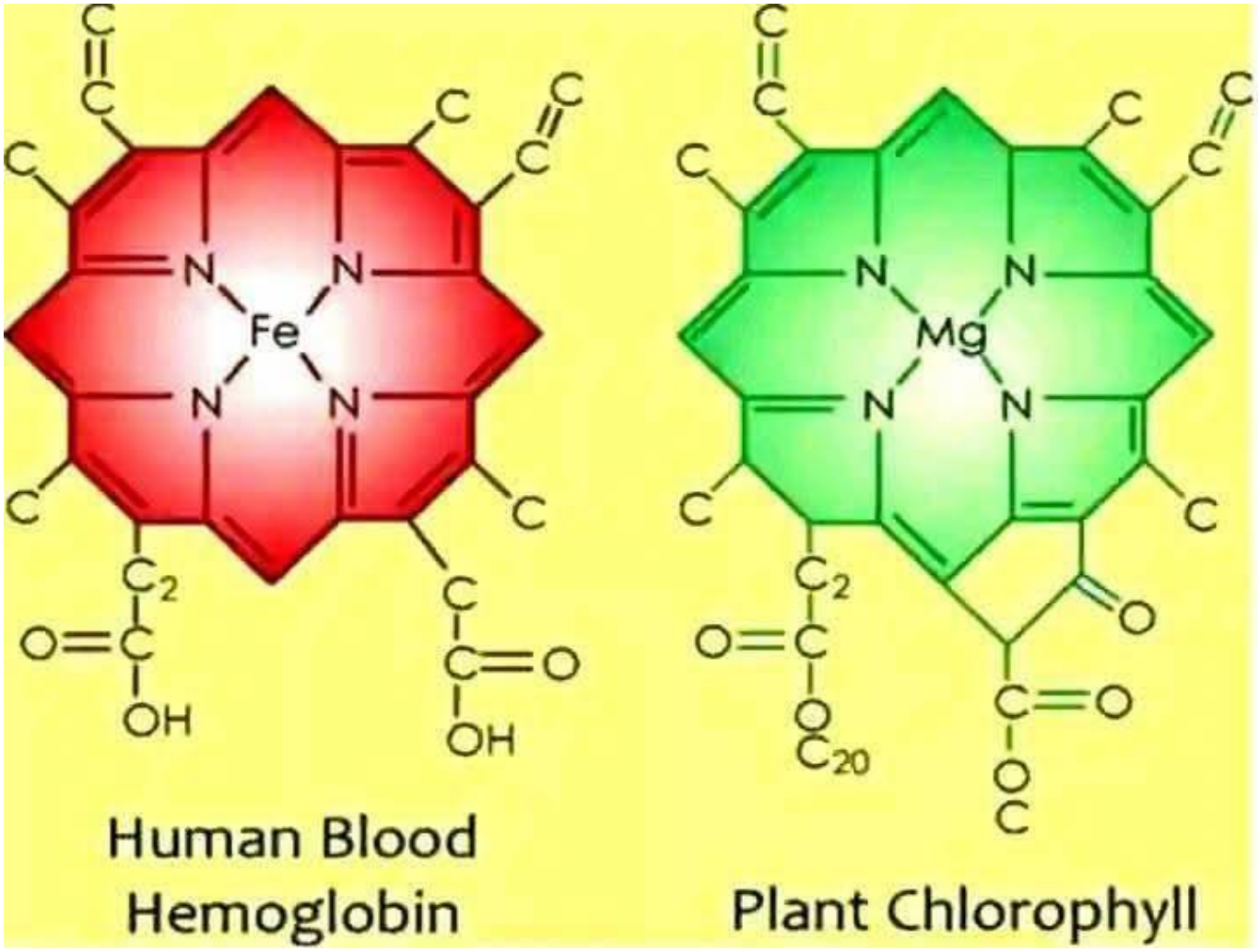
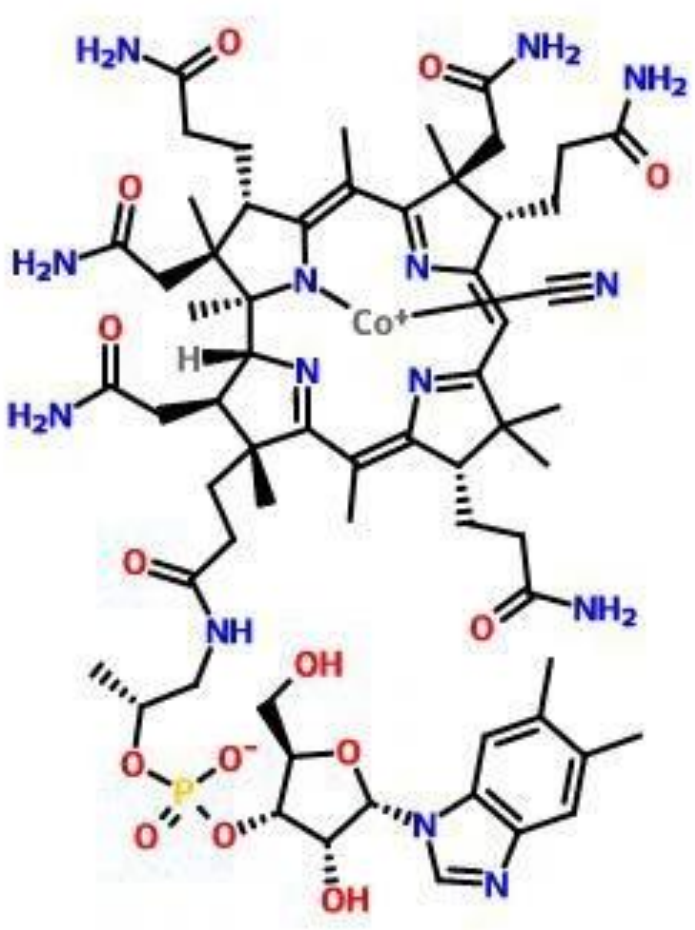
Лекція
Координаційні (комплексні) сполуки

- Механізм утворення комплексних сполук
- Будова комплексів
- Класифікація комплексів
- Рівноваги у розчинах комплексних сполук

Найважливіші координаційні сполуки



Найважливіші координаційні сполуки



Вітамін B_{12}

Утворення комплексів

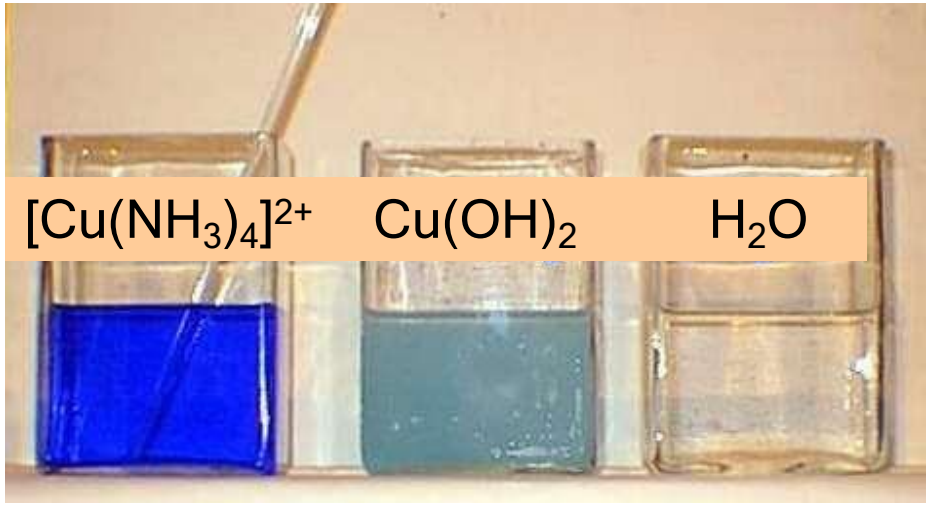
$$CuSO_4 + 2NH_4OH_{(нест)} \leftrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + (NH_4)_2SO_4$$

$$Cu^{2+} + 2OH^- \leftrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$$

$$Cu(OH)_2\downarrow + 4NH_4OH\ (4NH_3\cdot H_2O) \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$$

$$Cu(OH)_2\downarrow + 4NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2OH^-$$

- *Комплексний іон* – тетрамінкупрат (II).



Утворення комплексів

$$NiSO_4 + 2NH_4OH_{(нест)} \leftrightarrow Ni(OH)_2\downarrow + (NH_4)_2SO_4$$

$$Ni^{2+} + 2OH^- \leftrightarrow Ni(OH)_2\downarrow$$

$$Ni(OH)_2\downarrow + 6NH_4OH\ (6NH_3\cdot H_2O) \leftrightarrow [Ni(NH_3)_6](OH)_2 + 6H_2O$$

$$Ni(OH)_2\downarrow + 6NH_3 \leftrightarrow [Ni(NH_3)_6]^{2+} + 2OH^-$$

- *Комплексний іон* – гексаміннікелат (II).

$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	$Ni(OH)_2$	$NiSO_4$







Утворення комплексів

$$ZnSO_4 + 2NaOH_{(нест)} \leftrightarrow Zn(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

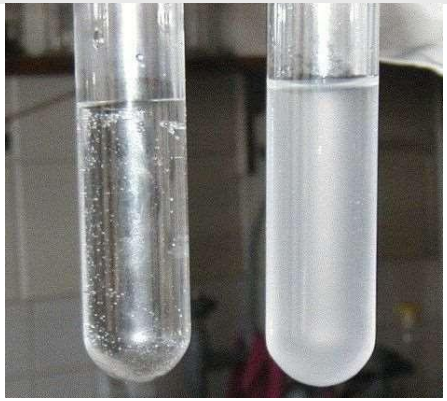
$$Zn^{2+} + 2OH^- \leftrightarrow Zn(OH)_2\downarrow$$

$$Zn(OH)_2\downarrow + 2NaOH_{(надлишок)} \leftrightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$

$$Zn(OH)_2\downarrow + 2OH^- \leftrightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}$$

- *Комплексний іон* – тетрагідроксоцинкат.

$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$Zn(OH)_2$	$ZnSO_4$







Утворення комплексів

$$Hg(NO_3)_2 + 2KI_{(нест)} \leftrightarrow HgI_2\downarrow + 2KNO_3$$

$$Hg^{2+} + 2I^- \leftrightarrow HgI_2\downarrow$$

$$HgI_2\downarrow + 2KI_{(надлишок)} \leftrightarrow K_2[HgI_4]$$

$$HgI_2\downarrow + 2I^- \leftrightarrow [HgI_4]^{2-}$$

- *Комплексний іон* – тетраіодомеркурат (II).

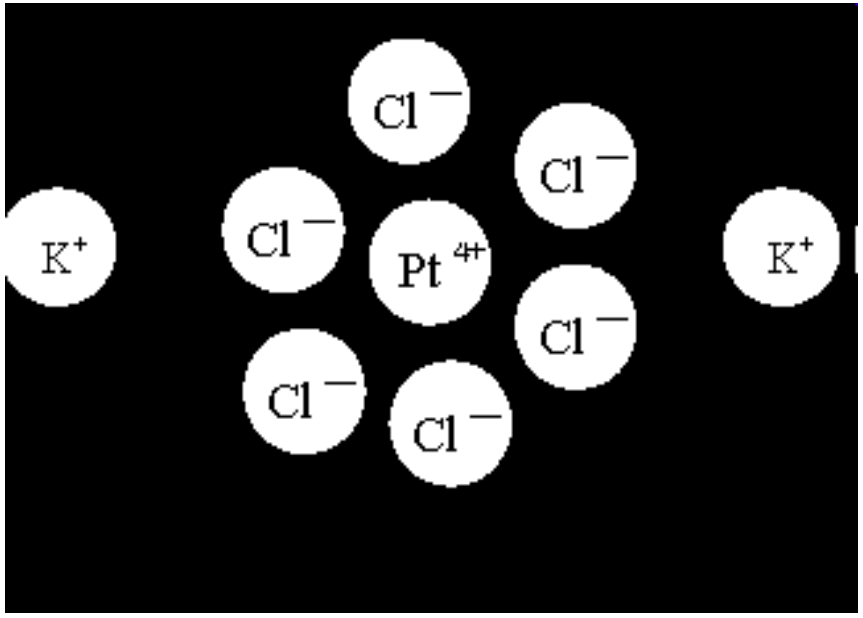
$[HgI_4]^{2-}$	HgI_2	$Hg(NO_3)_2$

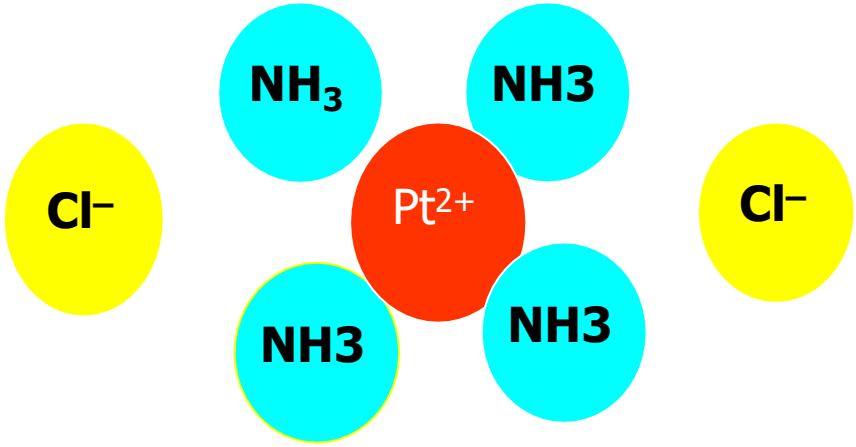






Комплексні сполуки – це речовини, у вузлах кристалічних решіток яких містяться складні іони, побудовані за рахунок координації певних частинок навколо центрального атома (чи простого іона) та здатні до самостійного існування після переведення речовини у розчинений або розплавлений стан.





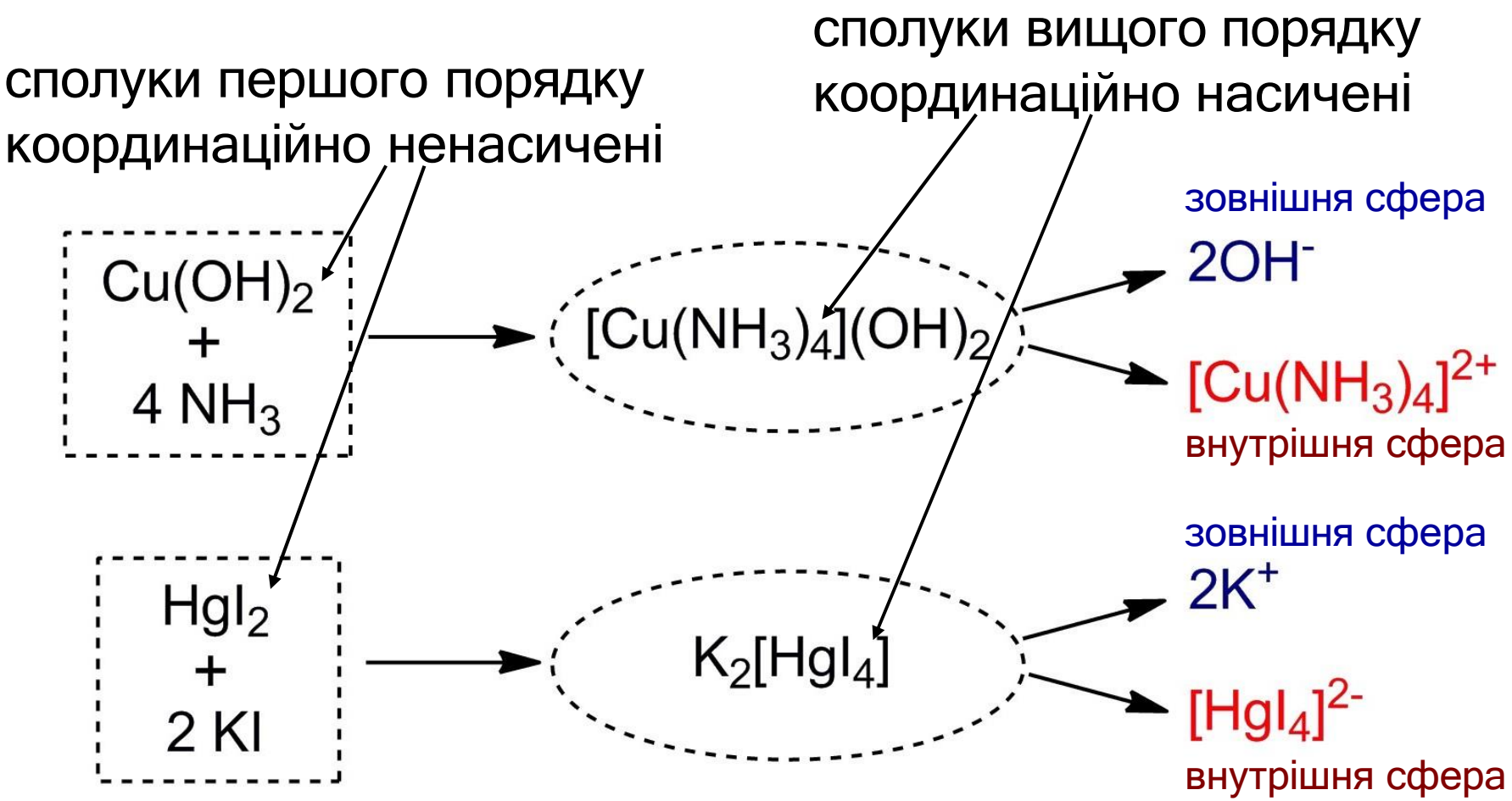
Координаційна теорія Вернера

- Засновник – швейцарський хімік Альфред Вернер, лауреат Нобелівської премії.
- Перша спроба у 1893 р. пояснити структуру комплексних сполук до відкриття електрона Томсоном у 1896 р. і до розробки електронної теорії валентності.



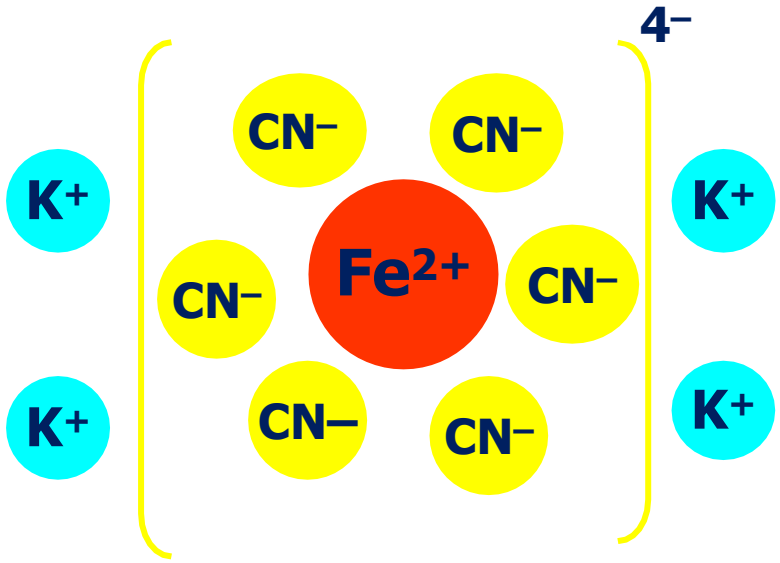
Альфред Вернер
(1866 – 1919 рр.)

Основні положення теорії Вернера



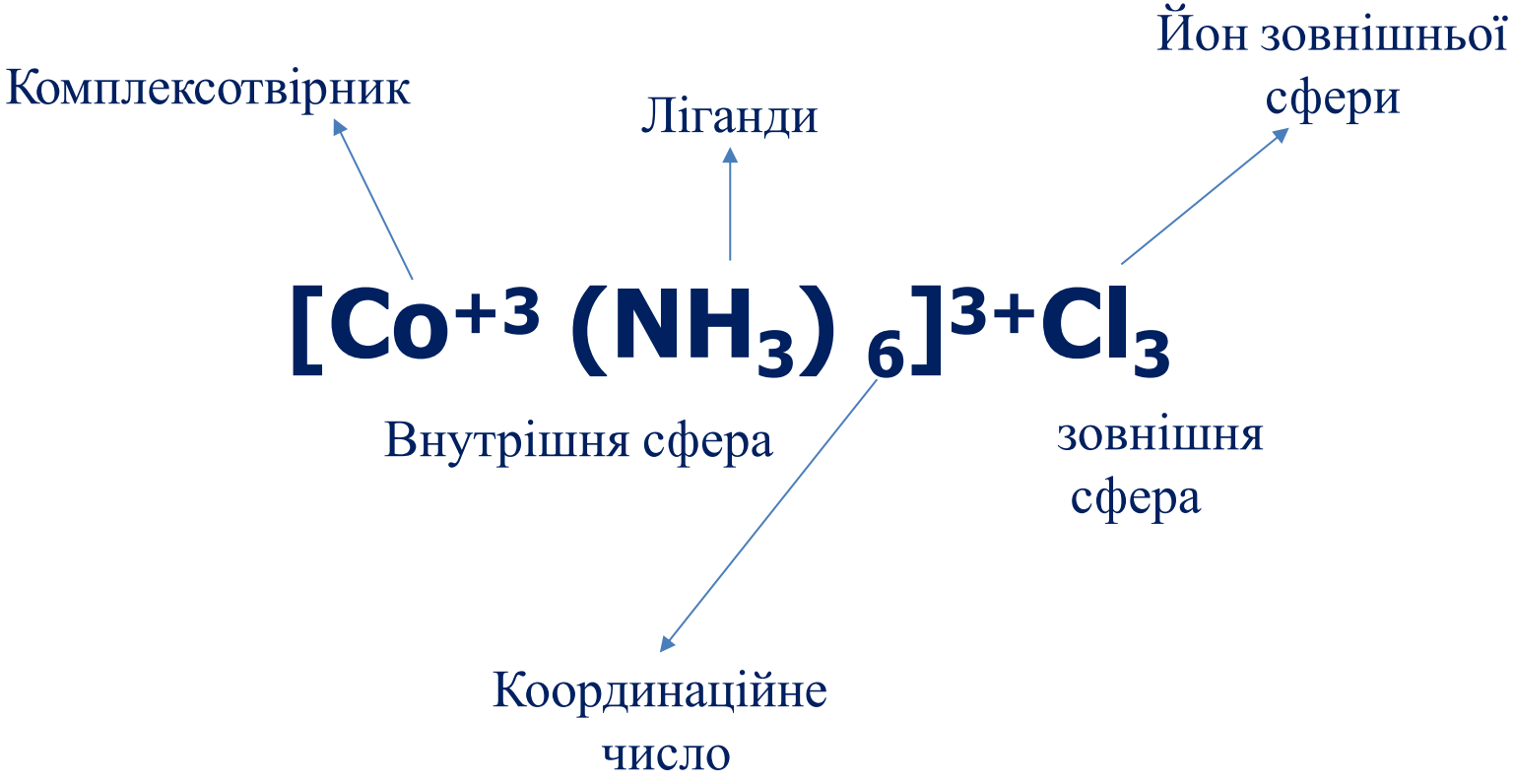
Координаційна теорія

- Комплексотвірник - атом метала у позитивному СО, який координує протилежно заряджені ліганди.
- СО комплексотвірника + сумарний заряд лігандів = заряд комплексної частинки.
- Цей заряд компенсується зовнішньосферними іонами.
- Зв'язок комплексотвірника з лігандами міцніший, ніж із зовнішньосферними іонами.
- Координаційне число комплексотвірника - число лігандів у внутрішній сфері, зазвичай у 2 рази більше СО, обумовлює структуру комплексу.



$K_4[Fe(CN)_6]$

Складові частини молекул комплексних сполук



Характеристика комплексоутворювача

Ступінь окиснення

Позитивний

$K_3[Fe^{3+}(CN)_6]$, $K_4[Fe^{2+}(CN)_6]$,
$Cs[Xe^{+6}F_7]$, $К[BF_4]$

Негативний

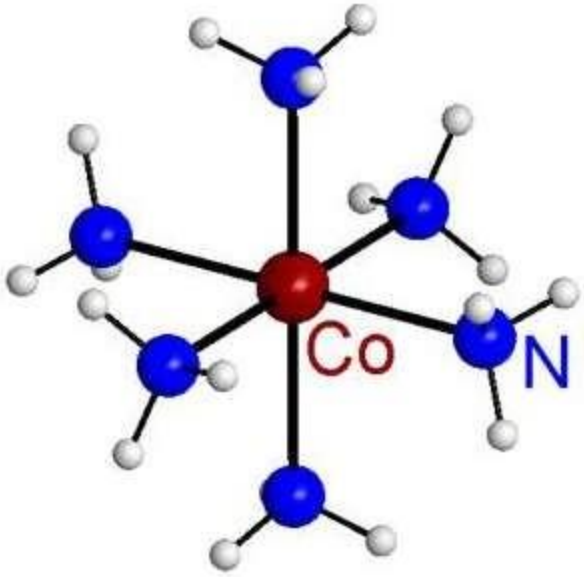
$[N^{-3}H_4]Cl$

Нульовий

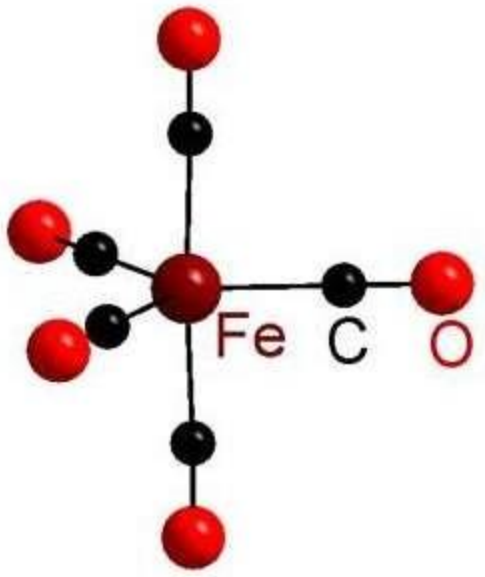
$[Cl_2(H_2O)_4]$

Причина утворення комплексів

- В основі утворення комплексів лежить формування донорно-акцепторних зв'язків у внутрішній сфері.



$[Co(NH_3)_6]^{3+}$



$[Fe(CO)_5]^0$

Будова комплексних сполук

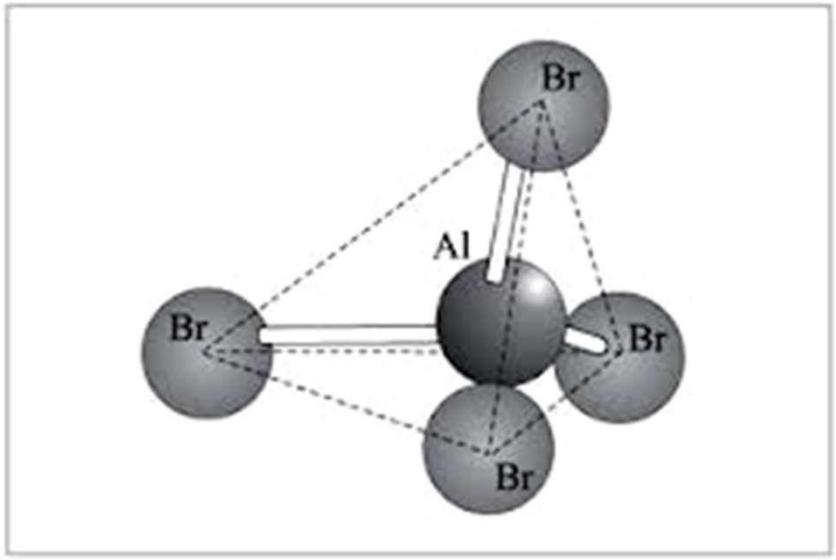
- Комплексотвірник (центральний іон або атом) – катіон або нейтральний атом, який має вільні орбіталі – акцептор електронів.
- За схильністю до утворення комплексів:
- *d*-метали > *f*-метали > *p*-неметали > *p*-метали > *s*-елементи
- атоми і катіони цих елементів мають малий атомний радіус і великий заряд ядра, тому легко поляризують аніони і молекули лігандів, утворюючи комплексні іони); за рідкісним винятком p-елементи (Al).
- Атоми Cr, Co, Ni, Fe, Mn;
- Катіони $Ag^{+}, Au^{+}, Cu^{+}, Cu^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{2+}, Fe^{3}+, Co^{2+}, Ni^{2+}$

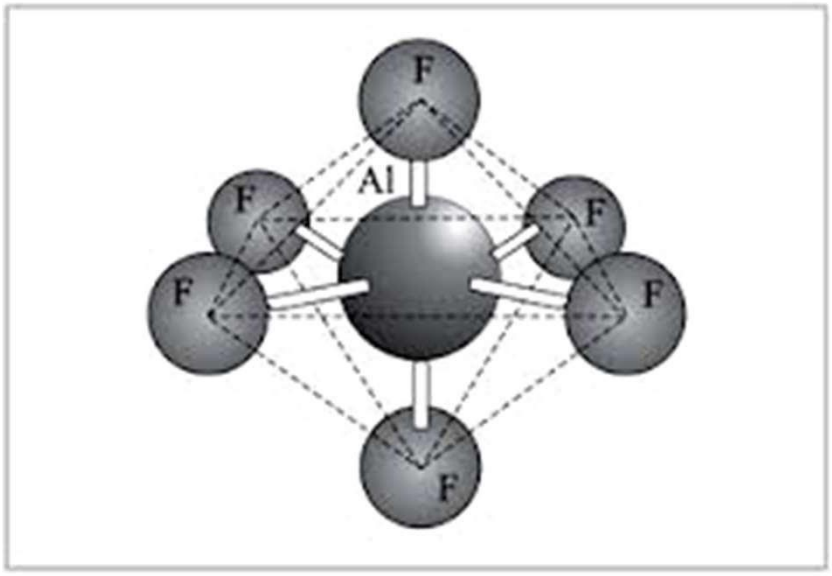
Будова комплексних сполук

- Координаційне число (*кч*) комплексотвірника – число лігандів, які він координує.
- *кч* залежить від:
  - ступеню окиснення – *кч* = 2 CO;
  - співвідношення розмірів комплексотвірника та ліганда
  - координаційної ємності ліганда

комплексотвірник	*кч*
Cu^{+}, Ag^{+}, Au^{+}	2
Cu^{2+}, Hg^{2+}, Pb^{2+}, Pt^{2+}, Pd^{2+}, Bi^{3+}	4
Ni^{2+}, Co^{2+}, Co^{3+}, Al^{3+}	4 і 6
Fe^{2+}, Fe^{3+}, Pt^{4+}, Pd^{4+}, Si^{4+}	6

Співвідношення розмірів комплексотвірника та ліганда





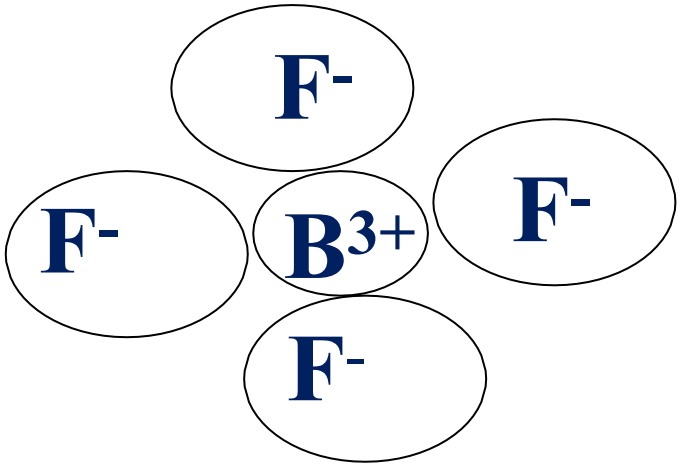
$r(Al^{3+})$=51 пм

кч = 4 $r(Br^-)$=196 пм

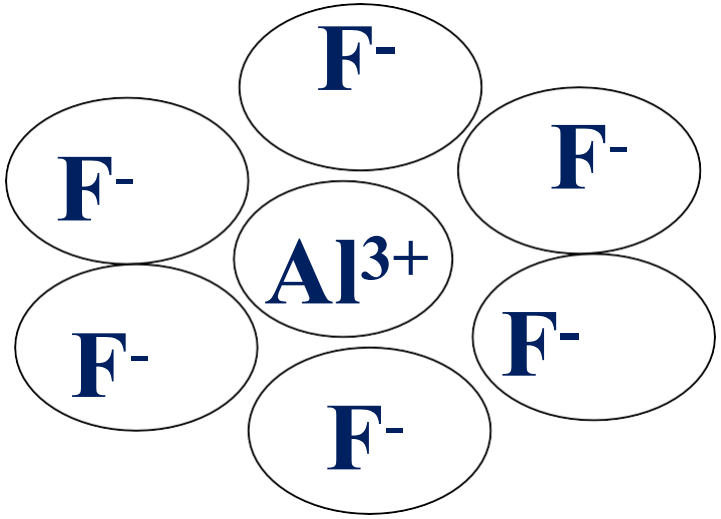
кч=6 $r(F^-)$=133 пм

Співвідношення розмірів комплексотвірника та ліганда

$Na[BF_4]$



$Na_3[AlF_6]$



$r_{B^{3+}} = 20$ пм

$r_{Al^{3+}} = 51$ пм

Будова комплексних сполук

- Ліганд – аніон або нейтральна молекула, яка має одну або декілька неподілених електронних пар, – донор електронів.
- Донорна здатність молекул перевищує аніони, оскільки нейтральні частинки не відштовхуються електронами *d*-підрівня.

Ліганди

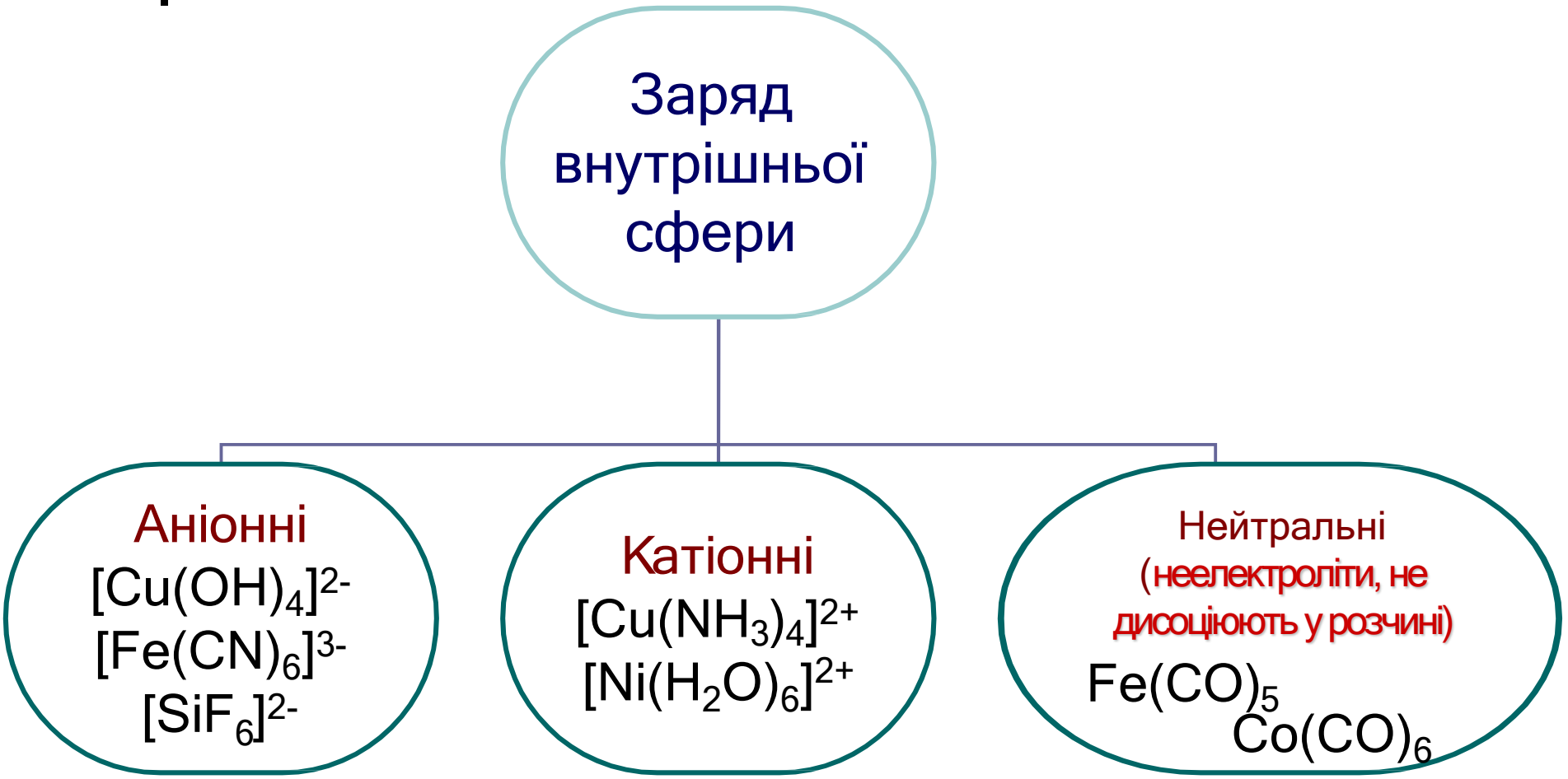
Нейтральні молекули

NH_3, H_2O, CO, NO, N_2, O_2 та ін.

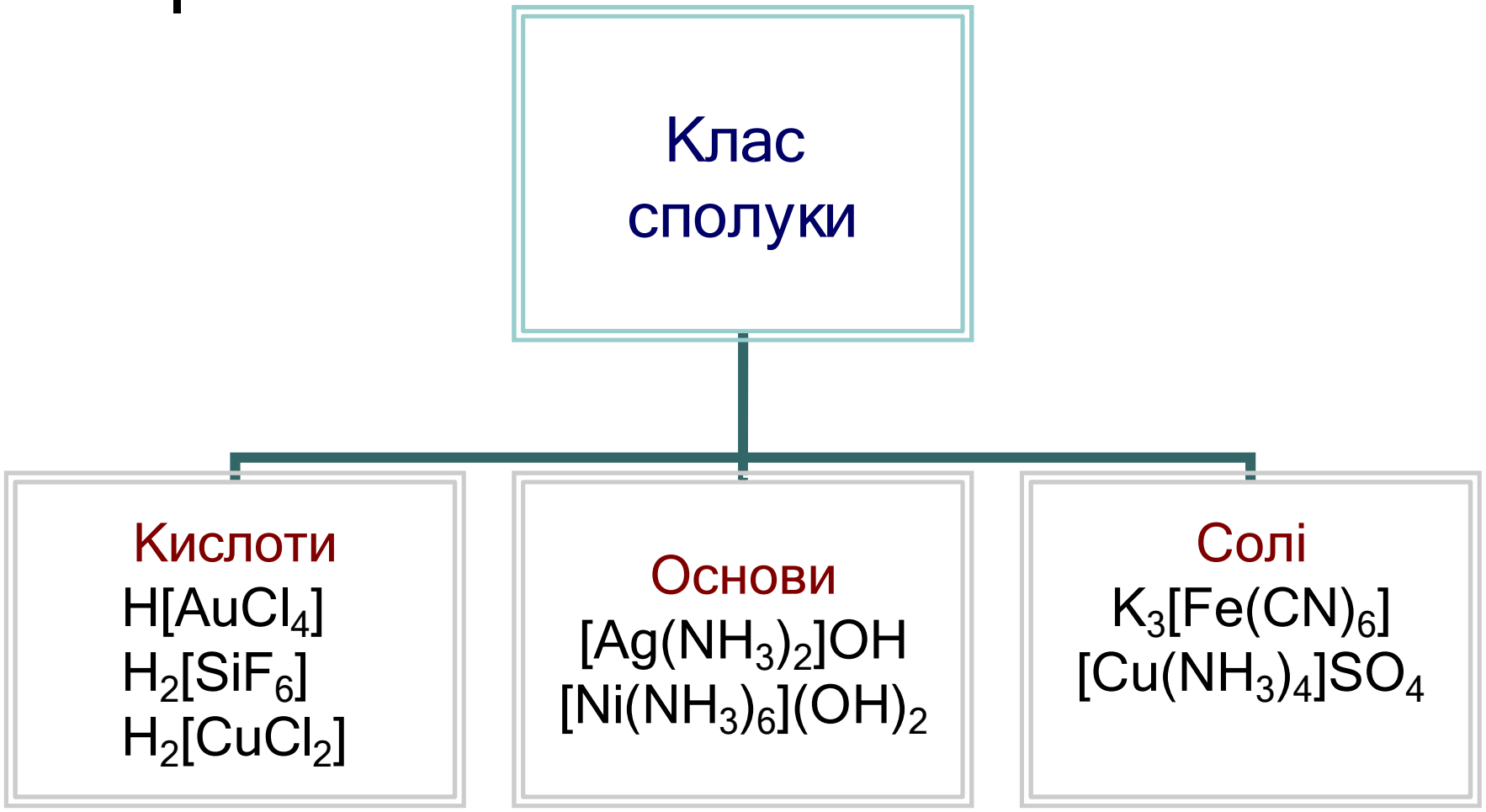
Аніони

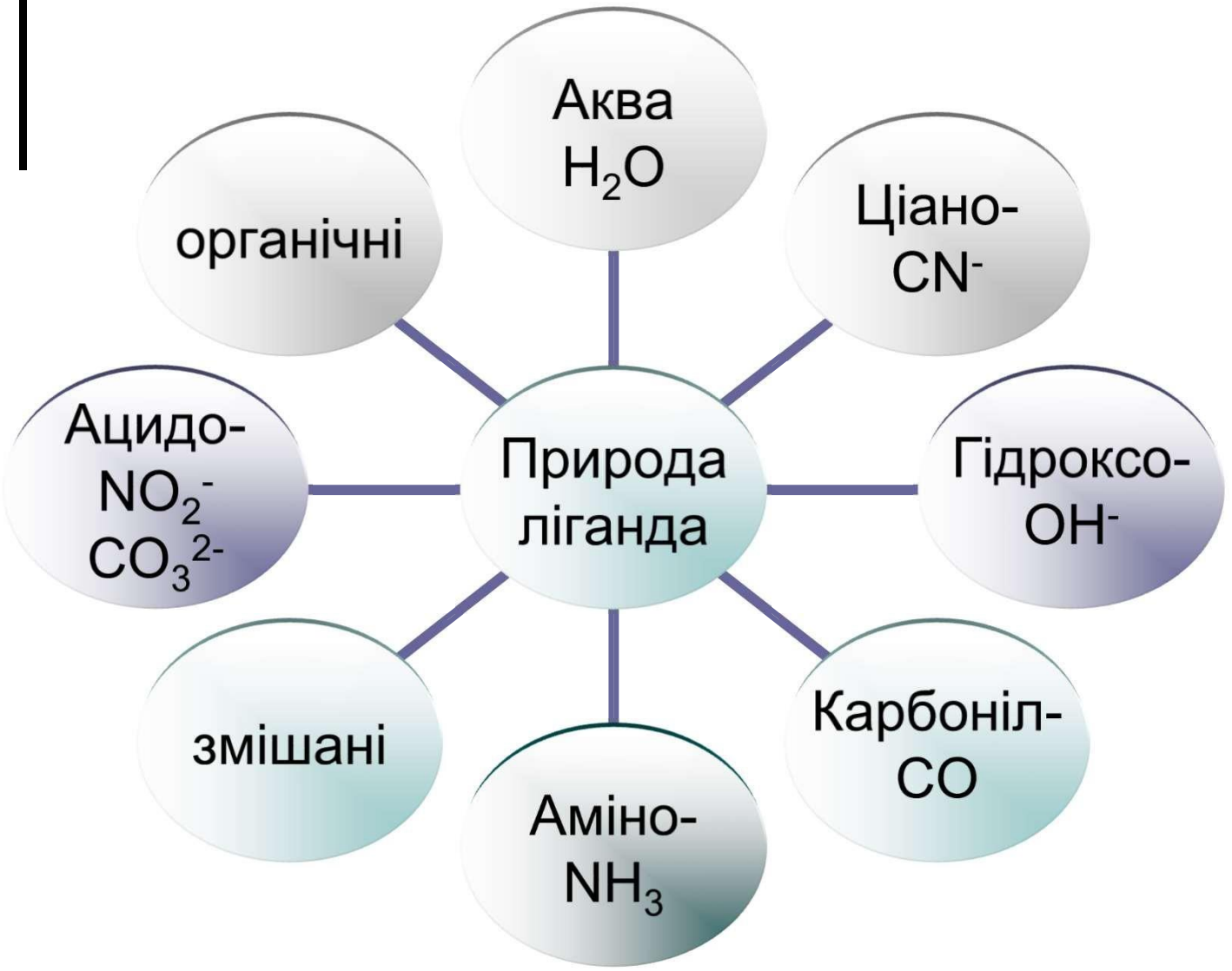
Cl^-, Br^-, I^-, OH^-, SO_4^{2-},CO_3^{2-}, $C_2O_4^{2-}$ та ін.

Класифікація комплексів



Класифікація комплексів




Природа ліганда
Аква H_2O
Ціано- CN^-
Гідроксо- OH^-
Карбоніл- CO
Аміно- NH_3
змішані
Ацидо- NO_2^- CO_3^{2-}
органічні

Ліганди

H^-	*гідридо*	NO^-_3	*нітрато*
O^{2-}	*оксо*	NO^-_2	*нітрито*
OH^-	*гідроксо*	$C_2O_4^{2-}$	*оксалато*
Br^- I^- Cl^-	*бромо,йодо..*	SO_4^{2-}	*сульфато*
$S_2O_3^{2-}$	*тіосульфато*	NH_3	*амін*
PO_4^{3-}	*фосфато*	CO	*карбоніл*
CN^-	*ціано*	NO_2	*нітро*
H_2O	*аква*	En ЕДТА	*Етилендіамін* *Етилендіамін тетраацетато*

НОМЕНКЛАТУРА КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

- Згідно з Міжнародною номенклатурою IUPAC :
- У назві ***аніонної*** комплексної сполуки після назви катіону у називному відмінку окремим словом подається перелік лігандів і зазначається корінь латинської назви комплексоутворювача з додаванням закінчення ***–ат*** та його ступеня окиснення (римською цифрою у дужках) .

- $K_3[Fe(CN)_6]$ **Калій гекса ціано ферат (III)**

НОМЕНКЛАТУРА КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

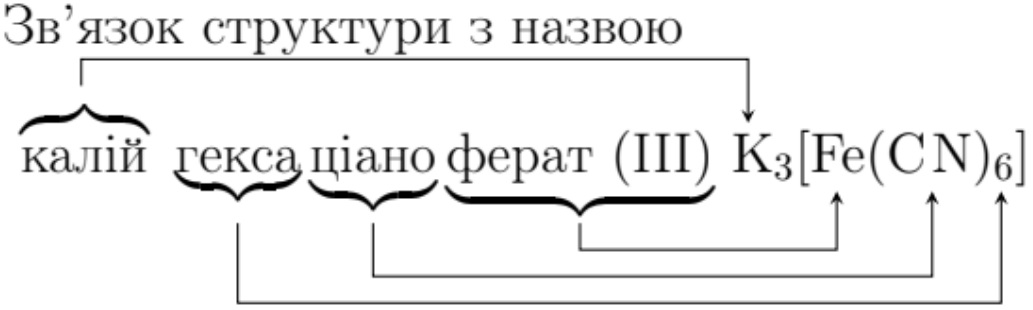
- При називанні *катіонної* комплексної сполуки спочатку окремим словом перелічують ліганди, додаючи назву комплексоутворювача у назливному відмінку та його ступінь окиснення, далі наводять назву аніона:

$[Hg(NH_3)_4]Cl_2$ **тетраамін меркурій (II) хлорид**

$[Fe(H_2O)_6]_2(SO_4)_3$ **гекса аква ферум (III) сульфат**

НОМЕНКЛАТУРА КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУК

- У назві *нейтрального* комплексу після переліку лігандів подають назву комплексоутворювача у назівному відмінку та його ступінь окиснення:
- $[Co^{3+}(NH_3)^0{}_3Cl^-{}_3]$ **трихлоро триамін кобальт** (III)
  - **Перелік лігандів** відбувається у послідовності: аніонні, нейтральні, катіонні
    - Зв'язок структури з назвою

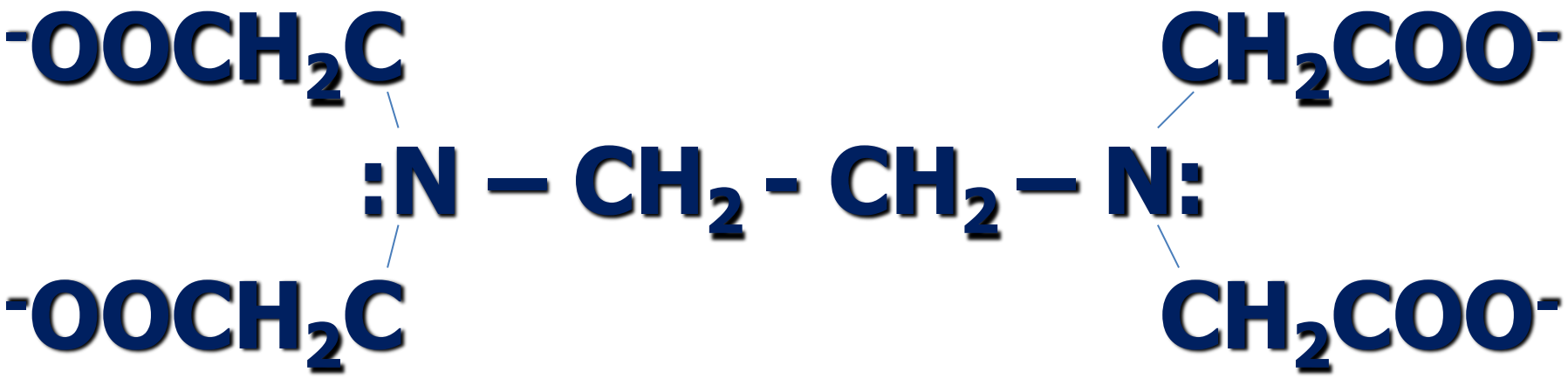


Будова комплексних сполук

- Координаційна ємність (*кє*) ліганда – число орбіталей, які ліганд займає у внутрішній сфері комплексного іона. Як правило, *кє* дорівнює заряду аніона.
- Монодентатні – *кє* = 1: Cl^-, I^-, OH^-, CN^-, NH_3
- Бідентатні – *кє*=2: SO_3^{2-}, $S_2O_3^{2-}$, $C_2O_4^{2-}$
- Полідентатні – *кє*=3, 4, 6: Cit^{3-}, $P_2O_7^{4-}$

ЕДТА (етилендиамінтетраацетат –аніон) – полідентатний ліганд (хелатний)

Chela (греч.) - клешня

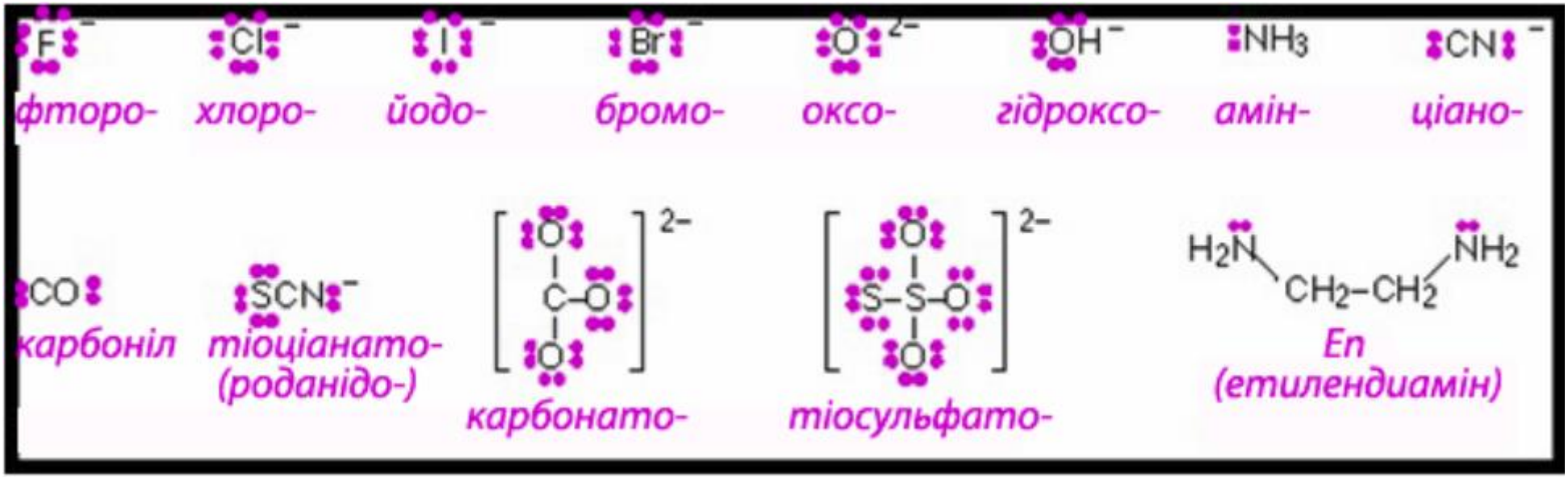


ХІМІЧНИЙ ЗВ’ЯЗОК У КОМПЛЕКСНИХ СПОЛУКАХ

Метод валентних зв’язків (Полінг, Слейтер, 1934р.)

- Між комплексоутворювачем і лігандом виникає донорно-акцепторний зв’язок, на утворення якого ліганди (донори) надають свої неподілені електронні пари, а комплексоутворювач (акцептор) – вакантні орбіталі
- Атомні орбіталі, що беруть участь в утворенні зв’язків, піддаються гібридизації, тип якої зумовлюється кількістю, природою та електронною структурою лігандів і яка, в свою чергу, зумовлює геометричну форму комплексу.

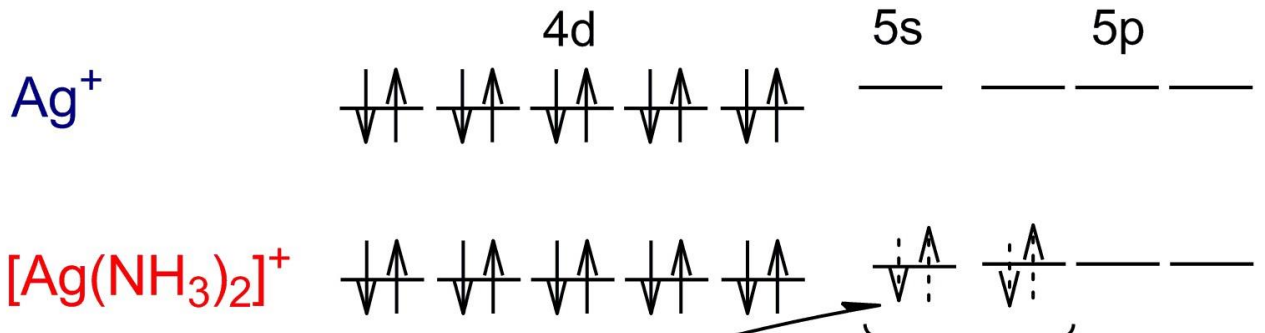
Схематичне зображення неподілених електронних пар у деяких лігандах



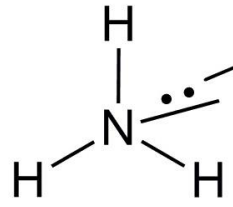
Лінійна структура комплексів

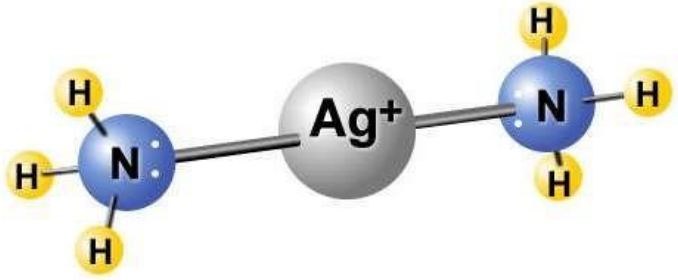
$[Ag(NH_3)_2]Cl_2$

Ag^0 $[Kr]\ 4d^{10}5s^1$ акцептор *e*



$:NH_3$ донор *e*

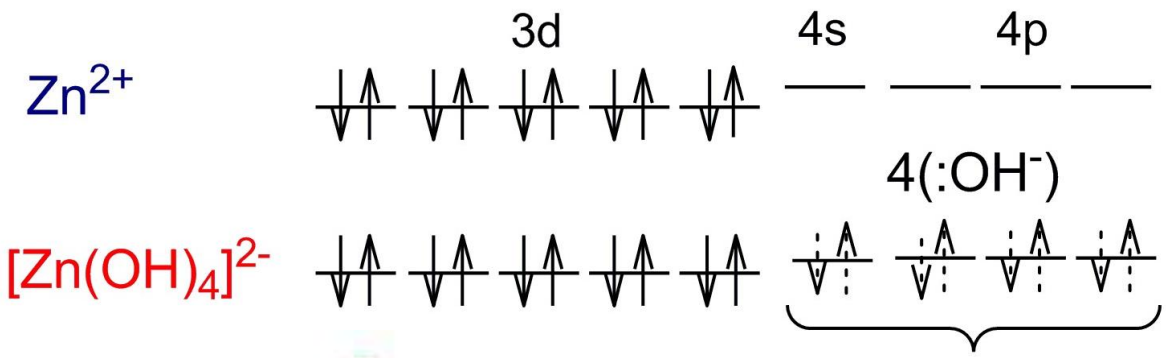




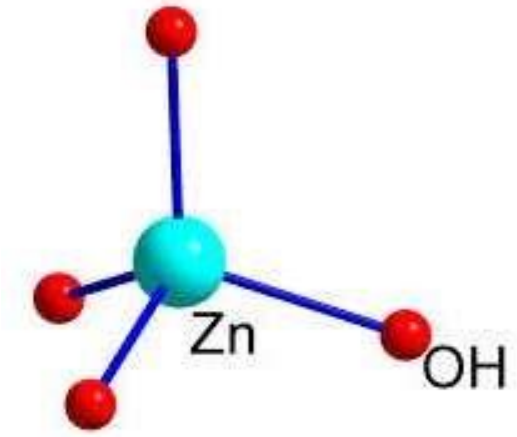
Тетраедрична структура комплексів

$K_2[Zn(OH)_4]$

Zn^0 $[Ar]\ 3d^{10}4s^2$



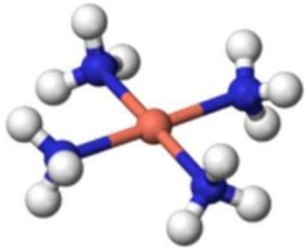
sp^3-гібридизація



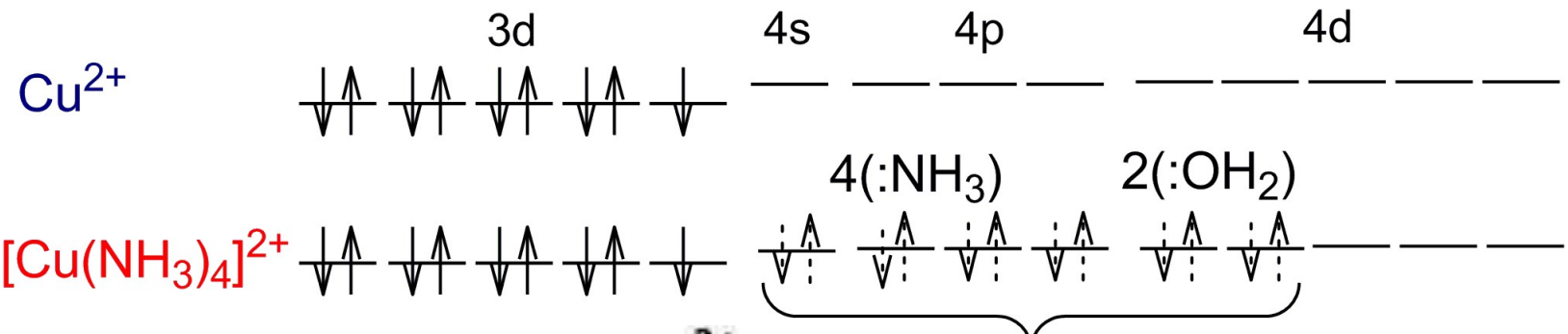
тераедр

Просторова структура комплексів

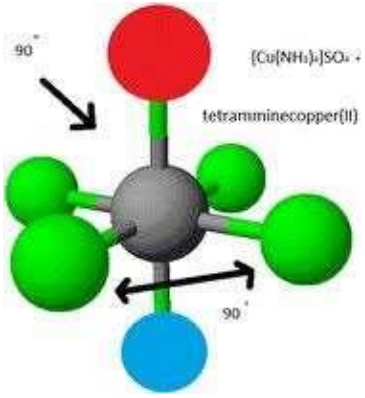
$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$



Cu^0 $[Ar]\ 3d^{10}4s^1$

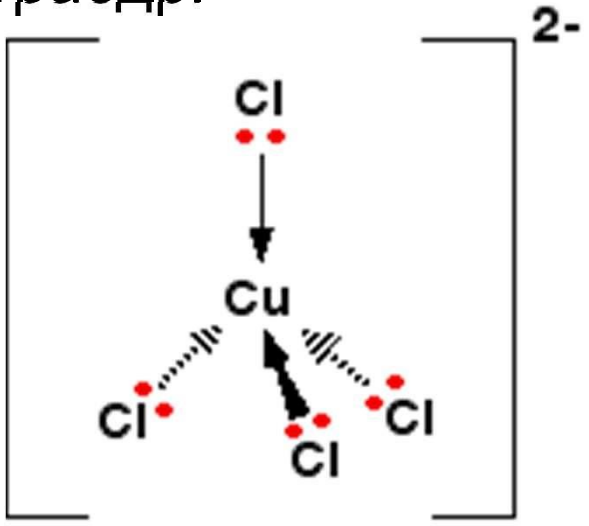




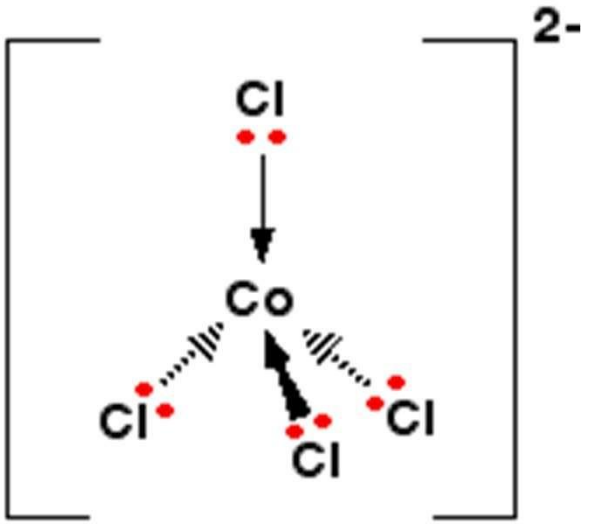


Просторова структура комплексів

- Розмір Cl^--іонов (181 пм) перевищує розмір молекул H_2O (~140 пм) і NH_3 (~170 пм), а заряд - негативний, тому тип гібридизації sp^3, а просторова структура - тетраедр.

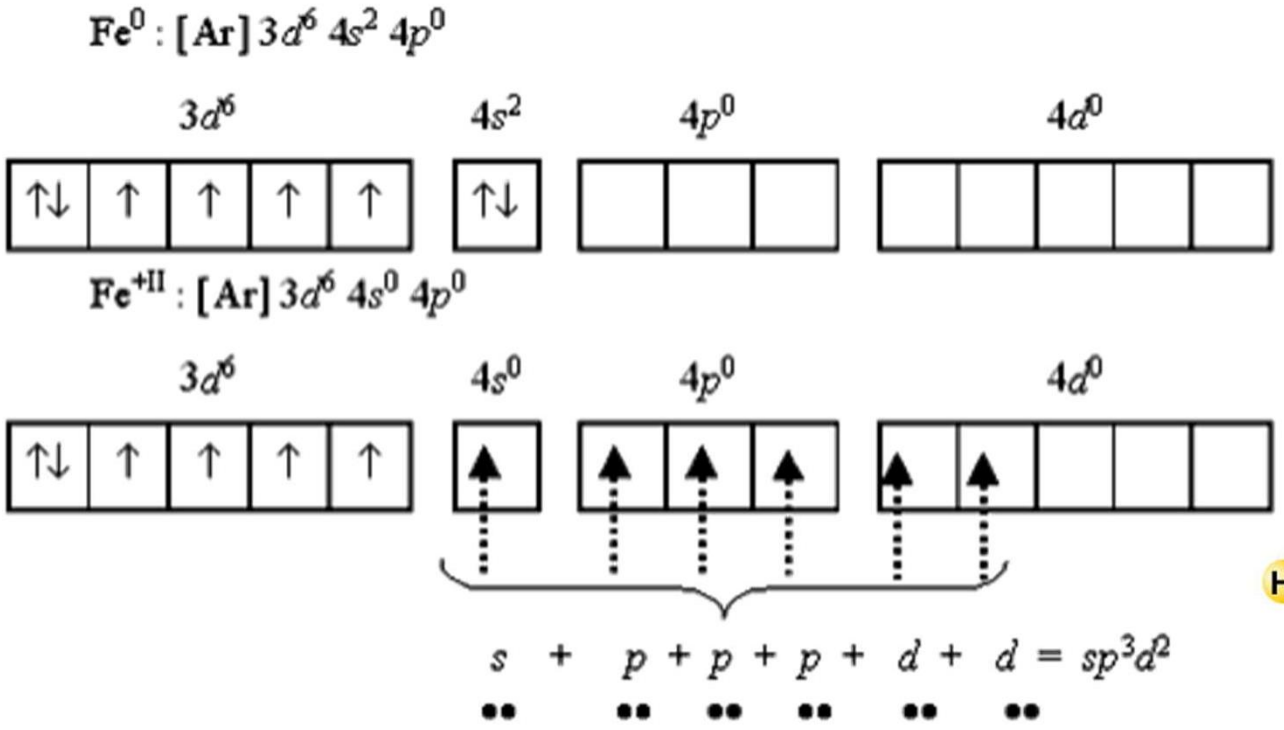


$[CuCl_4]^{2-}$

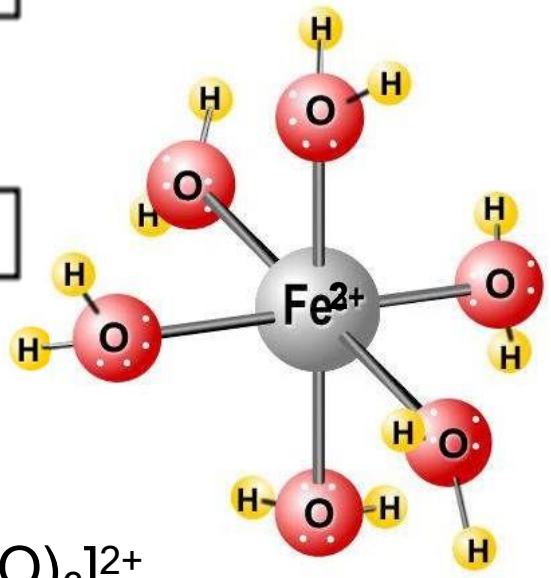


$[CoCl_4]^{2-}$

Просторова структура комплексів

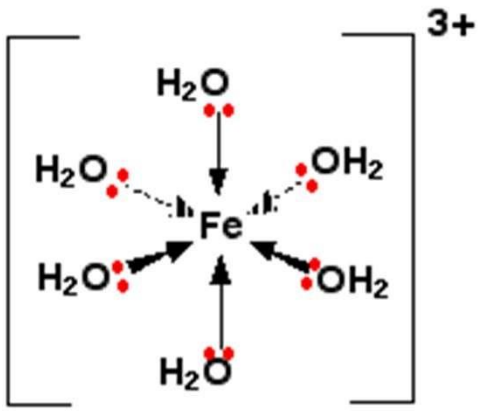


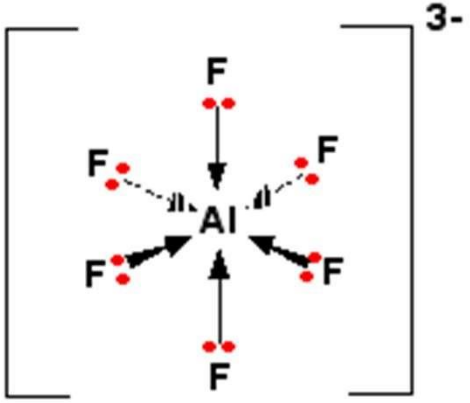
октаедр



$[FeF_6]^{4-}$, $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$

Просторова структура комплексів

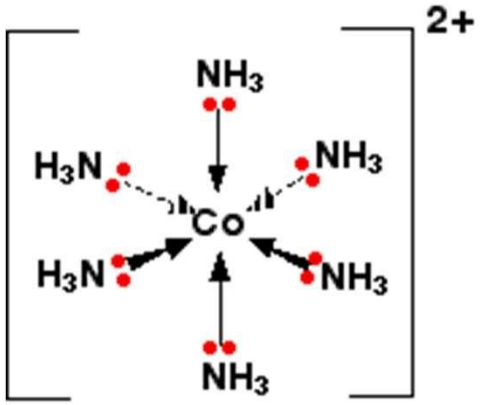


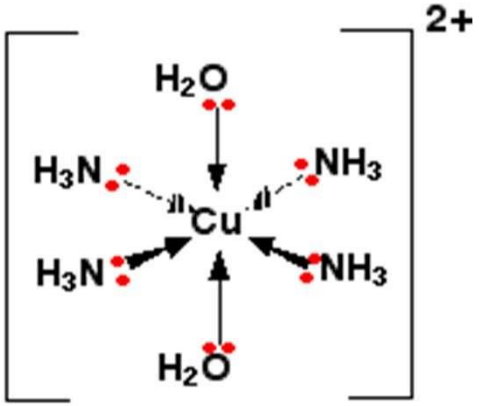


октаедр

$[\,Fe(H_2O)_6\,]^{3+}$

$[\,AlF_6\,]^{3-}$

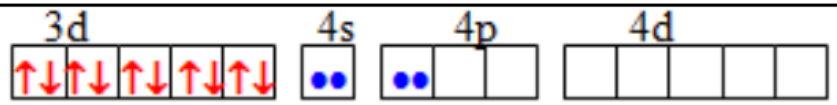




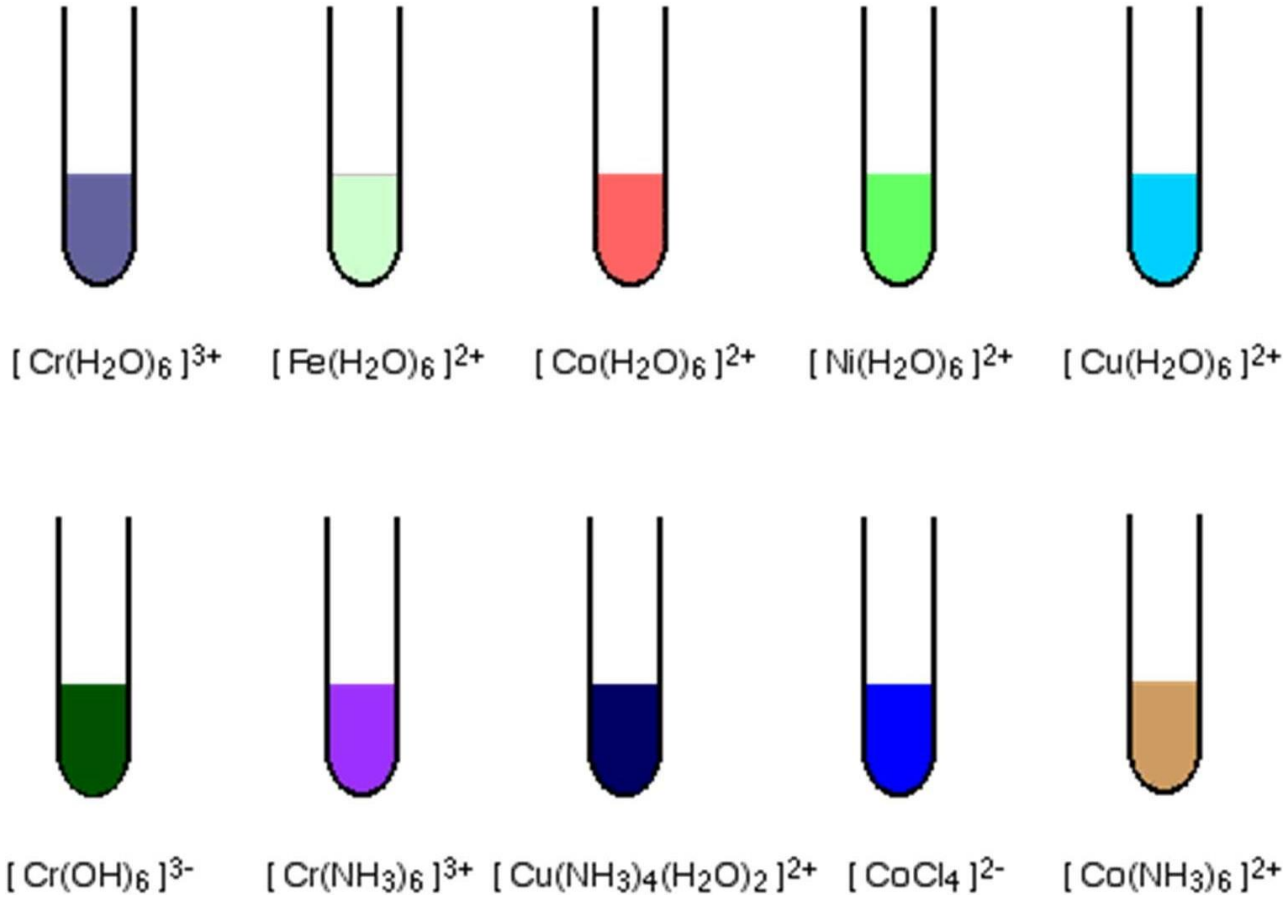
$[\,Co(NH_3)_6\,]^{2+}$

$[\,Cu(NH_3)_4(H_2O)_2\,]^{2+}$

Приклади будови деяких комплексів за методом ВЗ

Комплекс	*Забудова орбіталей комплексоутворювача*	*Тип гібридизації орбіталей*	*Геометрична структура комплексу*
$[Cu(NH_3)_2]^+$		sp	Лінійна
$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$		sp^3	Тетраедрична
$[Ni(CN)_4]^{2-}$		dsp^2	Квадратна
$[NiCl_4]^{2-}$		sp^3	Тетраедрична
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$		d^2sp^3	Октаедрична
$[CoF_6]^{3-}$		sp^3d^2	Октаедрична
$[Fe(CN)_6]^{4-}$		d^2sp^3	Октаедрична
$[FeF_6]^{4-}$		sp^3d^2	Октаедрична
$[Fe(CN)_6]^{3-}$		d^2sp^3	Октаедрична

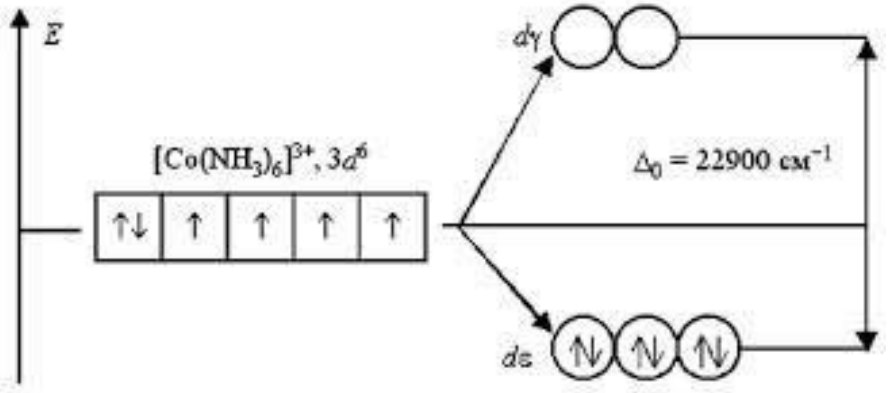
Забарвлення комплексів

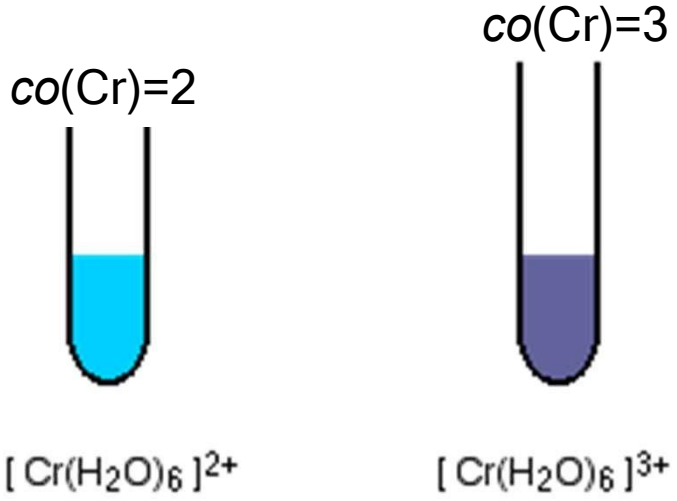


- Наявність непарних електронів: поява забарвлення у сполук та чутливість до магнітного поля

Фактори забарвлення

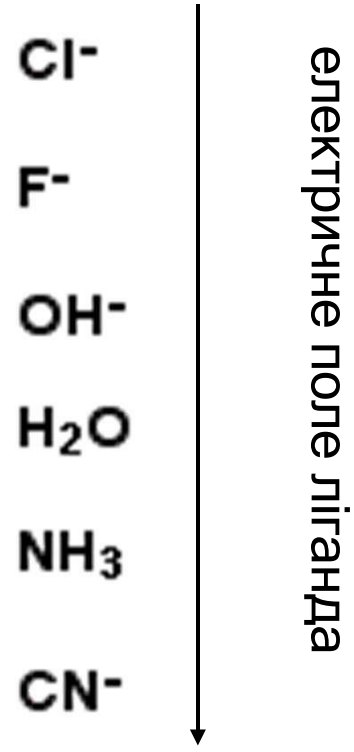
- Природа ліганда: чим сильніше електричне поле ліганда, тим більше розщеплення орбіталей d-підрівня.
- Заряд катіона: чим вище *со*, тим більше розщеплення орбіталей d-підрівня
- Більшому розщепленню орбіталей d-підрівня відповідає менша довжина хвилі.





Вплив ліганда

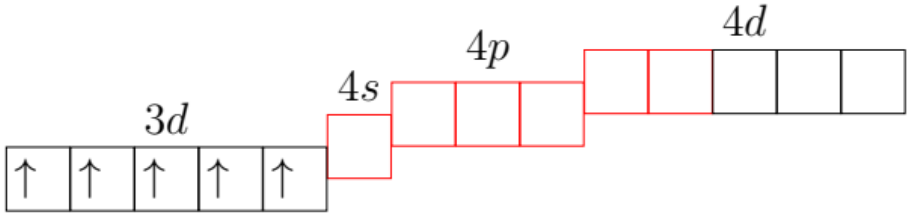
Колір	Діапазон довжини хвиль, нм
Червоний	625 - 740
Помаранчевий	590 - 625
Жовтий	565 - 590
Зелений	500 - 565
Блакитний	485 - 500
Синій	440 - 485
Фіолетовий	380 - 440



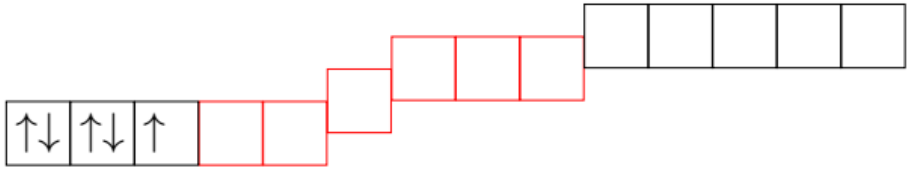
Порівняння властивостей комплексів Fe (III)

- Порівняємо комплекси $[FeF_6]^{3-}$ і $[Fe(CN)_6]^{3-}$
- Центральний атом – Fe^{3+} з конфігурацією $3d^5 4s^0$
- З огляду на природу лігандів комплекс $[FeF_6]^{3-}$ буде високоспіновим (розщеплення незначне)

Приклади впливу поля ліганда



а $[Fe(CN)_6]^{3-}$ – низькоспіновим (значне розщеплення):



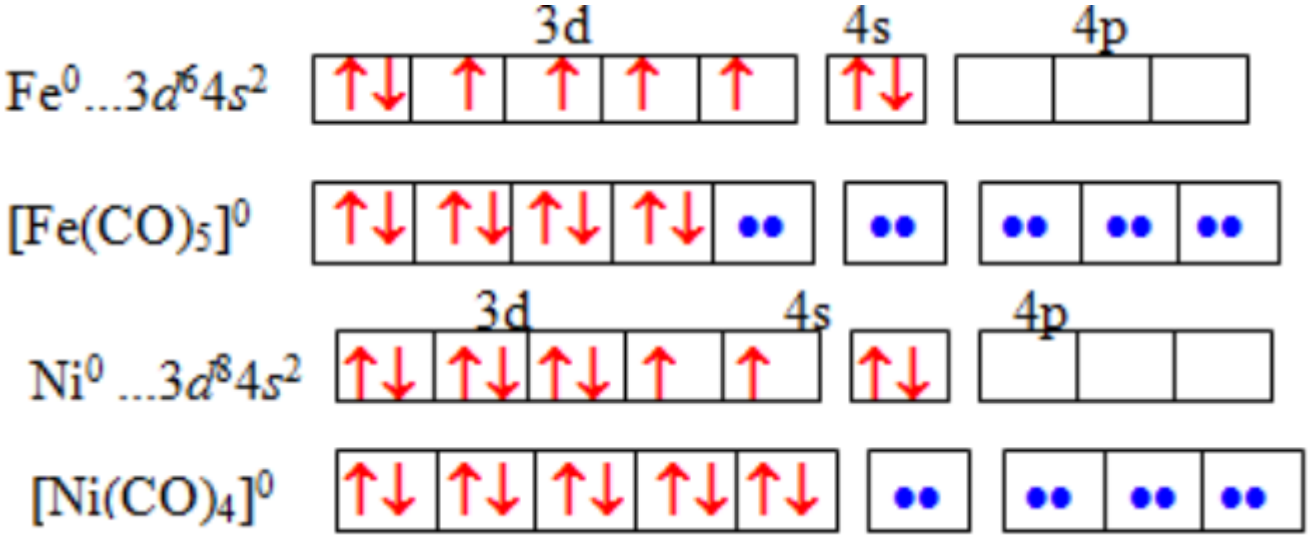
- Орбіталі для утворення зв'язку, різні (червоні) – різна стійкість комплексів ($[Fe(CN)_6]^{3-}$ стійкіший).
- $[FeF_6]^{3-}$ – безбарвний, а $[Fe(CN)_6]^{3-}$ – коричневий

$$CO,\ CN^-,\ NO_2^-,\ NH_3,\ NCS^-,\ H_2O,\ OH^-,\ F^-,\ Cl^-,\ SCN^-,\ Br^-,\ I^-$$

Будова комплексів з нейтральними лігандами

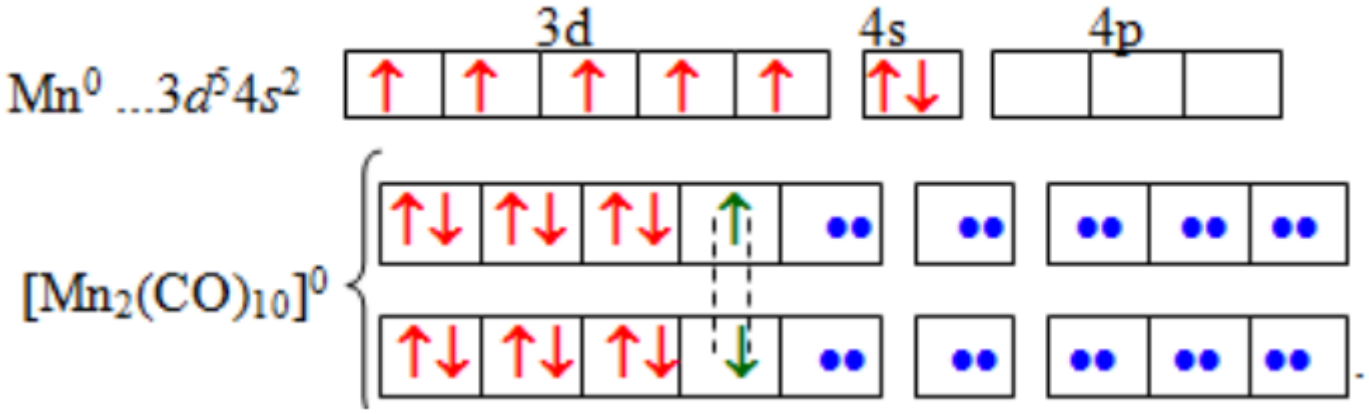
У карбонілах роль комплексоутворювачів відіграють атоми перехідних металів у нульовому ступені окиснення, а лігандів – нейтральні молекули карбон (II) оксиду.

Правило Сіджвика: *при утворенні карбонільних комплексів навколо комплексоутворювача створюється стійка вісімнадцятиелектронна конфігурація, що складається з s-, p- і d-електронів центрального атома і лігандів.*



Будова комплексів з нейтральними лігандами

Якщо атом металу містить непарну кількість електронів, то виникає ***кластер*** *– комплексна сполука з двома комплексоутворювачами, між якими існує безпосередній зв'язок метал–метал.*



Координація комплексотвірника

- Забарвлення змінюється зі зміненням характеру координації.
- Розщеплення октаедричних іонів переважає тетраедричні.
- Наприклад Co^{2+} утворює гексагідрати $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ і тетрахлоркобальтати $[CoCl_4]^{2-}$.
- Змінюється природа і кількість лігандів.



$[Co(H_2O)_6]^{2+}$ $[CoCl_4]^{2-}$

Ізомерія комплексних сполук

- **1. Просторова, або геометрична ізомерія**



2. Сольватна ізомерія

$[Cr(H_2O)_6]Cl_3$
Фіолетовий

$[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$
Блідо-зелений

$[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$
Темно-зелений

Рівноваги у розчинах комплексів

Розчинні аніонні та катіонні комплексні сполуки у розведених водних розчинах найчастіше виявляють себе як сильні електроліти і піддаються *електролітичній дисоціації*, при якій внутрішня та зовнішня сфери існують у вигляді самостійних іонів. Такий процес називається ***первинна дисоціаціація***, яка у більшості випадків проходить повністю. При цьому комплексний іон, що утворюється, поводить себе як єдине ціле. Наприклад:

$$[Ag(NH_3)_2]Cl \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-,$$
$$K[Ag(CN)_2] \rightarrow K^+ + [Ag(CN)_2]^-.$$

Поряд з первинною дисоціацією дуже незначною мірою відбувається ***вторинна дисоціація*** – розщеплення внутрішньої сфери комплексу на складові частинки:

$$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3,$$
$$[Ag(CN)_2]^- \leftrightarrow Ag^+ + 2CN^-.$$

Оскільки комплексний іон виявляє себе як надзвичайно слабкий електроліт, вторинна дисоціація підлягає закону діючих мас. Тому можна записати вираз константи рівноваги, яка для комплексних іонів називається ***константа нестійкості***:

$$K_{нест}\,[Ag(NH_3)_2]^+ = \frac{[Ag^+]\cdot[NH_3]^2}{[\,[Ag(NH_3)_2]^+\,]} = 6\cdot10^{-8}$$

$$K_{нест}\,[Ag(CN)_2]^- = \frac{[Ag^+]\cdot[CN^-]^2}{[\,[Ag(CN)_2]^-\,]} = 10^{-22}.$$

Рівноваги у розчинах комплексів

Константа нестійкості є мірою міцності внутрішньої сфери: *чим меншу величину $K_{нест}$ має комплекс, тим він міцніший*. З двох наведених вище прикладів більшу стійкість виявляє комплексний іон $[Ag(CN)_2]^-$, тому що саме йому відповідає менше значення константи нестійкості.

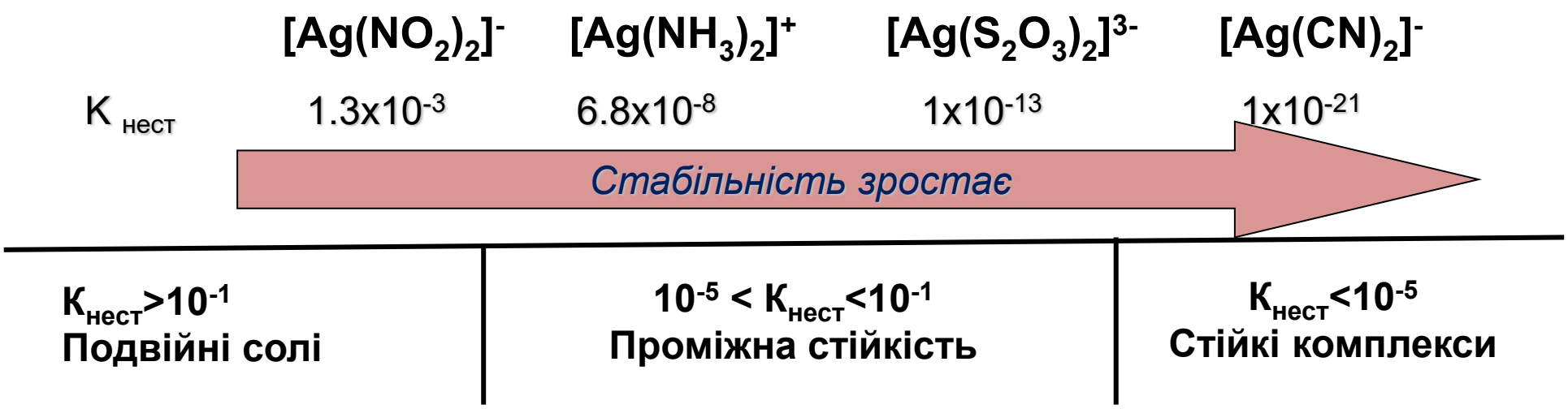
Іноді замість константи нестійкості використовують обернену їй величину – ***константа стійкості***:

$$K_{ст}\,[Ag(NH_3)_2]^+ = \frac{1}{K_{нест}} = \frac{[\,[Ag(NH_3)_2]^+\,]}{[Ag^+]\cdot[NH_3]^2} = 1{,}8\cdot10^7$$

$$K_{ст}\,[Ag(CN)_2]^- = \frac{1}{K_{нест}} = \frac{[\,[Ag(CN)_2]^-\,]}{[Ag^+]\cdot[CN^-]^2} = 1\cdot10^{22}$$

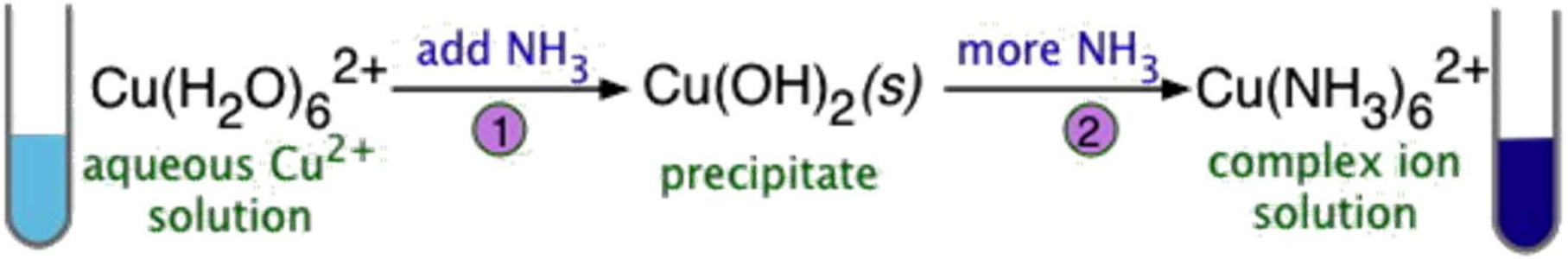
Більшому значенню константи стійкості відповідає більша концентрація комплексоутворювача в розчині у стані рівноваги.

Рівноваги у розчинах комплексів



Рівноваги у розчинах комплексів

- Напрямок реакцій обміну у розчинах залежить від співвідношення характеристик стійкості речовин.
- Реакції відбуваються у напрямку утворення більш стійких сполук з меншими константами дисоціації $K_д$, нестійкості $K_н$ або добутком розчинності ДР.



Рівноваги у розчинах комплексів

- Руйнування комплексів обумовлено конкуренцією за ліганд або комплексотвірник:
  - $[Cu(NH_3)_4]^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow + 4NH_3$

    $K_н = 4.6 \cdot 10^{-14}$ < $ДР = 1.7 \cdot 10^{-21}$
  - $[Cu(NH_3)_4]^{2+} + 4OH^-_{(надлишок)} \rightarrow [Cu(OH)_4]^{2-} + 4NH_3$

    $K_н = 4.6 \cdot 10^{-14}$ > $K_н = 3.6 \cdot 10^{-17}$
  - $[Cu(NH_3)_4]^{2+} + Hg^{2+} \rightarrow [Hg(NH_3)_4]^{2+} + Cu^{2+}$

    $K_н = 4.6 \cdot 10^{-14}$ > $K_н = 5 \cdot 10^{-20}$

Руйнування комплексів

Аквакомплекси: при додаванні розчинів таких сполук, іони яких утворюють з центральним атомом комплексу нерозчинний осад

$$3[Ca(H_2O)_6]Cl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6NaCl + 18H_2O,$$
$$3[Ca(H_2O)_6]^{2+} + 2PO_4^{3-} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 18H_2O;$$
$$[Cu(H_2O)_4]SO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4 + 4H_2O,$$
$$[Cu(H_2O)_4]^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 4H_2O.$$

Гідроксокомплекси: існують тільки у лужному середовищі, здебільшого нестійкі до нагрівання, у нейтральному, тим більше у кислому середовищі швидко руйнуються

$$2Na_3[Al(OH)_6] + 6H_2SO_4 \rightarrow ([Al(H_2O)_6])_2(SO_4)_3 + 3Na_2SO_4,$$
$$[Al(OH)_6]^{3-} + 6H^+ \rightarrow [Al(H_2O)_6]^{3+}.$$

$$Na[Al(OH)_4] \rightarrow NaAlO_2 + 2H_2O.$$

Руйнування комплексів

Руйнуватися **аміакати** можуть різними способами

- при нагріванні, наприклад:

$$[Ni(NH_3)_6]Cl_2 \rightarrow NiCl_2 + 6NH_3\uparrow,$$
$$[Ni(NH_3)_6]^{2+} \rightarrow Ni^{2+} + 6NH_3\uparrow;$$

- при окисненні:

$$[\overset{-3}{Cu}(\overset{-3}{N}H_3)_4]SO_4 + 6\overset{0}{Br_2} \rightarrow CuSO_4 + 12H\overset{-1}{Br} + 2\overset{0}{N}_{2(г)}$$

- при дії речовин, здатних переводити молекулу NH_3 в стійкий комплексний іон NH_4^+ (який не містить неподілених електронних пар і тому не може виконувати функцію ліганду):

$$[Ni(NH_3)_6]SO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow NiSO_4 + 3(NH_4)_2SO_4,$$
$$[Ni(NH_3)_6]^{2+} + 6H^+ \rightarrow Ni^{2+} + 6NH_4^+;$$

- при зв'язуванні центрального атома у вигляді малорозчинного осаду:

$$[Cu(NH_3)_4](OH)_2 + Na_2S + 4H_2O \rightarrow CuS\downarrow + 2NaOH + 4NH_3\cdot H_2O.$$
$$[Cu(NH_3)_4]^{2+} + S^{2-} + 4H_2O \rightarrow CuS\downarrow + 4NH_3\cdot H_2O.$$

Руйнування комплексів

Карбоніли

Руйнуються карбоніли при нагріванні:

$$[Fe(CO)_5]_{(р)} \rightarrow Fe_{(т)} + 5CO_{(г)} \qquad \text{(при 300°C);}$$

при взаємодії з галогенами і кислотами, яка проходить достатньо енергійно:

$$2[Fe(CO)_5] + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3 + 10CO,$$

$$[Ni(CO)_4] + Br_2 \rightarrow NiBr_2 + 4CO,$$

$$[Fe(CO)_5] + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + 5CO + H_2.$$

Приклад

Приклад Скласти координаційну формулу комплексної сполуки, що містить частинки Cu^{2+}, CN^{-}, Sr^{2+}, написати рівняння первинної та вторинної дисоціації, а також вираз константи нестійкості.

Спочатку необхідно визначити центральний атом

Cu^{2+} чи Sr^{2+}

Координаційне число, як правило, вдвічі більше за ступінь окиснення

4

Лігандами можуть бути електронейтральні молекули, що містять атоми з неподіленими електронними парами, або негативно заряджені іони

CN^{-}

$Sr[Cu(CN)_4]$ – стронцій тетраціанокупрат (II)

Приклад

Первинна, або електролітична дисоціація відбувається згідно з рівнянням:

$$Sr[Cu(CN)_4] \rightarrow Sr^{2+} + [Cu(CN)_4]^{2-},$$

а вторинна (дисоціація комплексного іона) –

$$[Cu(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Cu^{2+} + 4CN^{-}.$$

Вторинна дисоціація проходить дуже незначною мірою, тому підлягає закону діючих мас і характеризується константою рівноваги, яку у випадку комплексного іона називають константою нестійкості:

$$K_{нест} = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [CN^{-}]^4}{[\,[Cu(CN)_4]^{2-}]} = 5 \cdot 10^{-28}$$