

## KOORDINATSION KIMYOGA KIRISH

**Saydullayeva Gulirayxon**

Namangan davlat universiteti

[saydullayevagulirayxon@gmail.com](mailto:saydullayevagulirayxon@gmail.com)

<https://doi.org/10.5281/zenodo.17356434>

**Kalit so'zlar:** koordinatsion birikmalar, komplekslar, metall markaz, ligand, monodentat va polidentat ligandlar, xelatli birikmalar, koordinatsion son.

### Annotatsiya.

Komplekslar yoki koordinatsion birikmalar — bu o'z markazida metall atomini tutuvchi va u bilan elektron juftini beruvchi ligandlar (atomlar, ionlar yoki molekulalar) orqali bog'langan molekulalardir. Bunday komplekslar neytral yoki zaryadlangan bo'lishi mumkin. Agar kompleks zaryadga ega bo'lsa, uning zaryadi qarshi ionlar (anion yoki kationlar) orqali muvozanatlashadi.

### Kirish.

Koordinatsion kimyo **shveysariyalik kimyogar Alfred Vernerning** ishlari natijasida shakllangan. U kobalt (III) xlorid va ammiakdan tashkil topgan turli birikmalarni o'rganar ekan, quyidagi holatni kuzatgan: agar eritmaga xlorid kislotasi qo'shilsa, ammiakni birikmadan to'liq ajratib bo'lmas edi. Verner shundan xulosa qildiki, ammiak molekulalari kobalt ioni bilan kuchliroq bog'lar hosil qiladi.

Ammo eritmaga kumush nitrat qo'shilganda, mahsulotlardan biri sifatida qattiq kumush xlorid ( $\text{AgCl}$ ) cho'kmasi hosil bo'lgan. Hosil bo'layotgan kumush xlorid miqdori kobalt (III) xloridiga bog'langan ammiak molekulalari soniga bog'liq edi.

Masalan:

- $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$  ga  $\text{AgNO}_3$  qo'shilganda — uchta xlor ham  $\text{AgCl}$  ga aylanadi;
- $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$  ga qo'shilganda — uchta xlorning ikkitasi  $\text{AgCl}$  hosil qiladi;
- $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$  da esa — faqat bittasi  $\text{AgCl}$  shaklida cho'kadi.

Bu tajribalar kompleks (yoki koordinatsion) birikmalar mavjudligini isbotladi.

Ichki koordinatsion sfera (birinchi sfera) — bu markaziy metall atom bilan bevosita bog'langan ligandlardan iborat. Tashqi koordinatsion sfera (ikkinchi sfera) esa kompleks ioni bilan elektrostatik tarzda bog'langan boshqa ionlardan tashkil topadi.

Alfred Verner koordinatsion nazariyani ishlab chiqqani uchun 1913 yilda Nobel mukofoti bilan taqdirlangan.

Quyidagi jadval uning tajribalari natijasini ko'rsatadi:

| Boshlang'ich birikma               | $\text{AgNO}_3$ bilan reaksiya natijasi          |
|------------------------------------|--------------------------------------------------|
| $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ | $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$          |
| $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ | $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ |
| $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ | $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ |
| $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3$ | $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$          |

Jadvaldan ko'rinib turibdiki,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  kompleks ioni uchta xlorid ioni bilan muvozanatlashadi. Bunday ko'p bosqichli bog'lanish suvli eritmalarda komplekslarning xatti-harakatiga katta ta'sir ko'rsatadi. Masalan,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$  eritmasida uchta ion hosil bo'ladi,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  esa faqat ikkita ionga dissotsilanadi.

Verner eritmalar orqali elektr toki o'tkazib, ularning elektr o'tkazuvchanligini o'lchagan va shu asosda komplekslarning dissotsiatsiya darajasini aniqlab, ularning mavjudligini ilmiy isbotlagan.

Muhim jihati shundaki, barcha bu birikmalarda koordinatsion son 6 bo'lib, bu ko'pchilik noorganik komplekslar uchun odatiy qiymatdir. Umuman olganda, koordinatsion sonlar 1 dan 16 gacha o'zgarishi mumkin.

### **Koordinatsion birikmalarning xossalari**

Kompleks ionlarning mavjudligini ularning kimyoviy xatti-harakatlari orqali aniqlash mumkin: rangi, eruvchanligi, yutilish spektri, magnit xususiyatlari va boshqa belgilarini kuzatish orqali.

Komplekslarning xossalari alohida atom yoki ionlarnikidan farq qiladi, chunki kompleks hosil bo'lish jarayonida metall va ligandning o'zaro xossalari o'zgaradi.

Metall–ligand bog'lanishlari odatda Lyuis kislotasi–asos o'zaro ta'siri sifatida qaraladi: metall — Lyuis kislotasi (elektron juftini qabul qiluvchi), ligand esa — Lyuis asosi (elektron juftini beruvchi) sifatida ishtirok etadi.

Bu bog'lanishlar molekulalararo kuchlardan kuchliroq, ammo sof kovalent yoki ion bog'lanishlardan zaifroqdir.

Monodentat ligandlar — markaziy atom bilan faqat bitta elektron jufti orqali bog'lana oladigan ligandlardir. Masalan:  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ .

Polidentat ligandlar (xelatlar) esa bir nechta elektron juftini beradi, shuning uchun ular barqarorroq komplekslarni hosil qiladi.

Masalan, keng tarqalgan xelatlovchi modda — etilendiamin (en) bo'lib, u ikkita  $-NH_2$  guruhi orqali ikki joyda metall bilan bog'lana oladi. Uchta tishli ligandga (tridentat ligand) misol — bis-di-etilentriamin.

Tipik misol sifatida bis-di-etilentriamin-kobalt(III) kompleksini keltirish mumkin.

### **Kompleks birikmalar misollari**

| <b>Kompleks ion</b>             | <b>Koordinatsion son</b> | <b>Metallning oksidlanish darajasi</b> |
|---------------------------------|--------------------------|----------------------------------------|
| $[Fe(CN)_6]^{4-}$               | 6                        | +2                                     |
| $[Co(NH_3)_5SO_4]^+$            | 5                        | +3                                     |
| $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$             | 4                        | +2                                     |
| $[Ni(NH_2CH_2CH_2NH_2)_3]^{2+}$ | 6                        | +2                                     |

Kompleks ionlar turli nisbatlarda boshqa kompleks ionlar bilan bog'lanib, koordinatsion birikmalarning juda katta xilma-xilligini hosil qiladi.

Ba'zi komplekslarning tuzilmalari izomerik shakllarda mavjud bo'lib, bu ularning boshqa moddalar bilan o'zaro ta'siriga ta'sir ko'rsatadi.

Metall va ligandlarning bog'lanishi tetraedrik yoki oktaedrik geometrik tuzilmalarda o'rganiladi. Koordinatsion komplekslar va ularning izomerlari ko'plab farmatsevtika va biologik sohalarida qo'llaniladi.

**Foydalanilgan adabiyotlar**

1. Kleinberg, J.; Argersinger, W. J.; Grisworld, E. Inorganic Chemistry. D. C. Heath and Company, Boston, MA, 1960.
2. Martell, A. E. Chemistry of the Metal Chelate Compounds. Prentice-Hall, New York, 1952.
3. Oxtoby, D. W.; Gillis, H. P.; Campion, A. Principles of Modern Chemistry, 6-nashr, Thomson Brooks/Cole, Belmont, CA, 2008.
4. Myers, T. R. "Rules for Coordination Number of Metal Ions (CEC)." J. Chem. Educ., 1981, 58, 681.
5. Syamal, A. "Some Improper Terms in Coordination Chemistry." J. Chem. Educ., 1985, 62, 143.