Інші катиони визначенню Fe^{3+} цим реактивом не заважають.

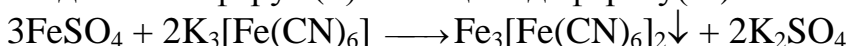
3. осаджує Cu^{2+} у вигляді червоно-бурого осаду:



Ця реакція є дуже чутливою. $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ не розчиняється в розбавлених кислотах, що дозволяє виконувати реакцію в ацетатнокислому середовищі. З аніонами гексаціанідоферату(II) осади утворює значна частина катионів, проте більшість із них мають білий колір. Тому даною реакцією можна виявити купрум(2+)-катиони в присутності всіх катионів, крім Fe^{3+} та Fe^{2+} (вони утворюють осади синього кольору).

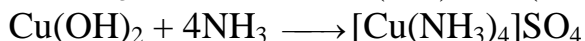
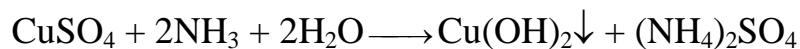
Калій гексаціанідоферат(III)

1. Утворює з катионами Fe^{2+} темно-синій осад “турнбулевої сині”, який складається з ферум(II) гексаціанідоферату(III):



Розчин аміаку

1. осаджує купрум(2+)-катиони у вигляді блакитного осаду $\text{Cu}(\text{OH})_2$, який розчиняється в надлишку цього розчину з утворенням сполуки інтенсивно-синього кольору:



Цим реагентом Cu^{2+} можна виявити в присутності всіх катионів.

2. Аналогічно купрум(2+)-катионам відбуваються реакції з нікол(II) та кобальт(II) катионами

Амоній молібдат в нітратнокислому середовищі утворює з фосфат-аніоном осад жовтого кольору:

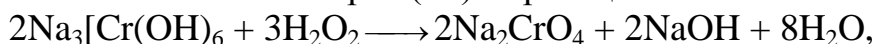


При малих концентраціях сполуки осад може не випасти, проте розчин забарвлюється в жовтий колір. Чутливість реакції підвищується в присутності амоній нітрату. Для успішного виконання реакції необхідний великий надлишок амоній молібдату, реакція прискорюється при нагріванні. Проведенню реакції

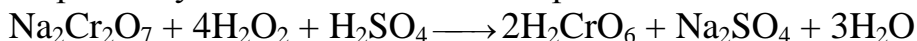
заважають відновники (S^{2-} , SO_3^{2-}), що відновлюють молібдат-аніон до сполуки синього кольору.

Гідроген пероксид

1. У лужному середовищі іони Хром(III), що існують у вигляді $[Cr(OH)_6]^{3-}$, окиснюються в іони Хром(VI) за реакцією



При додаванні сульфатної кислоти утворюється пероксохроматна кислота, забарвлена у волошково-синій колір:



Пероксохроматна кислота у воді є дуже нестійкою, тому реакцію слід виконувати в присутності органічних розчинників (вищих спиртів, ефірів).

Для виконання досліду до 1-2 краплин досліджуваного розчину додають близько 1 мл розчину лугу до утворення зеленого розчину $[Cr(OH)_6]^{3-}$, 1-2 краплини 3 %-ного розчину H_2O_2 і кип'ятять суміш до повного розкладання гідроген пероксиду (розчин при кип'ятінні перестає сильно пінитись). Вміст пробірки охолоджують і до одержаного розчину, що містить Cr(VI), додають 0,5-1 мл ізоамілового спирту, декілька краплин сульфатної кислоти і пробірку з розчином інтенсивно збовтують. Органічний шар у пробірці забарвлюється у волошково-синій колір, який через деякий час зникає.

Розчинні тіоціанати (роданіди)

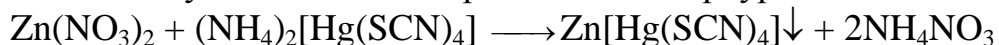
1. Можна виявити Co^{2+} в присутності всіх катіонів I-III груп:



Комплекс, що утворюється, є дуже малостійким і у водному розчині майже повністю дисоціює на йони. Щоб зменшити дисоціацію комплексу, до водного розчину додають ацетону, або екстрагують комплекс ізоаміловим спиртом. Комплекс надає розчину інтенсивного блакитного забарвлення. Катіони Fe^{3+} заважають проведенню реакції, утворюючи комплекси червоного кольору, проте їх впливу можна уникнути, маскуючи флуоридами чи дифосфатами, які з Fe^{3+} утворюють безбарвні комплексні сполуки.

2. З Fe^{3+} комплексні сполуки червоного кольору. Колір і склад комплексів залежить від співвідношення компонентів. Можливе утворення сполук від $[Fe(SCN)]^{2+}$ до $[Fe(SCN)_6]^{3-}$. Із збільшенням концентрації SCN^- утворюються сполуки з більшим числом тіоціанатних груп, а колір комплексів при цьому змінюється від світло- до темно-червоного. Реакцію слід проводити в середовищі HNO_3 . Чутливість реакції збільшується при екстракції продуктів реакції ефіром, вищими спиртами чи іншими органічними розчинниками. F^- , PO_4^{3-} , тартрат та деякі інші аніони маскують Fe^{3+} , утворюючи з ним безбарвні комплекси. Інші катіони (в тому числі і інших груп) виявленню ферум(3+)-катіона за допомогою тіоціанат-аніонів не заважають.

3. цинк-катіон осаджується амоній тетратіоціанатомеркурамом:



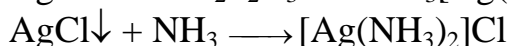
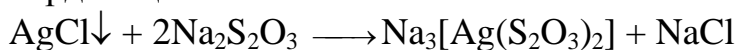
Кристалічний осад білого кольору, який при цьому утворюється, показує наявність у розчині $Zn(2+)$ -катіонів. Визначенню цинку цим реактивом заважають Fe^{3+} -катіони.

Ферум(III) хлорид з ацетат аніонами утворює комплекс червоно кольору:
 $3\text{FeCl}_3 + 8\text{NaCH}_3\text{COO} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Fe}_3(\text{OH})_2(\text{CH}_3\text{COO})_6\text{Cl} + 8\text{NaCl} + 2\text{HCH}_3\text{COO}$,

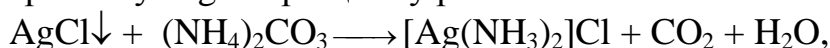
який при розбавленні і нагріванні розкладається з випаданням в осад основної солі $\text{Fe}_3(\text{OH})_2\text{O}_3(\text{CH}_3\text{COO})$ бурого кольору. Реакція відбувається в нейтральному середовищі і за відсутності аніонів, що осаджують Fe^{3+} (PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , S^{2-}).

Розчинення осадів з утворенням комплексів

Аргентум нітрат осаджує хлорид-аніони у вигляді білого сирнистого осаду AgCl . Осад розчиняється дією аміаку, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, KCN з утворенням комплексних сполук з координаційним числом 2:



В 2 н розчині аміаку частково розчиняється і AgBr . Щоб відділити хлорид-аніони від бромід-аніонів їх солі з аргентум-катіонами обробляють розчином амоній карбонату. AgCl при цьому розчиняється:



AgBr – не розчиняється. Визначення Cl^- виконують так. До 0,5 – 1 мл досліджуваного розчину додають 0,5 мл 2 н HNO_3 і розчин AgNO_3 до повного осадження аніонів II групи. Вміст пробірки центрифугують, осад відділяють, обробляють 10 %-ним розчином $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ і знову центрифугують. Центрифугат відділяють і підкислюють 2 н розчином нітратної кислоти до кислої реакції. Поява білого осаду характеризує наявність у досліджуваному розчині хлорид-аніонів.

Лабораторна робота № 6 (2 год)

Реакції окиснення-відновлення за участю комплексних сполук

Мета: Засвоїти знання основних положень ОВР і вміння складати окисно–відновні реакції необхідні майбутнім спеціалістам хімічної галузі та провізорам в хімічному аналізі лікарських препаратів.

План.

1. Обговорення теоретичних положень окисно-відних реакцій
2. Проведення дослідів за участю ОВР
3. Підведення підсумків і обговорення результатів дослідів

Поточні контрольні питання

1. Основні положення теорії окисно-відновних реакцій.
2. Основні типи окисно–відновних реакцій.
3. Залежність окисно–відновних властивостей від положення елементів в періодичній системі. Найбільш поширені окисники та відновники.
4. Складання рівнянь окисно–відновних реакцій за допомогою методу електронного балансу.
5. Схеми перетворення окисників та відновників залежно від різних факторів (рН, t, концентрації).
6. Метод електронного балансу для знаходження коефіцієнтів в рівнянні.
7. Метод електронно–іонний (напівреакцій) для знаходження коефіцієнтів.

8. Використання окисно–відновних реакцій в хімічному аналізі та в фармації. Основи електрохімії. Електродні потенціали. Ряд стандартних електродних потенціалів.

Рекомендована література

1. Кичкирук О.Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: курс лекцій / О.Ю. Кичкирук. – Житомир.: Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2018. – 160 с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник / Н.В.Романова. - К.: Вища школа, 1998. – 300 с.
3. Голуб А.М. Загальна і неорганічна хімія: підручник / А.М.Голуб. - Київська Книжкова Фабрика №1, 1968. — 445 с.
4. Степаненко О.М. Загальна та неорганічна хімія: підручник / О.М Степаненко. - К.: Педагогічна преса, 2000. — 520 с.
5. Жаровський Ф.Г. Аналітична хімія: підручник / Ф.Г. Жаровський, А.Т.Пилипенко, І.В.П'ятницький – К.: Вища школа, 1982 – 360 с.
6. Кудрявцев А.А.. Составление уравнений химических реакций: підручник / А.А.Кудрявцев. – М.:Высшая школа, 1979. – 310 с.

Експериментальна частина

Обладнання та реактиви: розчини купрум, цинк сульфатів, розчин калій гексоціанідоферату(III), аргентум нітрату, металічне залізо, 0,5 М розчин калій йодиду, розчинник хлороформ, хлорна вода, 0,1 н розчин калій перманганату, 2 н розчин сульфатної кислоти, 10% розчин натрій гідроксиду, 0,1 н розчин натрій сульфіту, розчини калій йодиду, натрій нітриту, кристалічний йод, штатив з пробірками.

Дослід 1. Відновні властивості металів та окисні властивості металічних катіонів. *Відновні властивості заліза.* У дві пробірки внесіть по 10–12 крапель: у першу — 0,2 н розчину купрум(II) сульфату, у другу — 0,2 н розчину цинк(II) сульфату. В обидві пробірки занурьте залізний дріт. Поясніть, чому в розчині купрум сульфату через 2–3 хвилини на поверхні заліза утворюється червоний наліт. Додайте в цю пробірку 2–3 краплі 0,5 М розчину калій гексоціаноферату(III) $K_3[Fe(CN)_6]$. Інтенсивне синє забарвлення розчину свідчить про наявність у розчині Fe^{2+} -іонів. У другу пробірку додайте 2–3 краплі 0,5 н розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Напишіть рівняння реакцій. Поясніть відсутність синього забарвлення у другій пробірці.

Окиснювальні властивості катіона Ag^+ . У пробірку внести 1-2 краплі розчину $AgNO_3$, 3-5 крапель 3% -го розчину гідроген пероксиду і 1-2 краплі розчину лугу. Спостерігати утворення дрібнодисперсного металевого срібла. У звіті написати рівняння реакції, урівняти її методом електронного балансу.

Дослід 2. Окисні властивості хлорної води. (Тяга!)

У пробірку внесіть 2–3 краплі 0,5 М розчину калій йодиду, додайте 4–5 крапель хлороформу або іншого органічного розчинника та 3–5 крапель хлорної води. Струсіть пробірку та дайте рідинам розшаруватися. Напишіть рівняння реакцій. Поясніть спостереження.

Дослід 3. Окисні властивості калій перманганату в залежності від реакції середовища.

У три пробірки внесіть по 2–3 краплі 0,1 н розчину калій перманганату. У першу пробірку додайте 2 краплі 2 н розчину сульфатної кислоти, у другу — 2 краплі очищеної води, у третю — 2 краплі розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 10%. Після цього додайте краплями у кожен пробірку 0,1 н розчин натрій сульфату до зміни забарвлення розчину. Напишіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти методом напівреакцій. Поясніть різну окисну активність калій перманганату залежно від реакції середовища.

Дослід 4. Відновні та окисні властивості нітритної кислоти.

а) До 1–2 крапель 0,1 н розчину калій перманганату додайте 3–4 краплі розведеної сульфатної кислоти, а потім краплями 0,5 н розчин натрій нітриту до повного знебарвлення розчину. Напишіть рівняння реакції та підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.

б) Внесіть у пробірку 2–3 краплі 0,5 н розчину калій йодиду, 2–3 розведеної сульфатної кислоти та 1–2 краплі розчину крохмалю. До цієї суміші додайте 4–5 крапель 0,5 н розчину натрій нітриту. Напишіть рівняння реакцій та визначте, в якому випадку нітритна кислота є окисником, а в якому — відновником.

Дослід 5. Диспропорціювання йоду в лужному середовищі.

У пробірку внесіть 1–2 кристали йоду, додайте 3–5 крапель розчину натрій гідроксиду з масовою часткою 10% та нагрійте. Відмітьте зміну забарвлення розчину та зникнення осаду. До охолодженого розчину додайте краплями розчин розведеної сульфатної кислоти до слабкокислого середовища. Що відбувається при цьому? Напишіть рівняння реакцій та підберіть коефіцієнти методом напівреакцій.

Лабораторна робота № 7 (4 год)

Комплексоутворення на поверхні твердого тіла

Мета. Ознайомитися з методом комплексоутворення на поверхні силікагелів.

Адсорбція іонів металів з розчинів.

План

1. Приготування розчинів
2. одержання хроматограми
3. розділення хроматограми на сектори
4. якісний аналіз розділеної суміші з використанням комплексів

Поточні контрольні питання

Підготувати доповідь на тему

1. Суть паперової хроматографії. Суть адсорбційної хроматографії.
2. Класифікація методів паперової хроматографії.
3. Розчинники та обладнання в паперовій хроматографії
4. Способи ідентифікація речовин за допомогою хроматографії на папері.
5. Кількісні характеристики хроматографічних методів.
6. Розділення і виявлення катіонів хроматографією на папері.
7. Концентрування і розділення речовин з використанням неорганічних адсорбентів.

Рекомендована література

1. Алексеев В.Н.. Количественний аналіз: учебник / В.Н.Алексеев. – М.: Высшая школа, 1973. – 340 с.
2. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Кількісний аналіз: навч.посіб / А.С. Сегеда. – К.: ЦУЛ, 2002. – 544 с.
3. Жаровський Ф.Г. Аналітична хімія: підручник / Ф.Г. Жаровський, А.Т.Пилипенко, І.В.П'ятницький. – К.: Вища школа, 1982 – 360 с.

Експериментальна частина

Обладнання та реактиви: фільтрувальний папір діаметром 20 см (червона смуга), чашки Петрі (2 шт), крапельниця, суміш розчинників (ацетон-хлоридна кислота), розчині солей катіонів IV-V аналітичних груп.

Для задачі використовують фільтр великого діаметру із прикріпленою знизу до середини цього фільтра невеликою смужкою фільтрувального паперу. В центр фільтра поміщають краплину досліджуваного розчину і підсушують в сушильній шафі. Сухий фільтр зажимають між двома чашками Петрі, в нижню з яких наливають розчинник (ацетон + 2М НСІ) так, щоб смужка, закріплена знизу, була занурена в розчинник. Після розділення солей (30-40 хв) висушують хроматограму, розрізають на сектори і проявляють різними реагентами - проявниками (кожний сектор окремими реагентами). Висновок про склад досліджуваного розчину роблять на основі спостережень зовнішнього ефекту при дії реагентів- проявників і по даних значеннях величин R_f йонів металів.

* Йони Co^{2+} і Cu^{2+} мають близькі значення R_f і також утворюють чорну пляму з цим реагентом. Отже заважають визначенню. В кислому середовищі осад CoS не утворюється. Від йонів Cu^{2+} плумбум можна відділити у вигляді сульфата: зону обробляють сульфатною кислотою, потім добре промивають водою і діють натрій сульфідом - в присутності Pb^{2+} утворюється чорна пляма.

$R_f = \frac{L_1}{L_2}$, де L_1 - відстань пройдена розчинником, L_2 - відстань пройдена речовиною.

Значення R_f деяких катіонів

Катіон	R_f	Реагент	Спостереження
Ni(II)	0,13	диметилдиоксим і NH_4OH	червоно-рожева пляма
Al(III)	0,15	алізарин і NH_4OH	рожева пляма
Mn(II)	0,25	$AgNO_3$ в лужному середовищі NH_4OH + бензидин	чорна пляма синя пляма
Co(II)	0,54	NH_4SCN в аміловому спирті α -нітрозо- β -нафтол в кислому середовищі	блакитна або зелено-блакитна пляма коричнева пляма
Pb(II)	0,70	Na_2S^*	чорна пляма
Cu(II)	0,77	$K_4[Fe(CN)_6]$	червоно-бура пляма
Cd(II)	0,86	Na_2S	жовта пляма
Bi(III)	1,00	Надлишок KI і KNO_3	оранжево-рожева пляма

Fe(III)	1,00	NH ₄ SCN в аміловому спирті K ₄ [Fe(CN) ₆]	червона пляма синя пляма
Hg(II)	1,00	Дифенілкарбазид Надлишок SnCl ₂ Розведений розчин KI	синьо-фіолетова пляма оранжево-червона пляма чорна пляма мет. ртуті

Лабораторна робота № 8 (4 год)
Визначення купрум(II) у вигляді аміаку диференційно-фотометричним методом

Мета. Вивчити основні закони світлопоглинання, розкрити суть фотоколориметрії та застосування її в кількісному аналізі комплексних сполук

План:

1. підготовка приладу до роботи.
2. приготування розчинів
3. визначення фотоелемента
4. побудова калібрувального графіка
5. кількісне визначення вмісту іонів феруму(III) у розчині

Поточні контрольні питання

Підготувати письмово відповіді на питання

1. Поглинання світла розчинами. Закони поглинання електромагнітного випромінювання. Молярний коефіцієнт поглинання.
2. Оптична густина розчину. її зв'язок з концентрацією розчину.
3. Колориметрія. Метод стандартних серій. Метод вирівнювання. Метод розбавлення.
4. Фотоколориметрія і спектрофотометрія.
5. Практика використання фотоколориметрії та спектрофотометрії в аналітичній хімії.

Рекомендована література

1. Васильев В.П. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа Т.2.: учебник / В.П. Васильев. - М.: Высшая школа, 1989. – 150 с.
4. Булатов М.И. Практическое руководство по колориметрическим и спектрофотометрическим методам анализа: учебное пособие / М.И.Булатов, И.П.Калинкин. - М., Л.-д.: Химия, 1965. - 160 с.
1. Бабко А.К. Физико-химические методы анализа: учебник / А.К. Бабко, А.Т. Пилипенко, И.В. Пятницкий, О.П. Рябушко. - М.: Высшая школа, 1968. – 320 с.
2. Физико-химические методы анализа: учебник /под ред. Алесковского В.Б., Яцимирского К.Б. – Л.: Химия, 1971. – 320 с.
3. Ляликов Ю.С. Физико-химические методы анализа: учебник / Ю.С. Ляликов. – М.: Химия, 1974. – 360 с.

Експериментальна частина

Обладнання та реактиви: стандартний розчин CuSO₄ (2 мг/мл), розчин аміаку (w=5 %), мірні колби ємністю 50 мл, кювети з товщиною шару 1 см, КФК-2, міліметровий папір, лінійка, олівець.

Метод базується на утворенні комплексної сполуки купрум(II)-іонів з аміаком, яка має інтенсивно синьо-фіолетове забарвлення. Існує декілька комплексів купрум(II) з аміаком з різними координаційними числами комплексоутворювача, які утворюються залежно від співвідношення кількостей купрум(II)-катионів і аміаку в розчині. В даній роботі визначення купрум-катионів здійснюється у вигляді тетраамінкупрум(II)-йонів $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Методика виконання аналізу.

Вибір світлофільтра. Приготуйте розчини тетраамінкупрум(II) сульфату, що містять відповідно 5 та 15 мг Cu(II) у 50 мл розчину. Для цього внесіть у мірні колби місткістю 50 мл відповідно 2,5 та 7,5 мл стандартного розчину CuSO_4 з концентрацією Cu^{2+} 2 мг/мл, додайте до них по 10 мл розчину аміаку (w=5 %) і доведіть об'єм розчинів у колбочках до позначки дистильованою водою. Розчин, що має більш інтенсивне забарвлення, фотометруйте відносно розчину порівняння (менш забарвленого розчину) в кюветах з товщиною шару розчину 1 см на всіх світлофільтрах з $\lambda_{\text{эф}} = 400, 440, 490, 540, 590$ і 670 нм по чергово, записуючи у таблицю результати цих вимірювань.

λ , нм						
D						

З одержаних даних побудуйте графік залежності оптичної густини D розчину від довжини хвилі світла λ .

При тому світлофільтрі, при якому одержано найбільшу оптичну густину, проведіть фотометрування для побудови калібрувального графіка.

Побудова градуовального графіка. Приготуйте стандартні розчини тетраамінкупрум(II) сульфату з вмістом купрум(II) 5 мг; 10 мг; 15 мг; 20 мг; 25 мг; 30 мг, використовуючи вихідний робочий розчин CuSO_4 , що містить 2 мг/мл Cu^{2+} . Для цього в мірні колби місткістю 50 мл внесіть: відповідно 2,5 мл; 5,0 мл; 7,5 мл; 10 мл; 12,5 мл; 15 мл робочого розчину солі купруму; 10 мл 5 % розчину аміаку.

Доведіть об'єм кожної колби до позначки дистильованою водою. Добре перемішайте розчини і фотометруйте їх в кюветах з $l = 1$ см. Як розчин порівняння візьміть розчин комплексу, що містить 5 мг Cu^{2+} . Якщо вміст купрум(II) у розчині, який фотометрують є меншим ніж в розчині порівняння, встановіть по ньому оптичний нуль приладу і по відношенню до нього виміряйте світлове поглинання досліджуваного розчину. Знайдене значення оптичної густини візьміть із знаком “-“. Вимірювання оптичної густини кожного розчину проведіть не менше трьох разів. Одержані дані занесіть у таблицю:

$C_{\text{Cu}^{2+}}$, мг/мл						
D						

З одержаних даних побудуйте градуовальний графік залежності оптичної густини D тетраамінкупрум(II) сульфату від концентрації C.

Контрольне визначення іонів купрум(II). До досліджуваного розчину, що містить купрум(II), приліть 10 мл 5% розчину аміаку і доведіть об'єм розчину до 50 мл дистильованою водою. Виготовлений розчин через 10 хв фотометруйте з

вибраним світлофільтром відносно розчину порівняння, що містить 5,0 мг купрум(II). Користуючись градувальним графіком, знайдіть концентрацію і розрахуйте масу купрум(II) в досліджуваному розчині.

D	$C_{Cu^{2+}}$, мг/	$m_{Cu^{2+}}$, мг	Δ	α , %

ЗАВДАННЯ ДО ПІДСУМКОВОЇ МОДУЛЬНОЇ РОБОТИ № 1

Теоретичні завдання.

1. В чому особливості будови комплексних сполук?
2. За яким принципом утворюються назви сполук з комплексним катіоном, аніоном, нейтральних комплексів?
3. Які сполуки називають комплексними? Чому інколи неможливо провести різких розмежувань між комплексними сполуками і подвійними солями?
4. Сформулюйте основні положення координаційної теорії.
5. Дайте визначення поняттям: комплексоутворювач, ліганди, внутрішня сфера комплексної сполуки, комплекс, комплексний іон, зовнішня сфера.
6. Атоми яких елементів та в якому стані можуть виконувати функцію комплексоутворювача?
7. Як визначається заряд внутрішньої сфери? На які типи поділяються комплексні сполуки залежно від заряду внутрішньої сфери?
8. Які сполуки називаються комплексними неелектролітами?
9. Що називається координаційним числом? Як його можна визначити? Які чинники впливають на величину координаційного числа?
10. Що таке координаційна ємність лігандів? На які групи поділяються ліганди залежно від координаційної ємності?
11. Дайте визначення поняттям: аквакомплекси, гідроксокомплекси, аміакати, карбоніли, ацидокомплекси, аніонгалогенати, змішані комплекси, π -комплекси, моноядерні комплекси, поліядерні комплекси. Наведіть приклади.
12. Викладіть основні правила номенклатури комплексних сполук.
13. Охарактеризуйте основні види ізомерії комплексних сполук: просторову (геометричну), сольватну, іонізаційну, координаційну.

Практичні завдання

1. Яка з наведених комплексних сполук містить комплексний катіон, аніон: $K_2[PtBr_4]$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $[Pt(NH_3)_3Cl]Cl$, $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$?
2. Які з наведених комплексних сполук відносяться до ацидокомплексів, аміакатів: $[Ni(CO)_4]$, $K_2[Cu(CN)_4]$, $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$, $[Cu(NH_3)_2]OH$?
3. Для заданої комплексної сполуки вкажіть: - комплексоутворювач і його заряд; - ліганди, їх заряди, дентатність; - координаційне число комплексоутворювача; - склад внутрішньої координаційної сфери та її заряд; - назву комплексної сполуки: $K[Pt(NH_3)Cl_3]$; $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$; $[Ag(NH_3)_2]Cl$; $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$; $[Cr(NH_2C_2H_4NH_2)_3]Cl_3$;
4. Поясніть на прикладах суть заданого виду ізомерії комплексів: а) гідратної; б) іонізаційної; в) координаційної; г) ізомерії зв'язку; д) геометричної.

5. Складіть формули комплексних сполук, якщо задано комплексоутворювач та ліганди. Координаційне число комплексоутворювача 6. Зовнішню сферу підберіть самостійно Pt^{4+} , NH_3 , Cl

6. Визначіть, чому дорівнює заряд комплексного іона, ступінь окислення і координаційне число комплексоутворювача в сполуках $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K_2[PtCl_6]$, $K[Ag(CN)_2]$. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.

7. Із сполучення часток Cr^{3+} , H_2O , Cl^- і K^+ можна скласти сім координаційних формул комплексних сполук хрому, одна з яких $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$. Складіть формули інших шести сполук і напишіть рівняння їхньої дисоціації у водних розчинах.

8. За допомогою яких реакцій можна довести амфотерність оксиду і цинк гідроксиду? Напишіть рівняння цих реакцій.

9. орівняйте властивості (амфотерність, стійкість) гідроксидів Цинку, Кадмію і Гідраргіруму

МОДУЛЬ № 2

Лабораторна робота № 9 (4 год)

Застосування комплексних сполук при визначенні твердості водопровідної та природної води

Мета і завдання

1. Самостійна робота з теми «Комплексонометричне визначення твердості води»
2. Приготувати робочий розчин трилону Б методом точної наважки, з фіксаналу або розведенням з більш концентрованого розчину.
3. Визначити сумарний вміст іонів кальцію(II) і магнію(II) та визначити загальну твердість досліджуваної води.

Поточні контрольні питання

1. Методи комплексонометричного титрування. Їх класифікація та хімічні реакції цих методів.
2. Робочі розчини методу меркуриметрії. Спосіб їх приготування та встановлення точної концентрації.
3. Індикатори меркуриметричного титрування. Кінцева точка титрування. Розрахунки за результатами титрування.
4. Комплексонометрія (трилонометрія). Робочі розчини та досліджувані іони цього методу.
5. Реакції, які відбуваються між робочим розчином та досліджуваними іонами комплексонометрії. Характеристика сполук – продуктів цієї взаємодії.
6. Характеристика метал-індикаторів. Реакції, які відбуваються між індикатором та досліджуваними іонами. Характеристика сполук - продуктів цієї реакції.
7. Кінцева точка титрування та точка еквівалентності методу комплексонометрії. Зовнішні ефекти, які спостерігаються при визначенні твердості води трилонометричним методом.
8. Твердість води, чим вона обумовлена, одиниці вимірювання твердості води. Формула для розрахунку твердості води у титриметрії.

Рекомендована література

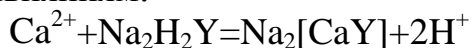
1. Кичкирук О.Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: курс лекцій / О.Ю. Кичкирук. – Житомир.: Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2018. – 160 с.
2. Онищенко Ю.К. Збірник задач і вправ з аналітичної хімії: навч. посіб. / Ю.К.Онищенко, Т.О. Онищенко, О.Ю.Кичкирук, Н.В. Кусяк. – Житомир: ЖДУ ім. І.Франка, 2014. – 221 с.
3. Жаровський Ф.Г. Аналітична хімія: підручник / Ф.Г. Жаровський, А.Т.Пилипенко, І.В.П'ятницький – К.: Вища школа, 1982 – 360 с.
4. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. / Ю.Ю.Лурье. М.:Химия, 1989. – 150 с.

Експериментальна частина

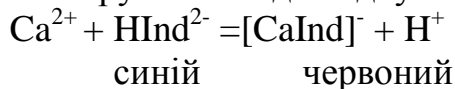
Обладнання та реактиви: розчин комплексону III (0,02 н), аміачний буферний розчин (рН 10), хромоген чорний Т, колби Ерленмейера на 500 мл, мірні циліндри на 100 мл і на 10 мл, бюретка на 50 мл

Загальна твердість води зумовлена сумарним вмістом солей Кальцію та Магнію, який визначають трилонометрично. Метод оснований на титруванні проби води розчином двозаміщеної натрієвої солі етилендіамінтетраоцтової кислоти (трилон Б, комплексон III) у лужному середовищі (рН=10) з металохромним індикатором – еріохромом чорним Т (ЕХЧ).

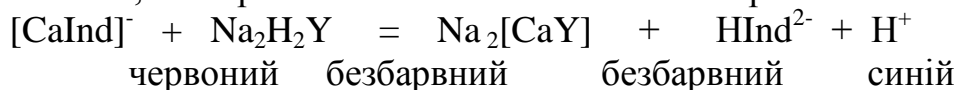
Трилон Б утворює з іонами кальцію і магнію в лужному середовищі безбарвні міцні комплексні сполуки. В усіх випадках реакція між трилоном Б і катіонами металів проходить у співвідношенні: 1 моль комплексону завжди реагує з 1 моль металу у випадку всіх дво- і тривалентних металів. Наприклад з іонами кальцію, взаємодія відбувається за рівнянням:



Ці ж катіони з багатьма органічними реактивами, як, наприклад, мурексид, еріохром чорний Т, метилтимоловий синій, кислотний хром синій та ін., утворюють забарвлені комплексні сполуки, проте стійкість їх менша, ніж комплексів з трилоном Б. Наприклад, з іонами кальцію і магнію утворюються комплекси винно-червоного кольору і взаємодія відбувається за рівнянням:



Під час титрування забарвлені комплекси іонів металів з ЕХЧ руйнуються і утворюються стійкіші, безбарвні комплекси іонів металів з трилоном Б.



Оскільки при рН=10 іони індикатора HInd^{2-} мають синє забарвлення, в точці еквівалентності спостерігається зміна забарвлення з винно-червоного на синє. Твердість води вимірюється числом мілімоль еквівалентів катіонів Ca^{2+} та Mg^{2+} в 1 л води.

Приготування 100 мл 0,02 н робочого розчину комплексону.

Трилон Б кристалізується у вигляді двохводного кристалогідрату $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2\text{Na}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Ця речовина є достатньо стійкою, тому робочий розчин трилону Б може бути приготовлений розчиненням точної наважки солі в певному об'ємі води. Для титрування розбавлених розчинів солей металів доцільно

використовувати 0,02 н розчин трилону Б. Молярні маси еквівалентів трилону Б, а також іонів металів дорівнюють відповідно половині молярних мас трилону Б і катіонів. Молярна маса трилону Б дорівнює 372,2 г/моль.

Визначення твердості води. В колбу Ерленмеєра місткістю 300 мл мірним циліндром відміряйте 100 мл досліджуваної води, додайте 15 мл аміачної буферної суміші та 10-20 мг твердої суміші еріохрому чорного Т з натрій хлоридом (індикаторна суміш у співвідношенні 1:100) і титруйте робочим розчином трилону Б до переходу забарвлення з винно-червоного на синє.

Твердість води розрахуйте за рівнянням (у ммоль екв/л)

$$T_{в.води} = \frac{C_{екв\ Tr.Б} \cdot V_{Tr.Б} \cdot 1000}{V_{H_2O}} =$$

Результати титрування запишіть до таблиці

Об'єм трилону Б, мл	Твердість води, ммоль екв/л	Характеристика води

Лабораторна робота № 10 (4 год)

Застосування комплексних сполук при визначенні вмісту хлоридів у водопровідній та природній воді

Мета. Визначити вміст хлорид- і сульфат іонів з використанням методів осадового титрування з метою оцінки якості води.

План.

1. Підготувати реактиви і посуд для хімічного аналізу.
2. Провести хімічний аналіз води на вміст хлорид-іонів за методом Мора і методом меркуриметричного титрування.
3. Провести хімічний аналіз води на вміст сульфат-іонів методом осадкового титрування.
4. Оцінити якість води згідно до вимог до якості питної води.

Поточні контрольні питання

1. Перерахуйте вимоги до реакцій комплексоутворення у титриметрії.
 2. Загальна класифікація методів комплексоутворення. Розчини, які використовуються в них як титранти.
 3. Перерахуйте та опишіть способи фіксації точки еквівалентності в меркуриметрії.
- Задачі.**
1. На титрування 10 мл розчину аргентум нітрату витрачається 11,50 мл 0,0473 н розчину амоній роданіду. Розрахувати титр амоній роданіду за аргентум(I) іонами.
 2. 15,00 мл досліджуваного розчину NaBr обробили 25,00 мл 0,0460 н розчину AgNO₃. На титрування залишку AgNO₃ витратили 10,80 мл 0,0473 н розчину NH₄SCN. Розрахувати титр досліджуваного розчину.
 3. Розчин, отриманий при розчиненні 0,1148 г кухонної солі, обробили 40,00 мл 0,0897 н розчином аргентум нітрату. На титрування залишку розчину аргентум

нітрату витратили 18,40 мл розчину амоній роданіду. Яка масова частка (%) натрій хлориду у зразку кухонної солі?

Рекомендована література

1. Кичкирук О.Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: курс лекцій / О.Ю. Кичкирук. – Житомир: Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2018. – 160 с.
2. Онищенко Ю.К. Збірник задач і вправ з аналітичної хімії: навч. посіб. / Ю.К.Онищенко, Т.О. Онищенко, О.Ю.Кичкирук, Н.В. Кусяк. – Житомир: ЖДУ ім. І.Франка, 2014. – 221 с.
3. Жаровський Ф.Г. Аналітична хімія: підручник / Ф.Г. Жаровський, А.Т.Пилипенко, І.В.П'ятницький – К.: Вища школа, 1982 – 360 с.
4. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. / Ю.Ю.Лурье. М.:Химия, 1989. – 150 с.

Експериментальна частина

Обладнання та реактиви: розчин меркурій(II) нітрату (0,05 н), індикатор (0,5 г дифенілкарбазону і 0,05 г бромфенолового синього в 100 мл 96 % етанолу), розчин нітратної кислоти (0,2 М), конічні колби, бюретка, піпетки Мора.

Хлориди є неодмінною складовою природних вод. Значні надходження хлоридів геологічного походження у поверхневі води – це рідкісне явище, тому збільшення їх концентрації є показником забруднення води побутовими та деякими промисловими стічними водами. Хлориди визначають у поверхневих водах аргентометричним методом Мора або Фольгарда, чи меркуриметричним методом з використанням дифенілкарбазону як індикатора. Результати виражають у мілімолях еквівалентів або в міліграмах хлоридів в 1 л води.

Меркуриметричне визначення хлоридів

Суть методу. Меркуриметричне визначення хлоридів базується на тому, що вони утворюють з іонами меркурію(II) добре розчинні комплексні сполуки. Як індикатор використовують розчин дифенілкарбазон в 95 % етанолі. Після практично повного зв'язування хлоридів або в точці еквівалентності виникає фіолетове забарвлення комплексної сполуки меркурію з дифенілкарбазоном. Правильність встановлення точки еквівалентності залежить від кислотності розчину. Оптимальна кислотність розчину – в межах рН-3,0-3,5. Для встановлення оптимального рН використовують як кислотно-основний індикатор бромфеноловий синій, який після додавання нітратної кислоти за рН3,6 змінює свій колір на жовтий. Жовтий колір сприяє більш чіткому встановленню точки еквівалентності з дифенілкарбазоном.

Іони Zn^{2+} , Al^{3+} , Ni^{2+} та Cr^{3+} заважають визначенню хлоридів при концентрації понад 100 мг/л.

Виконання роботи. Визначення хлоридів у воді меркуриметричним методом можна проводити як прямим титруванням розчином меркурій(II) нітрату, так і зворотнім титруванням розчином амоній роданіду. При прямому титруванні беруть в конічну колбу 100 мл води, додають 10 мл 2 н розчину нітратної кислоти та 1 мл 2%-го розчину дифенілкарбазону. Титрування закінчують при появі синьо-фіолетового забарвлення.

Концентрацію хлорид-іонів у мг/л (C_x) розраховують за формулою

$$C_x = \frac{V_{Hg(NO_3)_2} \cdot C_{Hg(NO_3)_2} \cdot M_{еквCl^-} \cdot 1000}{V_{H_2O}}$$

Результати аналізу і розрахунків занесіть у таблицю в робочому зошиті.

Лабораторна робота № 11 (4 год)

Застосування комплексних сполук при визначенні іонів феруму(III) у водних розчинах

Фотометричне визначення ферум(III) у вигляді сульфосаліцилату

Мета. Визначити концентрацію комплексної сполуки з використанням оптичного методу аналізу

План.

1. Ознайомитися із роботою фотоколориметра КФК-2
2. Ознайомитися з методикою побудови калібрувального графіку
3. Побудувати спектр поглинання
4. Побудувати калібрувальний графік
5. Методом калібрувального графіку визначити масу ферум(III) йонів у розчині

Поточні контрольні питання

1. Які прилади використовують у спектрофотометрії, фотоколориметрії? Будова та принцип роботи спектрофотометра і фотоелектроколориметра.
2. Калібрувальна крива та калібрувальний графік фотометричних методів, їх побудова. Визначення концентрації досліджуваної речовини фотоколориметричним способом.
3. Основні оптичні властивості розчинів забарвлених сполук.
4. Забарвлення розчину. Криві світлопоглинання.
5. Молярний коефіцієнт поглинання. Чутливість колориметричних реакцій.
6. Яка функція світлофільтрів у фотоелектроколориметрах?

Задачі для самостійного розв'язування

1. Молярний коефіцієнт поглинання забарвленого комплексу нікелю з α -бензоїлдіоксидом при довжині хвилі 406 нм дорівнює 12000. Визначити мінімальну концентрацію нікелю (в мкг/мл), яка може бути визначена фотометричним методом при оптичній густині фотоколориметру 0,020.
2. Для визначення купруму(II) з наважки 0,325г після розчинення і обробки аміаком було одержано 250 мл забарвленого розчину, оптична густина якого в кюветі з товщиною шару 2см була 0,254. Визначте вміст купруму(II), якщо молярний коефіцієнт поглинання купрум (II) аміакату дорівнює 423.
3. Розрахувати молярний коефіцієнт поглинання купруму(II), якщо оптична густина розчину, який містить 0,24 мг цих іонів в 250 мл, при товщині шару кювети 2см дорівнює 0,14.

Рекомендована література

1. Жаровський Ф.Г. Аналітична хімія: підручник / Ф.Г. Жаровський, А.Т.Пилипенко, І.В.П'ятницький – К.: Вища школа, 1982 – 360 с.
2. Пилипенко А.Т. Аналитическая химия. Т 2.: учебное пособие / А.Т.Пилипенко, И.В.Пятницкий . М.: Химия, 1990. – 365 с.

3. Кичкирук О.Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: курс лекцій / О.Ю. Кичкирук. – Житомир.: Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2018. – 160 с.

Фотометрія - один з фізико-хімічних методів аналізу, який найширше використовується у сучасній аналітичній практиці. Перелік сполук, які можна визначати фотометрично, практично безмежний. Все ж найбільше використання має фотометрія видимої області спектра.

Виконання фотометричного аналізу складається з двох етапів: переведення компонента, який визначають, в сполуку, що поглинає електромагнітні коливання, та безпосереднього вимірювання світло-поглинання. Методи аналізу є достатньо простими, вони досить чутливі, результати їх надійно відтворюються. Методи універсальні і придатні для визначення практично всіх хімічних елементів

Сульфосаліцилатна (2-окси-5-сульфобензенова) кислота залежно від рН середовища утворює з катіоном Fe^{3+} комплексні сполуки різного складу: при рН=1,8-2,5 утворюється червоно-фіолетовий комплекс складу $\text{Fe}^{3+}:\text{R}=1:1$, при рН=4-8 – червоно-бурий комплекс складу $\text{Fe}^{3+}:\text{R}=1:2$, а при рН=8-11 – жовто-бурий комплекс з молярним співвідношенням $\text{Fe}^{3+}:\text{R}=1:3$. В даній роботі ферум(III) визначатиметься у вигляді червоно-бурого комплексу.

Експериментальна частина

Приготування розчинів. У мірні колби ємністю 25 мл внесіть відповідно 1, 2, 3, 4, 5 мл робочого розчину солі Fe^{3+} . В кожну колбу додайте по 1 мл розчину сульфосаліцилатної кислоти і по 5 мл буферного розчину з рН=5 (відміряють циліндром).

Доведіть об'єм розчинів у колбах до мітки дистильованою водою. Перемішайте одержані забарвлені сполуки в колбах і фотометруйте розчини на лабораторному фотоелектроколометрі КФК-2 в кюветах з $l = 1,0$ см.

[!] Пронумеруйте колби і розрахуйте концентрацію іонів феруму (III) у розчинах, враховуючи розведення робочого розчину.

Підготовка приладу до роботи. Ввімкніть прилад в електромережу (крім електровилки, ввімкніть тумблер "сеть" на верхній панелі приладу зліва) і прогрійте його впродовж 15 хв. Потім приступайте до фотометрування розчинів. Для цього в одну добре вимиту скляну кювету налийте до позначки дистилат, а в другу – забарвлений розчин. Поверхню кювет добре витріть фільтрувальним папером, відкрийте кришку кюветної камери (на передній панелі приладу) і тримаючи кювети за неробочі грані, встановіть їх у гнізда фотометра таким чином, щоб навпроти світлового вікна стояла кювета з дистилатом. Закрийте кюветну камеру кришкою і встановіть прилад на нуль ручками "чувствительность", "установка 100 грубо" і "точно". Встановивши прилад на нуль, переставте кювети повертанням ручки (на передній панелі приладу під кюветною камерою) і запишіть показання приладу по нижній шкалі.

Вибір світлофільтра. Для вибору світлофільтра в кювету налийте розчин з середньою концентрацією комплексу і виміряйте його оптичну густину при світлофільтрах $\lambda_{\text{еф}} = 400, 440, 490, 540, 590$ і 670 нм. Зміна світлофільтра

здійснюється повертанням ручки на передній панелі приладу. Слід мати на увазі, що при зміні світлофільтра кожен раз необхідно повторювати настройку приладу по дистиляту на “нуль”. Для зручності користувачів позиції перемикача “чувствительность” помічені одним кольором з відповідними довжинами хвиль світла. Виміряйте оптичну густину комплексу при різних довжинах хвиль світла і дані внесіть до таблиці:

λ , нм						
D						

На основі одержаних даних на міліметровому папері побудуйте графік залежності оптичної густини розчину від довжини хвилі світла в координатах **D — λ** «Спектр поглинання комплексної сполуки ферум(III) саліцилату з концентрацією C_3 »

Побудова градуовального графіка. Встановивши, при якій довжині хвилі оптична густина розчину комплексу найбільша, виміряйте оптичну густину при цій довжині хвилі підготовлених розчинів у мірних колбах. Одержані дані запишіть у таблицю.

З одержаних даних на міліметровому папері побудуйте графік в координатах **D (оптична густина) – C (концентрація комплексу)** «Калібрувальний графік фотометричного визначення Fe(III) у вигляді сульфосаліцилатного комплексу при $\lambda_{\text{макс}} = \dots$ ». У випадку використання дистиляту як розчину порівняння градуовальний графік має вигляд прямої лінії, що проходить через початок координат.

Контрольний аналіз. Фотометричне визначення маси Fe(III) в розчині

У мірну колбу місткістю 25 мл внесіть отримайте контрольний розчин, що містить іони Fe(III), 0,5 мл розчину сульфосаліцилатної кислоти, 5 мл буферного розчину з рН = 5. Доведіть об'єм розчину в колбі до мітки дистилятом. Добре перемішайте розчин, налейте його до позначки в кювету з $l = 1$ см і виміряйте оптичну густину при тому світлофільтрі, при якому було побудовано градуовальний графік. Нанесіть на графік значення оптичної густини і з графіка визначте концентрацію розчину. Масу феруму в розчині (у г) розрахуйте за формулою: $m_{\text{Fe}^{3+}} = C_{\text{Fe}^{3+}} \cdot V_{\text{Fe}^{3+}} \cdot M_{\text{Fe}^{3+}} =$

де: $C_{\text{Fe}^{3+}}$ – концентрація комплексу, визначена за допомогою градуовального графіка; $V_{\text{Fe}^{3+}}$ – об'єм колби з розчином комплексу, л; $M_{\text{Fe}^{3+}}$ – молярна маса Fe^{3+} .

Лабораторна робота № 12 (2 год)

Потенціометричне визначення констант дисоціації комплексів Визначення константи дисоціації саліцилової кислоти

Мета. Навчитися використовувати методи визначення констант дисоціації комплексних сполук

План

1. Приготування розчинів
2. підготувати прилад до роботи

3. провести вимірювання константи дисоціації
4. оформити результати досліджень у робочий журнал

Поточні контрольні завдання

1. Написати дисоціацію. Записати константу стійкості та константу нестійкості для сполук $K_2[PtCl_6]$, $K[Al(OH)_4]$, $K_2[Hg(CN)_4]$, $[Co(NH_3)_4]Cl_2$, $K[Al(OH)_4]$, $[Co(NH_3)_4](NO_3)_2$.

2. Користуючись довідником порівняти стійкість комплексів $Na[Al(SO_4)_2]$ та $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, $Na[Co(NO_2)_2]$ та $[Ag(NH_3)_2]_2SO_4$, $Na_2[PtCl_2]$ та $[Hg(H_2O)_4]Cl_2$

Рекомендована література

4. Жаровський Ф.Г. Аналітична хімія: підручник / Ф.Г. Жаровський, А.Т.Пилипенко, І.В.П'ятницький – К.: Вища школа, 1982 – 360 с.

5. Пилипенко А.Т. Аналитическая химия. Т 2.: учебное пособие / А.Т.Пилипенко, И.В.Пятницкий . М.: Химия, 1990. – 365 с.

6. Кичкирук О.Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: курс лекцій / О.Ю. Кичкирук. – Житомир.: Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2018. – 160 с.

Експериментальна частина

Обладнання та реактиви: скляний рН-селективний індикаторний електрод, розчин $NaHSal$ ($1 \cdot 10^{-2}$ М в 3 М $NaCl$), розчин HCl ($1 \cdot 10^{-2}$ М в 3 М $NaCl$), розчин $NaCl$ (3 М), дистильована вода, мірні стакани ємністю 50 мл.

Молекула саліцилової кислоти (о-оксибензойної) кислоти ($o-C_6H_4(OH)COOH$, H_2Sal) містить 2 кислотні групи – карбоксильну та фенольну. В концентрованих розчинах солей, наприклад $NaCl$ або $NaClO_4$, карбоксильна група дисоціює в інтервалі рН 2-4, а фенольна – рН 12-14. Інтервал рН 2-4 більш зручний для потенціометричного визначення констант дисоціації, оскільки в цих умовах дифузійний потенціал на границі розділу визначуваний розчин/насичений розчин KCl , в якому знаходиться електрод порівняння, дуже незначний і ним можна знехтувати.

Для визначення першої константи дисоціації (K_1) саліцилової кислоти проводять рН-метричне титрування розбавленого розчину натрій саліцилату ($NaHSal$) розбавленим розчином HCl в присутності 3 М $NaCl$ як фонового розчину. При розрахунках використовують концентрацію H^+ , яку знаходять із залежності рН 3 М розчину $NaCl$ від концентрації введеної в нього сильної кислоти.

Порядок виконання роботи

Включити рН-метр за 10-15 хв до початку вимірювань.

Наливають в стакан 20,0 мл $1 \cdot 10^{-2}$ М розчину $NaHSal$ в 3 М $NaCl$.

Вимірюють рН вихідного розчину. Далі, мірною піпеткою додають 20,0 мл $1 \cdot 10^{-2}$ М розчину HCl в 3 М $NaCl$ порціями по 2,0 мл. Кожен раз вимірюють рН після встановлення рівноваги. Результати заносять у таблицю:

№ розчину	V_{HCl} , мл	рН

Будують градувальний графік в координатах «рН – V_{HCl} ». З отриманих залежностей знаходять рН при $V_{HCl} = 10,0$ мл ($pH_{1/2}$). При цьому значенні рН половина саліцилат-іонів присутня у вигляді однозарядних аніонів $HSal^-$, які знаходяться в рівновазі з H_2Sal та H^+ . Концентрацію H^+ при $pH_{1/2}$ позначимо $[H^+]_{1/2}$.

Розраховують концентраційну константу дисоціації H_2Sal :

$$K_1 = \frac{[HSal^-] \cdot [H^+]}{[H_2Sal]} = \frac{(5 \cdot 10^{-3} + [H^+]_{1/2}) \cdot [H^+]_{1/2}}{5 \cdot 10^{-3} - [H^+]_{1/2}}$$

Статистично обробляють результати трьох паралельних визначень та порівнюють з табличними даними.

ЗАВДАННЯ ДО ПІДСУМКОВОЇ МОДУЛЬНОЇ РОБОТИ № 2

1. Викладіть основні положення методу валентних зв'язків щодо будови комплексних сполук.

2. Як на основі методу валентних зв'язків визначити геометричну будову комплексу залежно від типу гібридизації центрального атома?

3. Як метод валентних зв'язків пояснює магнітні властивості комплексних сполук?

4. Який висновок на підставі електростатичної моделі можна зробити про залежність міцності комплексу від заряду комплексоутворювача і радіусів лігандів?

5. Як відповідно до електростатичної моделі стійкість комплексів з однаковими лігандами залежить від ступеня окиснення комплексоутворювача? Який комплекс міцніший: $[Cu(NH_3)_2]^{+2}$ чи $[Cu(NH_3)_2]^{+2}$; $[Fe(CN)_6]^{4-}$ чи $[Fe(CN)_6]^{3-}$?

Практичні завдання

1. Для заданої комплексної сполуки вкажіть електронну формулу атома і йона-комплексоутворювача $[Co(NH_3)_6]Cl_3$

2. Для комплексної сполуки вкажіть розподіл електронів на валентних орбіталях йона-комплексоутворювача; - розподіл електронів на валентних орбіталях йона-комплексоутворювача після утворення хімічних зв'язків з лігандами $K_4[Fe(CN)_6]$;

3. Вкажіть, які орбіталі комплексоутворювача беруть участь у зв'язках з лігандами, як відбувається гібридизація орбіталей комплексоутворювача, яку конфігурацію має комплексний йон $[Mn(H_2O)_6]SO_4$;

4. Розрахуйте магнітний момент комплексного йона $K_3[CoF_6]$

5. Поясніть, як утворюються хімічні зв'язки за теорією кристалічного поля, як і чому розщеплюються d-орбіталі; - як розподіляються електрони на цих орбіталях, низькоспіновим чи високоспіновим є комплекс, розрахуйте магнітний момент комплексного йона; - чи має комплекс забарвлення; - $[Ti(H_2O)_6]Cl_3$, $K_3[Fe(CN)_6]$; $K_3[Co(NO_2)_6]$;

Навчальна література, рекомендована для самостійної підготовки

Основна

1. Скопенко В.В. Хімія комплексних сполук: підручник / В.В. Скопенко. - К.: Радянська школа, 1967. – 256 с.
2. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: підручник / Н.В.Романова. - К.: Вища школа, 1998. – 300 с.
3. Голуб А.М. Загальна і неорганічна хімія: підручник / А.М.Голуб. - Київська Книжкова Фабрика №1, 1968. — 445 с.
4. Кичкирук О.Ю. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: курс лекцій / О.Ю. Кичкирук. – Житомир.:Вид-во ЖДУ ім.І. Франка, 2018. – 160 с.
5. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Якісний аналіз: навч.посіб / А.С. Сегеда. – К.: ЦУЛ, 2002. – 524 с.
6. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Кількісний аналіз: навч.посіб / А.С. Сегеда. – К.: ЦУЛ, 2002. – 544 с.
7. Жаровський Ф.Г. Аналітична хімія: підручник / Ф.Г. Жаровський, А.Т.Пилипенко, І.В.П'ятницький – К.: Вища школа, 1982 – 360 с.
8. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. / Ю.Ю.Лурье. М.:Химия, 1989. – 150 с.
9. Онищенко Ю.К. Збірник задач і вправ з аналітичної хімії. / Ю.К.Онищенко, Т.О.Онищенко, О.Ю.Кичкирук, Н.В. Кусяк. - Ж.: ЖДУ ім. І.Франка, 2014. – 208 с.

Додаткова

1. Руденко Н.П. Комплексні сполуки: навч. посіб. / Н.П. Руденко. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2008. – 36 с.
2. Чундак С.Ю. Основи хімії комплексних сполук: навч. посіб. / С.Ю. Чундак, І.Є. Барчій. Ужгород: УжНУ «Говерла», 2019. - 133 с.
3. Вітушкіна С. В. Координаційна хімія: навч.-метод. комплекс. / С. В.Вітушкіна. – Харків, 2019. – 20 с.
4. Гринберг А. А. Введение в химию комплексных соединений / А. А. Гринберг. - М.: Химия, 1971. – 150 с.
5. 3. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений / Кукушкин Ю.Н. - М.: Высшая школа, 1985. – 150 с.

Інтернет ресурси

1. <https://d-learn.pnu.edu.ua/data/users/4911/Biogeohim/%D0%9B%2018%20%D0%9A%D0%BE%D0%BC%D0%BF%D0%BB%20%D1%81%D0%BF%D0%BE%D0%BB%D1%83%D0%BA%D0%B8.pdf>
2. <https://studfile.net/preview/8173839/>
3. <http://www.igic.org.ua/deps/2/dept/group2.html>

Константи нестійкості деяких комплексних іонів

Іон	Кн	Іон	Кн
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,4 \times 10^{-20}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	5×10^{-36}
$[\text{Ag}(\text{CNS})_2]^-$	$5,9 \times 10^{-9}$	$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$1,3 \times 10^{-30}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,5 \times 10^{-3}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,4 \times 10^{-11}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$5,7 \times 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,8 \times 10^{-15}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \times 10^{-14}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	5×10^{-31}
$[\text{AgCl}_2]^-$	9×10^{-6}	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,3 \times 10^{-37}$
$[\text{AgBr}_2]^-$	$4,6 \times 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,3 \times 10^{-44}$
$[\text{AgI}_2]^-$	$1,8 \times 10^{-12}$	$[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$5,9 \times 10^{-4}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^{3-}$	1×10^{-33}	$[\text{Fe}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,8 \times 10^{-9}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	2×10^{-21}	$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	5×10^{-20}
$[\text{AuCl}_4]^-$	5×10^{-22}	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	6×10^{-16}
$[\text{Au}(\text{CN})_4]^-$	1×10^{-56}	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	1×10^{-21}
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,8 \times 10^{-7}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,5 \times 10^{-30}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	2×10^{-2}	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,1 \times 10^{-39}$
$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	2×10^{-4}	$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$5,6 \times 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8,8 \times 10^{-18}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	1×10^{-31}
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$8,1 \times 10^{-20}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	1×10^{-8}
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	1×10^{-64}	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	2×10^{-18}
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$5,5 \times 10^{-3}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	2×10^{-9}
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$4,1 \times 10^{-5}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \times 10^{-17}$

Константи утворення деяких комплексних сполук

Сполука	β_n	$\lg \beta_n$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,70 \cdot 10^7$	7,23
$[\text{Ag}(\text{SCN})_4]^{3-}$	$4,68 \cdot 10^9$	9,67
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{5-}$	$1,41 \cdot 10^{14}$	14,15
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{5-}$	$1,10 \cdot 10^{21}$	20,15
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$4,68 \cdot 10^{20}$	20,67
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1,00 \cdot 10^{33}$	33,00
$[\text{AuCl}_4]^-$	$1,99 \cdot 10^{21}$	21,30
$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,72 \cdot 10^{18}$	18,57
$[\text{BeF}_4]^{2-}$	$2,45 \cdot 10^{13}$	13,39
$[\text{BiI}_6]^{3-}$	$1,26 \cdot 10^{19}$	19,10
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,63 \cdot 10^6$	6,56
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$2,24 \cdot 10^5$	5,35
$[\text{Cd}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{4-}$	$1,58 \cdot 10^8$	8,20
$[\text{Cd}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$8,13 \cdot 10^2$	2,91
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,45 \cdot 10^4$	4,39
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$1,62 \cdot 10^{35}$	35,21
$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$3,98 \cdot 10^{28}$	28,60
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$2,00 \cdot 10^{30}$	30,30
$[\text{CuI}_2]^-$	$7,08 \cdot 10^8$	8,85
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$	$7,25 \cdot 10^{10}$	10,86
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,07 \cdot 10^{12}$	12,03
$[\text{Cu}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$3,31 \cdot 10^6$	6,52
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$1,26 \cdot 10^{16}$	16,10
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7,94 \cdot 10^{36}$	36,90
$[\text{Hg}(\text{CH}_3\text{COO})_4]^{2-}$	$1,02 \cdot 10^{17}$	17,01
$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$1,66 \cdot 10^{15}$	15,22
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$6,76 \cdot 10^{29}$	29,83
$[\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_4]^{6-}$	$4,07 \cdot 10^{33}$	33,61
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,95 \cdot 10^7$	7,47
$[\text{Pb}(\text{OH})_3]^-$	$8,91 \cdot 10^{13}$	13,95
$[\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_4]^{6-}$	$1,58 \cdot 10^7$	7,20

Розчинність кислот, основ і солей у воді при температурі 20-25 °С

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
ОН ⁻		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
Γ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Н	Н	—	Н	М
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	Н	—	—	Н	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н	—	—	Н	Н	—
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Примітка. Р — розчиняється, М — мало розчиняється, Н — практично не розчиняється, риска — сполука розкладається водою або не існує.

ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ

період	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1,0079 Водень Таропен							He 4,0028 Гелій
2	Li 6,941 Літій	Be 9,01218 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,01 Вуглець Карбон	N 14,007 Азот Нітроген	O 15,999 Кисень Оксиген	F 18,998 Фтор Флуор	Ne 20,179 Неон
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,085 Кремій Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сірка Сльфур	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Марганець Манган	Fe 55,847 Залізо Ферум
5	Cu 63,546 Мідь Купрум	Zn 65,38 Цинк	Ga 69,723 Галій	Ge 72,59 Германій	As 74,922 Миш'як Арсен	Se 78,96 Селен	Br 79,904 Бром	Kr 83,80 Криптон
6	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Йтрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молібден	Tc 98,906 Технецій	Ru 101,07 Рутеній
7	Ag 107,87 Срібло Аргентум	Cd 112,41 Кадмій	In 114,82 Індій	Sn 118,71 Олово, янич Станум	Sb 121,75 Сурма Стробій	Te 127,60 Телур	I 126,90 Йод	Xe 131,29 Ксенон
8	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,2 Осмій
9	Au 196,97 Золото Аурум	Hg 200,59 Ртуть Меркурій	Tl 204,38 Талій	Pb 207,2 Свинцев, аліве Плюмбум	Bi 208,98 Бісмут	Po (209) Полоній	At (210) Астат	Rn (222) Радон
10	Fr (223) Францій	Ra 226,02 Радій	Ac 227,03 Актиній	Rf (261) Резерфордій	Db (262) Дубній	Sg (263) Сіборгій	Bh (262) Борій	Hs (265) Гасій
	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	RO₃	RO₃	R₂O₇	RO₄
	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	RO₃	HR	HR	RO₄
	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Прасеодим	Nd 144,24 Неодим	Sm 150,36 Самарій	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній	Dy 164,93 Дольмій	Ho 167,26 Гобій
*	Th 232,04 Торій	Pa 231 Протактиній	U 238,03 Уран	Np (237) Нептуній	Pu (244) Плутоній	Am (243) Америцій	Cf (247) Каліфорній	Es (254) Ейнштейній
**	Th 232,04 Торій	Pa 231 Протактиній	U 238,03 Уран	Np (237) Нептуній	Pu (244) Плутоній	Am (243) Америцій	Cf (247) Каліфорній	Es (254) Ейнштейній

