

розчином натрій гідроксиду, та 3% розчину оцтової кислоти можна створити таблицю зміни відтінків кольорів природних барвників.

Таблиця 1

Зміна відтінків кольорів природних барвників в залежності від рН середовища фарбувального розчину.

Протравлювачі	Фарбувальний розчин на відварі ягід бузини чорної	Фарбувальний розчин на відварі ягід ожини сизої	Фарбувальний розчин на відварі ягід чорниці
3% розчин оцтової кислоти (кисле середовище)	Фіолетово-червонуватий	Лілово-червонуватий	Пурпурно-червонуватий
алюмокалієві галуни (слабо-кисле, нейтральне)	Світлий фіолетовий	Жовтаво-бежевий	Світлий рожевий
10% розчин Na_2CO_3 разом з 1% розчином NaOH (лужне середовище)	Світлий блакитний	Синювато-блакитний	Зеленувато-синій

Список використаної літератури

1. Добровольська А. В. Оцінка перспектив використання природних барвників для надання комплексу споживних властивостей текстильним матеріалам [Текст] / А. В. Добровольська, О. П. Сумська // Вісник Хмельницького національного університету. – 2006. – № 6. – С. 209-213.
2. Перекалин В. В. Органическая химия [Текст] / В. В. Перекалин, С. А. Зонис ; под ред. проф. Б. А. Порай-Кошица. – М. : Просвещение, 1966. – 685 с.
3. Потапов В. М. Химия : учебник [Текст] / В. В. Потапов, Г. П. Хомченко – М. : Высшая школа, 1982. – 367 с.
4. Рабинович В. А. Краткий химический справочник [Текст] / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – 2-е изд., испр. и доп. – Ленинградское отделение : Издательство «Химия», 1978. – 392 с.
5. Семак Б.Б. Оцінка ролі протравлювачів у формуванні якості забарвлень тканин рослинними барвниками [Текст] / Б. Б. Семак, З. М. Семак //Проблеми легкой и текстильной промышленности Украины. – 2005. – № 1 (10). – С.250-256.

УТВОРЕННЯ КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК ТА ОСОБЛИВОСТІ ІЗОМЕРІЇ КОМПЛЕКСІВ

Прусова М.О.

Полтавський національний педагогічний університет імені В. Г. Короленка

Комплексною сполукою називається складна сполука, що утворюється при взаємодії найпростіших незмінних часток, кожна з яких здатна існувати незалежно у звичайних умовах. Такими угрупованнями атомів можуть бути йони (OH^- , NO_2^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} та ін.) або молекули (NH_3 , CO , NO та ін.). Реакції, у результаті яких утворюються комплексні сполуки, називаються реакціями комплексоутворення. Комплекси можуть утворюватись при взаємодії розчиненої речовини з розчинником, при сполученні різних йонів, йонів і молекул або кількох молекул у розчині чи в газовій фазі.

Комплексоутворення супроводжується різноманітними змінами властивостей вихідних речовин. Ознаками утворення комплексів є зміна забарвлення, зменшення дисоціації та гідролізу, зміна кислотно-основних функцій, зміна розчинності, підвищення активності металів, розширення валентних можливостей елементів, стабілізація малостійких або нехарактерних ступенів окиснення центральних атомів [2-3].

Наприклад, йон Cu^{2+} взаємодіє в розчині з молекулами NH_3 по оборотній реакції з утворенням складного катіона: $\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, а йон Fe^{2+} легко приєднує йони CN^- , утворюючи складний аніон: $\text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$. Молекула SnCl_4 може приєднати два йони Cl^- і утворити складний аніон: $\text{SnCl}_4 + 2\text{Cl}^- = [\text{SnCl}_6]^{2-}$. Дві молекули BF_3 і NH_3 можуть взаємодіяти з утворенням більш складної частки: $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 = [\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3]^0$. Комплексними сполуками (або просто комплексами) називають і комплексні йони, і комплексні молекули [3].

Утворення комплексного йона або нейтрального комплексу можна уявити собі у вигляді оборотної реакції загального типу: $\text{M} + n\text{L} = [\text{ML}_n]$, де M – нейтральний атом, позитивно або негативно заряджений умовний йон, що поєднує (координує) навколо себе інші атоми, йони або молекули L . Атом M одержав назву комплексоутворювача або центрального атома. Центральний атом може бути атомом металу або неметалу. Найчастіше комплексоутворювачем служить атом елемента в позитивному ступені окиснення. Негативні умовні йони (тобто атоми в негативному ступені окиснення) відіграють роль комплексоутворювачів порівняно рідко. Це, наприклад, атом Нітрогену (III) у катіоні амонію $[\text{NH}_4]^+$. Атом-комплексоутворювач може мати нульовий ступінь окиснення. Так, карбонільні комплекси Ніколу та Феруму $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ і $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ містять атоми Ніколу (0) та Феруму (0) [2-3].

У комплексній частці може бути два або більше атомів комплексоутворювачів. У цьому випадку говорять про поліядерні комплекси. Комплексна сполука може включати кілька комплексних йонів, у кожному з яких утримується свій комплексоутворювач. Наприклад, в моноядерній комплексній сполуці $[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6][\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{SO}_4)_2$ комплексоутворювачі $\text{K}(\text{I})$ і $\text{Al}(\text{III})$, а в $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_6] - \text{Cu}(\text{II})$ та $\text{Pt}(\text{IV})$. У комплексних йонах $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{SiF}_6]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{BF}_4]^-$ комплексоутворювачами є Купрум (II), Силіцій (IV), Ферум (II), Бор (III).

Основи координаційної теорії були викладені А.Вернером (1893 р.). Частки (L), що мають хімічні зв'язки з комплексоутворювачем, називаються лігандами. Ними можуть бути різні неорганічні та органічні йони та молекули. У комплексних йонах $[\text{SnCl}_6]^{2-}$ та $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ лігандами є йони Cl^- і CN^- , а в нейтральному комплексі $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{NCS})_3]$ ліганди – молекули NH_3 та йони NCS^- [1-2].

Ліганди, пов'язані з комплексоутворювачем одним s-зв'язком, одержали назву монодентатних. Бідентатні (полідентатні) ліганди утворюють із комплексоутворювачем два (або більше) хімічні зв'язки. Наприклад, у комплексній сполуці $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]\text{NO}_3$ бідентатний ліганд – йон CO_3^{2-} утворює два зв'язки з центральним атомом – умовним йоном Co (III), а кожна молекула ліганда NH_3 – тільки один зв'язок.

Характер координуваних лігандів дозволяє об'єднати комплекси в певні типи. Аквакомплекси являють собою йони або молекули, у яких лігандами служать молекули води. У водних розчинах солей майже всі йони існують у вигляді акваіонів, наприклад, $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ тощо. При кристалізації таких солей з водних розчинів вода залишається зв'язаною з комплексоутворювачем: $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$, $[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6][\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{SO}_4)_2$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. До аквакомплексів належить багато кристалогідратів, наприклад, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ (інакше – $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$ (інакше – $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).

Гідроксокомплекси – комплексні сполуки, що містять у якості лігандів гідроксид-іони OH^- . Гідроксокомплекси утворюються з аквакомплексів в реакціях протолізу: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} = [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$ або при розчиненні амфотерних гідроксидів у водних розчинах гідроксидів лужних металів: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

Амінокомплекси – це комплексні сполуки, у яких функції лігандів виконують молекули амоніаку NH_3 .

В ацидокомплексах лігандами служать аніони кислот, органічних та неорганічних: F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , NO_2^- , SO_4^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CH_3COO^- та інші. Цю групу комплексних сполук можна підрозділити на дві частини: комплекси з кисневмісними лігандами й комплекси з безкисневими (переважно галогенідними) лігандами. [3-4].

Основні види ізомерії комплексних сполук – сольватна (або гідратна для водних розчинів), йонна, геометрична та оптична [5].

Сольватна ізомерія виникає внаслідок зміни розподілу молекул розчинника між внутрішньою і зовнішньою сферами комплексу. Типовий приклад – кристалогідрат Хром (III) хлориду $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, що існує в трьох різних формах, які відрізняються кольором та електропровідністю. Перший ізомер, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – гексааквахром (III) хлорид – при розчиненні у воді утворює фіолетовий розчин. З розчину під дією йонів Ag^+ осаджуються всі три хлорид-аніони: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3 + 3\text{AgNO}_3 = [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}$. Другий ізомер – $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, моногідрат хлоропентааквахром (III) хлорид, надає розчину блакитно-зелений колір, а йони Ag^+ осаджують тільки два хлорид-іони: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}](\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}$. І, нарешті, третій ізомер – $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, дигідрат дихлоротетрааквахром(III) хлорид, фарбує розчин у темно-зелений колір, а йони Ag^+ осаджують із його розчину тільки один хлорид-іон: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} + \text{AgNO}_3 = [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3 + \text{AgCl}$. Оптична (дзеркальна) ізомерія полягає в тому, що ізомери відносяться один до один як предмет та його дзеркальне відображення. Оптична ізомерія можлива для асиметричних оптично активних комплексів. Ізомери відрізняються тим, що один з них повертає площину поляризації світла вправо (d-ізомер), а другий – вліво (l-ізомер). Йонна ізомерія пов'язана з різним розподілом заряджених лігандів між зовнішньою й внутрішньою сферами комплексної сполуки. Йонні ізомери по-різному дисоціюють у водному розчині. Так, дихлоротетраамінкобальт(III) нітрат $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$ при розчиненні у воді дисоціює на йони: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3 = [\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+ + \text{NO}_3^-$. При додаванні до такого розчину AgNO_3 осад Аргентум хлориду не утворюється. Йонний ізомер (ніtratoхлоротетраамінкобальт(III) хлорид $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_3)]\text{Cl}$) при розчиненні у воді дисоціює інакше: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_3)]\text{Cl} = [\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_3)]^+ + \text{Cl}^-$. Із цього розчину при додаванні AgNO_3 виділяється осад AgCl [4, 6].

Геометрична ізомерія викликана неоднаковим розміщенням лігандів у внутрішній сфері відносно один одного. Необхідною умовою геометричної ізомерії є наявність у внутрішній координаційній сфері не менш двох різних лігандів. Геометрична ізомерія проявляється переважно в комплексних сполуках, що мають октаедричну будову, будову площинного квадрата або квадратної піраміди. Комплексні сполуки з тетраедричною, трикутною та лінійною будовою геометричних ізомерів не мають, оскільки місця розташування лігандів двох різних видів навколо центрального атома рівноцінні. Комплекси, що мають квадратно-площинну будову, при наявності двох різних лігандів L/ і L// уже можуть мати два ізомери (цис- і транс-). Прикладом комплексної сполуки, що має цис- і транс-ізомери, може служити дихлородіамінплатина(II) [6-7].

Список використаної літератури

1. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии: В 2-х томах. Пер. с англ. - М.: Мир, 1982. - 620 с. Бек М. Химия равновесий реакций комплексообразования. – М.: Мир, 1973. – 421 с.
2. Инцеди Я. Применение комплексов в аналитической химии. – М.: Мир, 1979. – 376 с
3. Перекалин В. В. Органическая химия [Текст] / В. В. Перекалин, С. А. Зонис ; под ред. проф. Б. А. Порай-Кошица. – М. : Просвещение, 1966. – 685 с.
4. Потапов В. М. Химия : учебник [Текст] / В. В. Потапов, Г. П. Хомченко– М. : Высшая школа, 1982. – 367 с.
5. Рабинович В. А. Краткий химический справочник [Текст] / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – 2-е изд., испр. и доп.– Ленинградское отделение : Издательство «Химия», 1978. – 392 с.
6. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінджибало В.В. Основи загальної хімії / За ред. В.С. Телегуса: Підручник. – Львів: Світ, 2000. - 424 с.
7. Умланд Ф., Янсен А., Тирич Д., Вюнш Г. Комплексные соединения в аналитической химии. Теория и практика применения. – М.: Мир, 1975. – 531 с.