

Лекція. 6.

Тема. КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ.

Мета. Навчитися аналізувати склад та будову комплексної сполуки; визначати комплексоутворювач, ліганди, визначати заряд комплексної частинки, координаційне число (КЧ) і ступінь окиснення комплексоутворювача; розрізнити катіонні, аніонні і нейтральні комплексні сполуки; визначати природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках; складати рівняння дисоціації комплексних сполук у водних розчинах і вираз для константи нестійкості K_n комплексного іона; розрізнити подвійні та комплексні солі; складати рівняння реакцій утворення комплексних сполук, рівняння реакцій обміну за участю комплексних сполук у молекулярному та іонному виглядах.

Вступ.

Комплексні сполуки становлять найбільш поширену і неоднорідну групу речовин. Певні представники цього класу речовин мають значне біологічне значення, інші широко застосовуються в аналітичній хімії. Серед причин, які визначають цінність знань про склад, будову і властивості комплексних сполук, слід зазначити наступні: по-перше, розгляд комплексів дає можливість поглибити знання про просторову будову молекул та залежність властивостей речовин від їх будови, по-друге, комплексні сполуки використовуються для отримання нових матеріалів (карбоніл заліза – для отримання заліза високого ступеня чистоти, фероцен – як каталізатор у реакціях полімеризації тощо).

План.

1. Склад і будова комплексних сполук. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках.
2. Основні положення координаційної теорії.
3. Номенклатура комплексних сполук.
4. Просторова будова комплексних сполук.
5. Ізомерія комплексних сполук.
6. Хімічні властивості комплексних сполук.

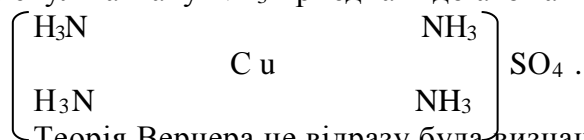
Зміст лекції.

1. Склад і будова комплексних сполук. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках

Вже у першій половині XIX ст. вчені помітили, що деякі сполуки, в яких атоми начебто вичерпали свої валентні можливості, здатні до подальшого сполучення між собою. Так, у разі додавання аміаку до купрум (II) сульфату утворюється складніша сполука $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$. Реакція супроводжується зміною забарвлення реакційної суміші від синього до значно інтенсивнішого синьо-фіолетового. Прикладів сполучення «простих», або «звичайних», речовин з утворенням складніших сполук було вивчено дуже багато, зокрема $\text{KCl} \cdot \text{CuCl}$, $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$, $2\text{KI} \cdot \text{HgI}_2$, $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$, $2\text{KF} \cdot \text{SiF}_4$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$, $3\text{KOH} \cdot \text{Al}(\text{OH})_3$. Оскільки такі сполуки є складними, їх назвали **комплексними**. Однак як саме сполучені складові цих сполук (у наведених вище формулах процес сполучення позначено крапкою) ще тривалий час залишалося нез'ясованим. Робилась спроба пояснити будову цих сполук, за аналогією з органічними сполуками, утворенням ланцюгів атомів (наприклад, ланцюг атомів

Нітрогену в сполуці $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$), але ланцюгова теорія була неспроможна пояснити властивості комплексних сполук.

Лише у 1893 р. видатний швейцарський учений А. Вернер запропонував *координаційну теорію*, згідно з якою у таких сполуках існує атом-комплексоутворювач, який координує навколо себе більше число іонів протилежного знака чи молекул, ніж дозволяє його звичайна валентність (ступінь окиснення). Наприклад, згідно з теорією Вернера в сполуці $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ усі чотири молекули аміаку NH_3 приєднані до атома Купруму:



Теорія Вернера не відразу була визнана хіміками, оскільки суперечила панівним поглядам на валентність. Однак А. Вернер разом із співробітниками провів низку блискучих експериментів, якими повністю довів справедливість своєї теорії. Остання ґрунтувалась на фізико-хімічних властивостях комплексних сполук і вивченні їхніх ізомерних форм. Увесь подальший розвиток хімії підтвердив справедливість координаційної теорії, а праці А. Вернера стали відправною точкою для розвитку багатьох розділів хімії.

Головною ознакою комплексних сполук є координація, тобто приєднання до центрального атома більшого числа інших частинок, ніж це впливає з його звичайної валентності, тому комплексні сполуки називають також *координаційними*.

Основні положення координаційної теорії

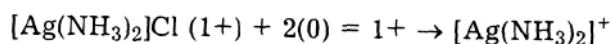
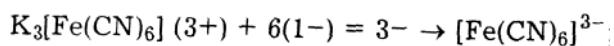
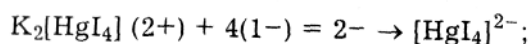
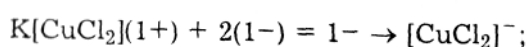
Комплексоутворювачем вважають центральний атом чи іон, до якого приєднуються нейтральні молекули або аніони. Оскільки комплексні сполуки утворюються за донорно-акцепторним механізмом, то комплексоутворювачі здебільшого мають бути акцепторами електронів і мати вільні електронні орбіталі. Зазвичай роль комплексоутворювачів виконують малі за розміром і атоми металів (значно рідше - неметалів) або катіони металів, на поверхні яких зосереджується надлишковий позитивний заряд. Найчастіше комплексо-утворювачами є катіони d-металів: Cu^{2+} , Co^{2+} , Co^{3+} , Cr^{3+} і багато інших.

Лігандами (приєднаними частинками) називають молекули або іони, які координуються навколо комплексоутворювача. Разом з останнім вони утворюють координаційну сферу і є донорами електронних пар. Здебільшого роль лігандів виконують нейтральні молекули, до складу яких входять найбільш електронегативні атоми Оксигену (вода, спирти, кислоти, ефіри тощо), Нітрогену (аміак, аміни) або аніони (F^- , Cl^- , Br^- , NCS^- , CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ тощо). Досить численними є також ліганди, що містять у своєму складі атоми інших неметалів.

Координаційне число визначається числом місць у просторі, які може надавати комплексоутворювач для приєднання лігандів. Іншими словами, координаційне число відповідає числу хімічних зв'язків між комплексоутворювачем і лігандами. Воно залежить як від природи комплексоутворювача, так і від характеру лігандів. Так, Al^{3+} з меншим за розміром іоном F^- утворює комплекс $[\text{AlF}_6]^{3-}$, координаційне число якого дорівнює 6, а з більшим іоном Cl^- - комплекс $[\text{AlCl}_4]^-$, координаційне число якого дорівнює 4. Для більшості комплексних сполук (майже 95 %) координаційне число дорівнює 4 або 6. Часто координаційне число для іонів відповідає подвоєному ступеню окиснення комплексоутворювача:

Ступінь окиснення комплексуювача	Приклад комплексної сполуки	Координаційне число
1+	K[CuCl ₂] [Ag(NH ₃) ₂]Cl	2
2+	K ₂ [HgI ₄] [Cu(NH ₃) ₄]Cl ₂	4
3+	K ₃ [CoF ₆] [Cr(NH ₃) ₆]Cl ₃	6

Внутрішню координаційну сферу комплексної сполуки складають комплексуювач разом з лігандами, які приєдналися відповідно до координаційного числа комплексуювача. Внутрішню координаційну сферу позначають у квадратних дужках. Вона може бути нейтральною або мати певний позитивний чи негативний заряд. Заряд внутрішньої координаційної сфери визначається сумою зарядів комплексуювача й усіх лігандів:

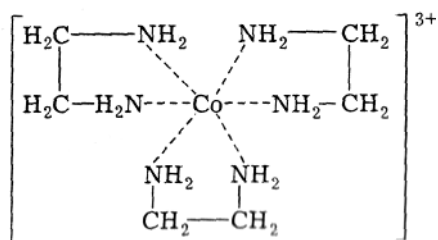


Заряд внутрішньої координаційної сфери дорівнює сумарному заряду всіх іонів зовнішньої сфери, взятому з протилежним знаком. Коли ліганди є нейтральними молекулами, заряд внутрішньої координаційної сфери збігається із зарядом комплексуювача. Якщо внутрішня координаційна сфера має негативний заряд, комплекс виявляє аніонний характер, якщо позитивний — катіонний, якщо нейтральний — комплекс є неелектролітом.

Протиіони — це іони зовнішньої сфери (катіони або аніони), які компенсують заряд внутрішньої координаційної сфери, щоб речовина загалом була електронейтральною. У наведених вище прикладах протиіонами є катіони K⁺ та аніони Cl⁻. Протиіони не входять до складу внутрішньої координаційної сфери, їх можна легко замінити на інші подібні іони. Якщо замінити зовнішні іони, властивості речовини змінюються мало, якщо ж змінити один з компонентів у внутрішній координаційній сфері комплексу, то утвориться нова сполука із зовсім іншими властивостями.

Дентатність ліганду визначається числом атомів, які одночасно можуть утворювати зв'язки з комплексуювачем. Наприклад, молекула NH₃ займає лише одне координаційне місце, і тому цей ліганд є *монодентатним*. Етилендіамін NH₂C₂H₄NH₂ координується двома атомами Нітрогену і тому є *бі-, або дводентатним*. Діетилентріамін NH₂C₂H₄NHC₂H₄NH₂ може займати три ко-ординаційні місця і є *тридентатним*. Іон Co³⁺ з цими лігандами утворює комплексні сполуки такого складу: [Co(NH₃)₆]Cl₃; Co(NH₂C₂H₄NH₂)₃]Cl₃; [Co(NH₂C₂H₄NHC₂H₄NH₂)₂]Cl₃, тобто число приєднаних лігандів дорівнює координаційному числу, поділеному на дентатність ліганду. Ось чому координаційне число не завжди збігається з числом приєднаних лігандів.

Ліганди типу етилендіаміну утворюють так звані **хелатні**, або клішнеподібні, комплекси, в яких ліганди разом з комплексуювачем будують стійкі п'ятичленні цикли (подібно до шестичленних в органічних сполуках). Такі ліганди називають **хелатоутворюючими**:



Внутрішню координаційну сферу можуть утворювати як однакові, так і різні ліганди. Якщо до складу внутрішньої координаційної сфери входять різні ліганди, комплекси називають **різнолігандними**, наприклад $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{Co}(\text{NH}_5\text{Br})\text{SO}_4]$.

Деякі ліганди можуть координуватися різними способами, такі ліганди наліпають **амбідентатними**. Наприклад, іон NCS^- може координуватися одним з двох кінцевих атомів — атомом нітрогену або сульфуру.

Залежно від швидкості заміщення одних лігандів на інші комплексні сполуки поділяють на **інертні** (повільне заміщення) та **лабільні** (швидке заміщення). Багато інертних комплексних сполук утворюють іони Co^{3+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} , Cr^{3+} та деякі інші комплексоутворювачі.

Комплексним сполукам, як і органічним речовинам властиве явище ізомерії.

Деякі комплексні сполуки існують тільки у твердому стані, а у водних розчинах повністю розщеплюються на іони, тому їх відносять до подвійних солей, наприклад галуни $\text{K}[\text{Al}(\text{SO}_4)_2] \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2] \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

3. Номенклатура комплексних сполук

Назву комплексній сполуці дають за переліченими нижче правилами.

1. У комплексних сполуках першим називають катіон, а потім аніон.

2. У комплексних сполуках ліганди називають перед комплексоутворювачем.

Перелік лігандів ведуть в алфавітному порядку.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{ClBr}]$ – діамінбромохлороплатина (II)

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]\text{Cl}_2$ – акватетраамінхлорокобальт (III) хлорид

Назви деяких найпоширеніших лігандів

Ліганд	Назва ліганду	Ліганд	Назва ліганду
N_3^-	Азидо-	CO_3^{2-}	Карбонато-
Br^-	Бromo-	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Оксалато-
Cl^-	Хлоро-	NH_3	Амін-
CN^-	Ціано-	$\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2$	Етилендіамін-
OH^-	Гідроксо-	H_2O	Аква-

NO_2^- - нітро; $\bar{\text{CO}}$ – карбоніл; CNS^- - тїоціано.

3. До назв аніонних лігандів додають закінчення –о, а нейтральні ліганди називають так само, як і молекули.

4. Число лігандів кожного виду (якщо їх число перевищує одиницю) вказують грецькими префіксами: ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6).

Якщо ж такий самий префікс є у назві ліганду (діетилентриамін, етилендіамін), то назви лігандів беруть у дужки а перед ними ставлять префікси іншого типу: біс- (2), тріс- (3), тетракіс- (4), пентакіс- (5), гексакіс- (6). Наприклад: $[\text{Cr}(\text{En})_3]\text{Cl}_3$ – тріс(етилендіамін)хром (III) хлорид.

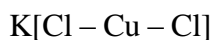
5. У назву комплексного аніону має входити суфікс –ат. Комплексоутворювач, що входить до складу катіону чи нейтральної молекули не має закінчення.

6. Ступінь окиснення комплексоутворювача вказують у дужках римською цифрою відразу за назвою комплексоутворювача.

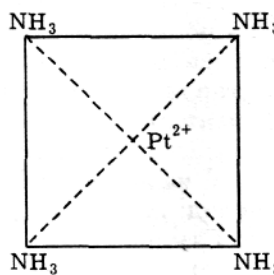
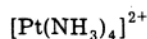
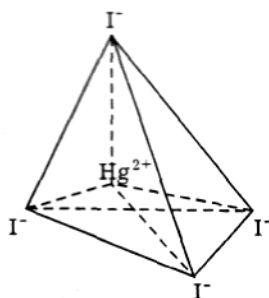
$\text{K}[\text{CuCl}_2]$ – калій дихлорокупрат (II), $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{NH}_3\text{Br}_2](\text{NO}_3)_2$ – триаквааміндибромохром (III) нітрат.

4. Просторова будова комплексних сполук

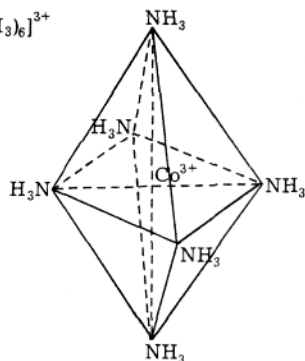
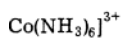
Залежно від координаційного числа комплексні сполуки мають різну просторову будову. Якщо координаційне число дорівнює 2, то частинки внутрішньої координаційної сфери розміщені лінійно:



Якщо координаційне число дорівнює 4, то внутрішня координаційна сфера може мати тетраедричну (здебільшого) або квадратно-площинну будову з комплексоутворювачем, розміщеним у центрі:



Якщо координаційне число дорівнює 6, то внутрішня координаційна сфера має октаедричну або біпірамідальну просторову будову з центральним положенням комплексоутворювача:



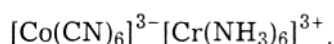
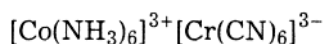
5. Ізомерія комплексних сполук

Комплексним сполукам властива ізомерія. Найпоширеніші види ізомерії коротко схарактеризовано нижче.

Гідратна ізомерія полягає в різному розміщенні молекул води у внутрішній і зовнішній координаційних сферах. Наприклад, формулі $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ відповідають три комплексні сполуки: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ — фіолетового кольору, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — світло-зеленого і $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — темно-зеленого кольору.

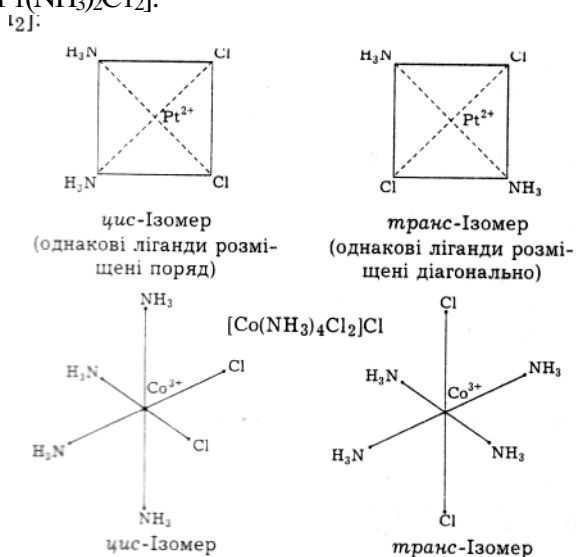
Іонізаційна ізомерія полягає в різному розміщенні іонів у внутрішній і зовнішній сферах. Наприклад, формулі $\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Br} \cdot \text{SO}_4$ відповідають дві комплексні сполуки: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$, з розчину якої легко осаджується BaSO_4 і важко — AgBr , і $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$, з розчину якої, навпаки, легко осаджується AgBr і важко — BaSO_4 .

Координаційна ізомерія, за якої комплексоутворювачі немовби обмінюються лігандами:



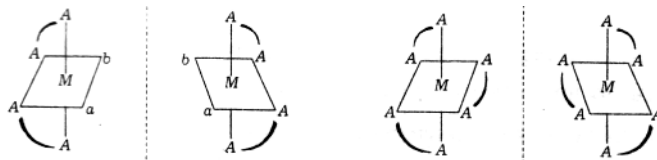
Ізомерія зв'язку. Деякі ліганди, наприклад іони CN^- , NCS^- , NO_2^- , мають по два донорні атоми і можуть координуватися різними способами, тобто є амбидентатними лігандами. Так, іон NO_2^- може координуватись як атомом Нітрогену, так і атомом Оксигену. У першому випадку утворюються нітрокомплекси $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]\text{Br}_2$, у другому — нітритокомплекс $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{ONO}]\text{Br}_2$. Стійкішим у цьому є нітрокомплекс, нітритокомплекс мимовільно перетворюється на нітрокомплекс.

Геометрична ізомерія полягає в різному просторовому положенні лігандів відносно комплексоутворювача. Вона властива різнолігандним комплексним сполукам з квадратно-площинною або октаедричною (чи біпірамідальною) структурою, наприклад $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$:



~~ця ізомерія характерна для різнолігандних~~

Оптична ізомерія характерна для різнолігандних або хелатних комплексних сполук, у цьому разі один ізомер є дзеркальним відбитком іншого. Оптичні ізомери утворюються одночасно в однакових кількостях і складають *рацемічну суміш*. Прикладом можуть бути ізомери комплексних сполук загальної формули *цис*- $[\text{M}(\text{AA})_2\text{ab}]^{n+}$ та $[\text{M}(\text{AA})_3]^{n+}$:



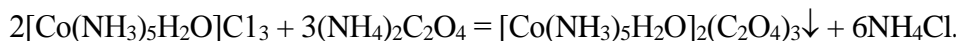
6. Хімічні властивості комплексних сполук

Хімічні властивості комплексних сполук залежать від природи комплексоутворювача, лігандів і дещо меншою мірою — від природи іонів, розміщених у зовнішній координаційній сфері.

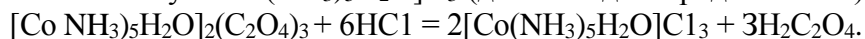
Як і для інших речовин, для комплексних сполук характерні найрізноманітніші перетворення, однак найтипovішими є такі групи реакцій: 1) реакції обміну іонів зовнішньої сфери; 2) реакції обміну, приєднання або відщеплення лігандів; 3) реакції відновлення або окиснення комплексоутворювача; 4) реакції перетворення координованих молекул або іонів; 5) ізомеризація комплексних сполук.

Розглянемо приклади перелічених реакцій та їх застосування в хімії.

Реакції обміну іонів зовнішньої сфери застосовують як під час добування комплексних сполук, так і в хімічному аналізі. У разі нагрівання водного розчину $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ утворюється суміш сполук, у тому числі й $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_3$. Виділити останню сполуку із суміші в чистому вигляді важко, тому суміш піддають дії солі щавлевої кислоти $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, внаслідок чого іони Cl^- зовнішньої сфери обмінюються на іони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$



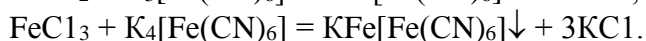
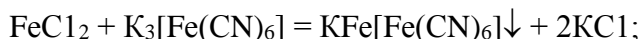
Малорозчинна комплексна сполука, що утворилася, легко відокремлюється від домішок. Реакціями обміну із сильними кислотами добувають інші аквапентамінові комплексні сполуки $\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{X}_3$ (де X — однозарядні аніони), наприклад:



Для виявлення в розчинах іонів K^+ використовують розчин комплексної сполуки $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, яка вступає в реакцію обміну із солями калію з утворенням осаду жовтого кольору:

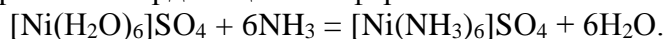


Комплексні сполуки $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ легко обмінюють іони K^+ зовнішньої сфери на іони d-елементів, внаслідок чого утворюються малорозчинні сполуки. Такі реакції використовують, зокрема, для виявлення в розчинах іонів Fe^{2+} і Fe^{3+} .



Реакції обміну лігандів. Реакції добування комплексних сполук у розчинах із звичайних солей найчастіше є реакціями обміну координованих молекул розчинника на інші ліганди.

Розглянемо реакцію добування аміакату нікелю під дією аміаку на водний розчин сульфату нікелю NiSO_4 . У разі розчинення NiSO_4 у воді іон Ni^{2+} координує молекули води й утворює аквакомплекс $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Під дією аміаку молекули води у внутрішній координаційній сфері обмінюються на молекули аміаку:



Ця реакція відбувається в кілька стадій, послідовно утворюються комплексні сполуки $[\text{Ni}(\text{NH}_3)(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ і т. д. до $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$.

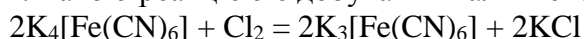
Прикладом такої реакції може бути взаємодія $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ з хлором, внаслідок якої одночасно з процесом приєднання лігандів Cl^- змінюється ступінь окиснення платини від +2 до +4:



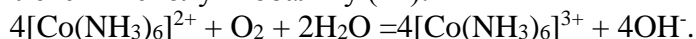
Зворотна реакція – відновлення комплексних сполук платини (IV) – супроводжується відщепленням лігандів:



Реакції відновлення та окиснення комплексоутворювача можуть відбуватися і без зміни оточення лігандів. Такою реакцією є добування калій гексаціаноферрата (III):



або багатьох комплексних сполук кобальту (III):



Цю реакцію проводять у розчині, який містить іони NH_4^+ для зв'язування іонів OH^- .

Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Пономарьова В.В. Основні класи неорганічних сполук: Навч. пос. Для студентів нехім. спец. – К.: ВПЦ «Київський університет», 2003. – 39 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639 с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
4. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
5. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
6. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
9. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед.

- преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
10. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
 11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
 12. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
 13. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
 14. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

Запитання для самоперевірки.

1. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[\text{PdCl}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ виступає...
а) NH_3 б) Cl^- в) H_2O г) Pd^{2+} д) Pd^{4+}
2. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3](\text{OH})$ виступає...
а) NH_3 б) Cl^- в) Pt^{2+} г) OH^- д) Pt^{4+}
3. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2](\text{NO}_2)$ виступає...
а) Cl^- б) H_2O в) Cr^{3+} г) Cr^{2+} д) NO_2
4. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $[\text{CrSO}_4(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$ виступає...
а) Cr^{3+} б) SO_4^{2-} в) H_2O г) Cl^- д) Cr^{2+}
5. Комплексоутворювачем у комплексній сполуці $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ виступає...
а) Co^{2+} б) Co^{3+} в) NH_3 г) NO_2 д) Na^+
6. Назвіть комплексну сполуку $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:
а) купрум (II) гексаціаноферат (II);
б) дикупрум (II) гексаціаноферат (III);
в) ферум (III) гексаціанокупрум (II);
г) дикупрум (II) ферумгексаціанід;
д) ферум (II) гексаціанокупрум (II).
7. Назвіть комплексну сполуку $\text{Na}_2[\text{MnF}_6]$:
а) динатрій мангангексафлуорид;
б) натрій гексафлуоридоманган (II);
в) натрій гексафлуороманганат (II);
г) динатрій гексафлуороманганат (II);
д) натрій гексафлуороманган (II).
8. Назвіть комплексну сполуку $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$:
а) платина (IV) діаміндихлорид;
б) дихлородіамінплатина (IV);
в) платина (II) діаміндихлорид;
г) дихлородіамінплатина (II);
д) дихлородіамінплатинат.
9. Назвіть комплексну сполуку $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}(\text{NO}_2)_2]$:
а) кобальт (II) триамінхлориднітрат;
б) динітратохлоридотриамінкобальт (II);

- в) динітрохлоротриамінкобальт (III);
 г) кобальт (III) триамінхлородинітрат;
 д) триамінхлородинітрокобальт (II).
10. Назвіть комплексну сполуку $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$:
 а) хром (II) дихлоротетрааквахлорид;
 б) хром (III) тетрааквадихлорохлорид;
 в) дихлоротетрааквахром (III) хлорид;
 г) хлорид дихлоротетрааквахрому (II);
 д) хром (III) дихлоротетрааквахлорид.
11. Розрахуйте заряд комплексного йону, утвореного платиною (IV): $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^x$:
 а) +2 б) +3 в) +4 г) -2 д) -4
12. Розрахуйте заряд комплексного йону, утвореного платиною (IV): $[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]^x$:
 а) +4 б) +3 в) +2 г) +1 д) 0
13. Розрахуйте заряд комплексного йону, утвореного платиною (IV): $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]^x$:
 а) 0 б) +1 в) +2 г) +4 д) -2
14. Розрахуйте заряд комплексоутворювача у комплексному йоні $[\text{PtCl}_3(\text{NO}_2)]^{2-}$:
 а) -4 б) +1 в) +2 г) +4 д) -2
15. Розрахуйте заряд комплексоутворювача у комплексному йоні $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]^{3+}$:
 а) -4 б) +1 в) +2 г) +4 д) -2
16. Визначити заряд комплексного іона, ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювача у сполуках:



17. З переліку частинок Co^{2+} , NO_2^- , NH_3^0 , K^+ складіть шість формул комплексних сполук.
18. Напишіть вирази для констант нестійкості наступних комплексних іонів: $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$.
19. Напишіть рівняння реакцій дисоціації $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. В якому випадку випадає осад гідроксиду, якщо до розчинів цих солей додати лугу.
20. Напишіть в молекулярному та іонному виді рівняння реакції обміну, маючи на увазі, що утворена комплексна сполука нерозчинна у воді: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$