

Занятие №5 «РАВНОВЕСИЯ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЯ И ИХ РОЛЬ В АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ»

Вопросы к занятию:

1. Координационная теория А.Вернера и ее развитие Л.А.Чугаевым.
2. Понятие о координационном числе, комплексообразователе и лигандах.
3. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Внутриккомплексные соединения.
4. Понятие об изомерии комплексных соединений и ее типы.
5. Природа химической связи в комплексных соединениях в свете метода валентных связей.
6. Факторы, влияющие на комплексообразующую способность d-элементов.
7. Ионные равновесия в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости комплекса.
8. Значение комплексных соединений в биологии и медицине.
9. Примеры решения ситуационных задач
10. Ситуационные задачи для самостоятельного решения
11. Тестовые задания для самостоятельного решения.

§1.Строение комплексных соединений. Основные положения теории Вернера о строении комплексных соединений

Многие процессы жизнедеятельности организма протекают с участием комплексных соединений. В живых организмах присутствуют комплексные соединения биогенных металлов с белками, витаминами и другими веществами, играющими роль ферментов или выполняющими специфические функции в обмене веществ.

В XIXв. в химии было накоплено большое число фактов, необъяснимых с точки зрения существовавшей тогда теории валентности. Многие вещества, в которых элементы, казалось бы, уже полностью использовали свои валентности, сохраняли способность к дальнейшему присоединению различных ионов и молекул. При этом новые, «незаконные» (с точки зрения теории валентности) связи оказывались не менее прочными, чем «обычные» валентные связи. Некоторые из вновь открытых соединений были названы двойными солями (например, $3\text{KF} \cdot \text{AlF}_3$), другие – аммиакатами, (например $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$), третьи – кристаллогидратами ($\text{CuCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) и т. д.

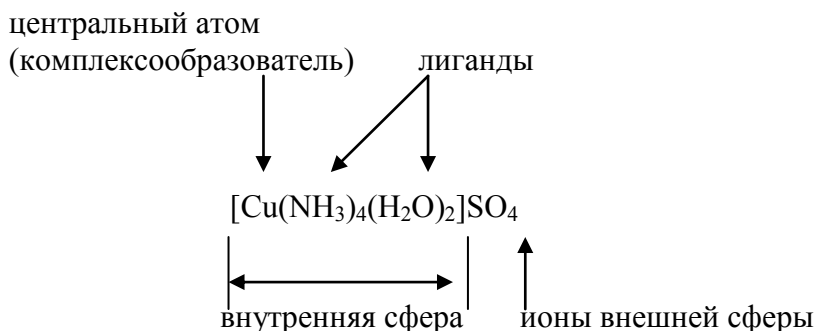
Крупнейший русский химик Лев Александрович Чугаев, получивший мировое признание за работы по химии комплексных соединений, писал, что эта область «по своей запутанности, по противоречивости фактических данных и отсутствию какой-либо общей руководящей идеи казалась совершенно безнадёжной для систематической разработки».

Такой «общей руководящей идеей» стала разработанная к 1893 г. швейцарским химиком Альфредом Вернером **теория строения комплексных (или координационных) соединений**

Вернер разделил все неорганические вещества на так называемые соединения первого и высшего порядка. К соединениям первого порядка он отнес главным образом достаточно простые по своей структуре вещества (H_2O , NaCl , PCl_3). Соединениями высшего порядка ученый предложил считать продукты взаимодействия между собой соединений первого порядка – кристаллогидраты, аммиакаты, полисульфиды, двойные соли, а также комплексные соединения.

Комплексное соединение, по Вернеру, имеет в своей структуре центральный атом (ион), названный **комплексообразователем**, который равномерно окружен различными

Именно внешние ионы при растворении комплексного соединения в воде легко отщепляются и находятся в растворе самостоятельно, обуславливая (совместно с комплексным ионом) его электропроводность. Лиганды внутренней координационной сферы связаны с центральным атомом настолько прочно, что, по меткому выражению Вернера, словно «исчезают» внутри комплекса, не проявляя себя ни в аналитических реакциях, ни в электропроводности раствора. Именно поэтому, **комплексными Вернер назвал соединения, устойчивые в растворах и не проявляющие свойств исходных для них соединений первого порядка.** (рисунк 5.1)



§2. Классификация комплексных соединений

По характеру электрического заряда комплексного иона различают катионные, анионные и нейтральные комплексные соединения.

Заряд комплексного иона определяется алгебраической суммой зарядов комплексообразователя и всех лигандов.

Например, комплексный ион $[\text{Cu}^{+2}(\text{NH}_3)_4]^z$, $z = +2 + 4 \cdot 0 = +2$, то есть $[\text{Cu}^{+2}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Внутренняя сфера может быть:

А) заряжена положительно – такие комплексы называют катионными:

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – хлорид гексаакваалюминия (III),

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминцинка (II).

Катионные комплексы образованы положительно заряженным комплексообразователем и нейтральными лигандами.

Б) заряжена отрицательно – комплексы называют анионные:

$\text{K}_2[\text{BeF}_4]$ – тетрафторобериллат (II) калия,

$\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (III) натрия.

В роли комплексообразователя в анионном комплексе выступает положительно заряженный ион, а лигандами являются атомы с отрицательной степенью окисления.

В) электронейтральные:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$ – дихлородиаминоплатина (II),

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникеля

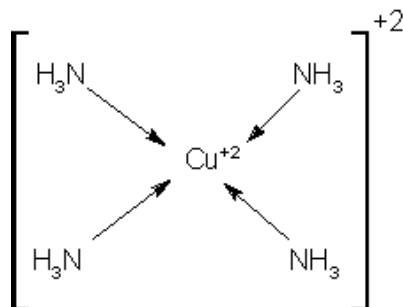
Нейтральные комплексы образуются при координации вокруг атома молекул, а также при одновременной координации вокруг положительно заряженного комплексообразователя отрицательных ионов и молекул.

По природе входящих в комплексный ион лигандов комплексные соединения могут быть классифицированы следующим образом: если в составе комплексного иона лиганды молекулы аммиака, то такие комплексы называются аммиакатами, например $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминмеди (II); лиганды молекулы воды – аквакомплексы или гидраты: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$ – бромид гексааквахрома (III); лиганды представлены остатками кислот – ацидокомплексы: $\text{K}_2[\text{Be}(\text{SO}_4)_2]$ – дисульфатобериллат (II) калия.

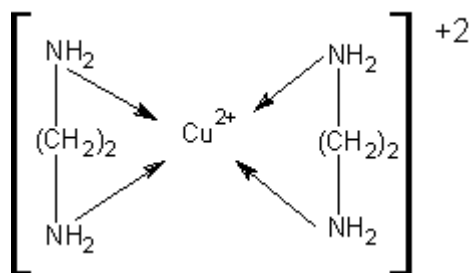
Лиганды могут занимать в координационной сфере одно или несколько мест, т.е. образовывать одну или несколько связей с комплексообразователем. Это свойство лигандов получило название – **дентантность**. По этому признаку различают моно-, би-, полидентантные комплексные соединения.

Примерами монодентантных лигандов являются ионы Cl^- , OH^- , Br^- , молекулы H_2O , NH_3 , CO и др.

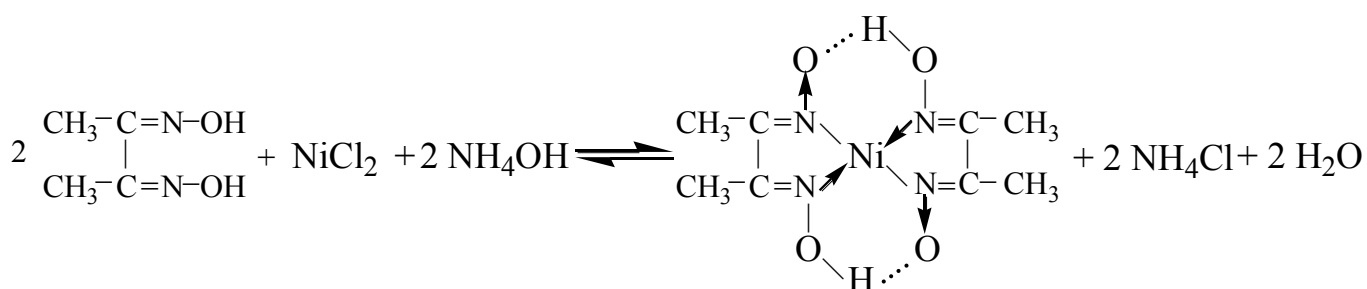
Структуру монодентантного комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$ можно представить следующим образом:



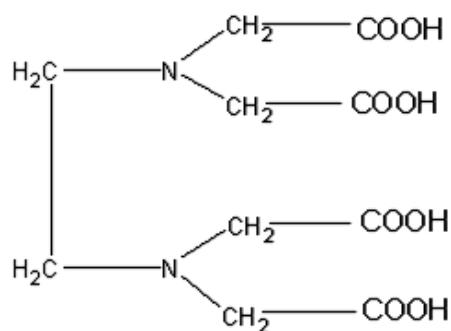
К бидентантным комплексным соединениям относится (бис) этилендиамминмеди (II):



Известно множество полидентантных лигандов, которые могут занимать сразу несколько координационных мест. Если они координируются одним и тем же центральным атомом, образуются комплексы, которые называются хелатными (от греч. «хеле» – «клешня»). В хелатных комплексах лиганды как бы обхватывают центральный атом, подобно клешням краба. Так, диметилглиоксим (реактив Чугаева) служит аналитическим реагентом на никель: он образует с ионами Ni^{+2} малиново-красный хелатный комплекс:



К полидентантным комплексным соединениям относится этилендиаминтетрауксусная кислота (EDTA) или другое ее название – Трилон А:



§3. Номенклатура комплексных соединений

Для того чтобы составить название комплекса необходимо в соединении выделить внутреннюю и внешнюю сферы, определить тип комплексного иона (катионный, анионный, электронейтральный), заряд комплексообразователя, количество и природу лигандов.

Для катионных комплексов название строится следующим образом: обозначается внешняя сфера, которая заряжена отрицательно. Название ионов внешней сферы записывается отдельным словом, как бы разграничивая их с внутренней сферой комплексного соединения. Затем единым словом описывается строение внутренней сферы: сначала называя лиганды, указывая греческим числительным (ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-) их количество. Если в состав комплексного соединения входят лиганды различной природы, то описание состава лигандов начинают с отрицательно заряженных ионов, а затем описывают состав нейтральных молекул (таблица 5).

Таблица 5

Названия некоторых типов лигандов, встречающихся в комплексных соединениях.

Формула лиганда	Название лиганда	Формула лиганда	Название лиганда
CN^-	циано–	SCN^-	родано–
Br^-	бromo–	NO_3^-	нитро–
Cl^-	хлоро–	NO_2^-	нитрито–
SO_4^{2-}	сульфато–	CO_3^{2-}	карбонато–
OH^-	гидроксо–	H_2O	аква–
SO_3^{2-}	сульфито–	NH_3	аммин–
$(\text{S}_2\text{O}_3)^{2-}$	тиосульфато–	CO	карбонил–

После этого добавляется название комплексообразователя, которое ставится в родительном падеже, и далее в скобках, римскими цифрами указывается его степень окисления.

Например:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]\text{Cl}$ – хлорид дибромотетрааквахрома (III),

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамминмеди (II).

Для комплексных соединений, которые относят к анионному типу, название начинают составлять с описания строения внутренней сферы комплекса. Аналогично катионному типу описывают лиганды, а затем латинское название комплексообразователя с прибавлением к нему суффикса – ат, что указывает на отрицательный заряд комплексного иона. Затем указывается степень окисления центрального иона и отдельным словом название ионов внешней сферы в родительном падеже.

$\text{Na}_4[\text{Be}(\text{OH})_6]$ – гексагидроксобериллат (II) натрия,

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (III) калия,

$\text{Ba}[\text{ZnCl}_4]$ – тетрахлороцинкат (II) бария.

Электронейтральные комплексные соединения называют, описывая строение комплексного иона, так как отсутствуют ионы внешней сферы:

$[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_4]$ – тетрахлородиакваплатина (IV)

Помимо использования номенклатурных названий, некоторые комплексные соединения имеют тривиальные названия, т.е. исторически сложившиеся.

Например: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – красная кровяная соль,

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – желтая кровяная соль,

$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – берлинская лазурь,

цис- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – соль Пейроне,

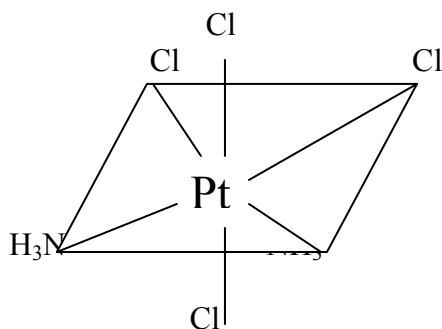
транс- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – соль Рейзе.

§4. Изомерия комплексных соединений

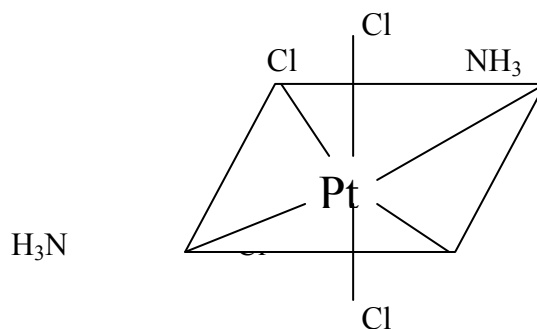
Нередко комплексные соединения, имеющие одинаковый состав, различаются строением и свойствами. Это явление носит название – изомерия. В комплексных соединениях возможны следующие виды изомерии: геометрическая, ионизационная, координационная.

Геометрическая (цис – транс) изомерия проявляется для комплексов с разнообразными лигандами, например, для соединений состава $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ и $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

Диамминтетрахлороплатина $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ существует в виде двух соединений октаэдрического строения:



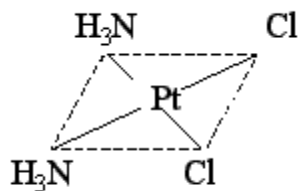
цис-изомер (оранжевого цвета)



транс-изомер (желтого цвета)

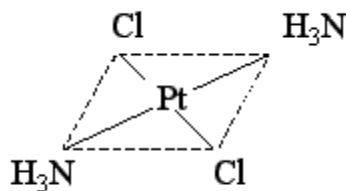
В первом соединении молекулы аммиака расположены в соседних вершинах октаэдра. Такие соединения называются **цис – изомерами** (cis-по одну сторону). Во втором соединении молекулы аммиака расположены в противоположных вершинах октаэдра, такого типа соединения называются **транс – изомерами** (trans – по ту сторону).

Соединение $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – квадратный комплекс также существует в виде цис- и транс-изомера:



цис-изомер

соль Пейроне

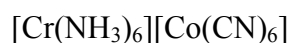
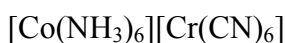


транс-изомер

соль Рейзе

Геометрические изомеры комплексных соединений различаются не только по физическим и химическим свойствам, но и по биологической активности. Так, цис-изомер $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ проявляет ярко выраженную противоопухолевую активность, а транс – изомер – не проявляет. Следовательно, не только состав, но и геометрия внутренней сферы комплексных соединений чрезвычайно важна для их биологического действия.

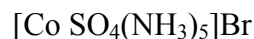
Координационная изомерия выражается в различной координации двух типов лигандов относительно двух разных комплексообразователей, например:



Ионизационная изомерия проявляется в неодинаковом распределении анионов между внутренней и внешней сферами, например, для соединения состава:



красно-фиолетовый цвет



красный цвет

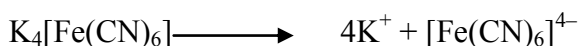
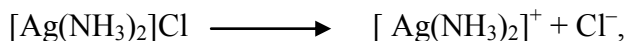
Из растворов изомера красно-фиолетового цвета не удастся осадить бромид ионы Br^- , но при действии ионами Ba^{2+} осаждаются BaSO_4 (сульфат бария). В растворе изомера красного цвета, наоборот, не удастся осадить SO_4^{2-} – ионы, но действием AgNO_3 осаждаются бромид серебра AgBr .

§5. Устойчивость комплексных соединений

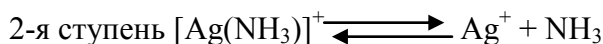
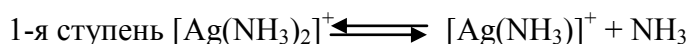
Комплексные соединения – устойчивые химические соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся ионы, способные самостоятельно существовать в растворах.

В растворах комплексные соединения могут подвергаться первичной и вторичной диссоциации.

Первичная диссоциация комплексного соединения – это распад комплексного соединения в растворе на комплексный ион и ионы внешней сферы. В водных растворах первичная диссоциация комплексных соединений связана с разрывом в них ионной связи, и поэтому она практически необратима:

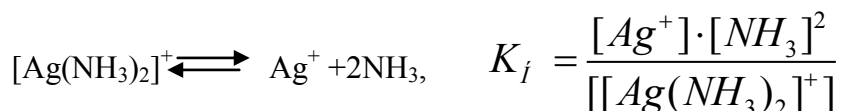


Возникающий в результате первичной диссоциации комплексный ион ведет себя в растворе как целая самостоятельная частица с характерными для нее свойствами. Поэтому в водных растворах комплексных соединений, как правило, нельзя обнаружить присутствие ионов или молекул, входящих в состав внутренней сферы. **Вторичная диссоциация комплексного соединения** – это распад внутренней сферы комплекса на составляющие ее компоненты. Этот вид диссоциации комплексного соединения связан с разрывом ковалентной связи, поэтому вторичная диссоциация сильно затруднена и имеет ярко выраженный равновесный характер подобно диссоциации слабых электролитов:



Вторичная диссоциация, как всякий равновесный процесс, характеризуется константой равновесия. Для количественной характеристики устойчивости внутренней сферы комплексного соединения используют константу равновесия, описывающую полную диссоциацию внутренней сферы комплексного соединения, называемую константой нестойкости (неустойчивости).

Для комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ выражение константы нестойкости имеет вид:



Чем меньше K_n , тем стабильнее комплексный ион, т.е. тем меньше он диссоциирует в водном растворе. Значение константы нестойкости зависит от природы комплексного соединения и свидетельствует о прочности связывания ионов в водных растворах (таблица 6).

Таблица 6

Константы нестойкости комплексных ионов.

Комплексный ион	K_n
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-36}$

§6. Химическая связь в комплексных соединениях. Описание комплексных соединений с позиции теории валентных связей

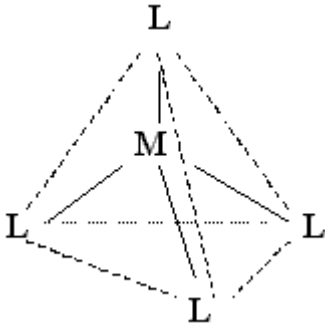
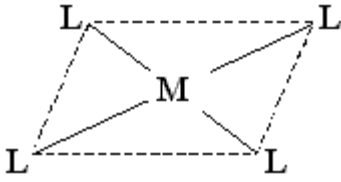
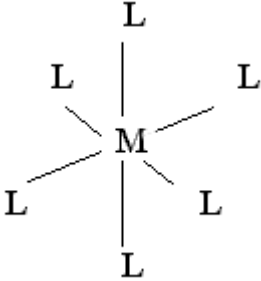
В образовании химической связи во внутренней сфере комплексного соединения важнейшую роль играет донорно-акцепторное взаимодействие лигандов (доноры электронных пар) и комплексообразователя (акцептор).

При этом взаимодействии происходит образование ковалентной химической связи, что определяет строго определенное пространственное расположение лигандов вокруг комплексообразователя и достаточно высокую устойчивость к диссоциации комплексного иона.

Комплексообразователь (атом или катион металла) предоставляет свободные орбитали внешних электронных слоев, которые гибридизуясь, т.е. выравниваясь по энергии и форме, располагаются в пространстве определенным образом. Это и создает структуру внутренней сферы комплекса, которая определяется типом гибридизации исходных свободных атомных орбиталей комплексообразователя (таблица 7). Ионы внешней сферы связаны с комплексным ионом посредством ионной связи.

Таблица 7

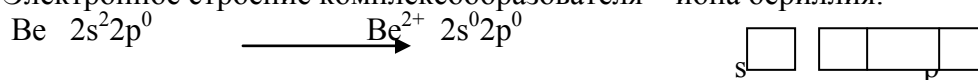
Тип гибридизации комплексообразователя и структура внутренней сферы комплексного соединения.

К.Ч.	Тип гибридизации	Геометрия расположения связей	Структура	Пример комплексного соединения
2	sp	$L - M - L$	линейная	$[Ag(NH_3)_2]^+$
4	sp^3		тетраэдрическая	$[BF_4]^-$ $[Ni(NH_3)_4]^{2+}$
4	sp^2d		квадратно-плоскостная	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$
6	sp^3d^2 , (d^2sp^3)		октаэдрическая	$[Fe(CN)_6]^{3+}$ $[Fe(CN)_6]^{4+}$

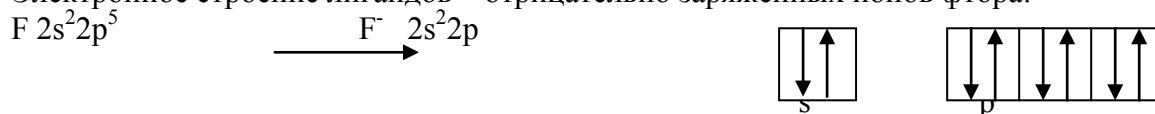
Для объяснения образования и свойств комплексных соединений применяют ряд теорий, в том числе и теорию строения валентных связей. Образование комплексов теория валентных связей относит за счет донорно-акцепторного взаимодействия комплексообразователя и лигандов.

Так, строение тетраэдрического иона $[\text{BeF}_4]^{2-}$ можно рассмотреть следующим образом:

Электронное строение комплексообразователя – иона бериллия:



Электронное строение лигандов – отрицательно заряженных ионов фтора:

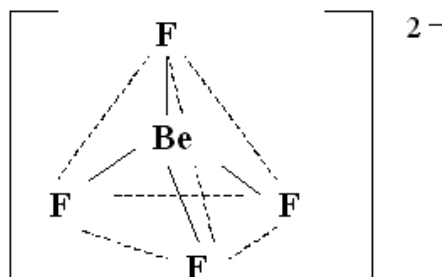


Электронное строение комплексообразователя и лигандов показывает, что комплексообразователь способен предоставить свободные орбитали для образования связи по донорно-акцепторному механизму, а лиганды имеют неподеленные пары электронов, т.е. могут быть донорами электронных пар.

Координационное число комплексного иона равно 4, такое же число вакантных орбиталей комплексообразователя должно принять участие в процессе гибридизации, следовательно, тип гибридизации комплексообразователя – sp^3 , что обуславливает его геометрию в пространстве – тетраэдрическое строение (рисунок 5.2).

Рисунок 5.2.

Пространственная структура комплексного иона.



§7. Медико-биологическая роль комплексных соединений

Многие вещества, присутствующие в организме: аминокислоты, белки, нуклеиновые кислоты и их основания, витамины, гормоны, порфирины, – являются активными лигандами и, взаимодействуя катионами биометаллов, образуют многообразные комплексные соединения, выполняющие определенные биологические функции.

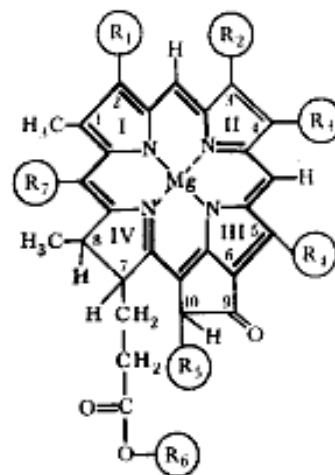
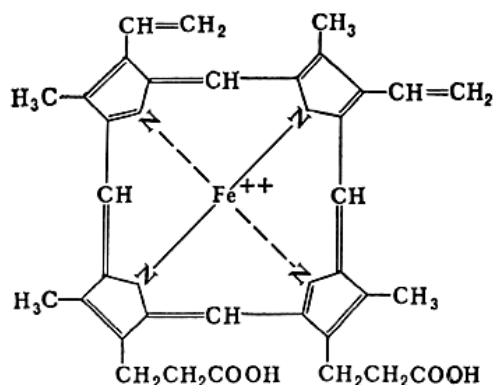
Некоторые природные комплексные соединения содержат в качестве хелатообразующего лиганда порфириновые производные, в которых за счет электронодонорных свойств четырех атомов азота образуются связи с комплексообразователем. В зависимости от природы комплексообразователя изменяются биологические функции этих комплексов.

Кровь содержит комплексное соединение железа – гемоглобин, в нем атом железа, имея одну «координационную вакансию», может связываться с молекулой кислорода. При железодефицитной анемии (малокровии) количество гемоглобина в крови снижается. Для лечения назначают прием препаратов железа. Наиболее эффективные, в которых железо связано в комплекс, например с аскорбиновой кислотой или никотинамидом (витамином РР).

Похожий на гемоглобин комплекс есть и в зеленых растениях: комплексы порфирина с катионом магния образуют активную часть молекулы хлорофилла (рисунок 5.3).

Рисунок 5.3.

Активная часть молекул гемоглобина и хлорофилла.



Связанные в комплексы ионы кобальта, молибдена, меди присутствуют в ферментах, без которых не может функционировать ни один живой организм. В организме постоянно происходит образование и разрушение жизненно необходимых биоконплексов, построенных из катионов «металлов жизни», или биометаллов и биолигандов. При этом за счет обмена с окружающей средой поддерживается на определенном уровне концентрация участвующих в этом равновесии веществ, обеспечивая состояние металлолигандного гомеостаза. Нарушение этого состояния смещает равновесие в ту или иную сторону, что приводит к изменениям в метаболизме организма.

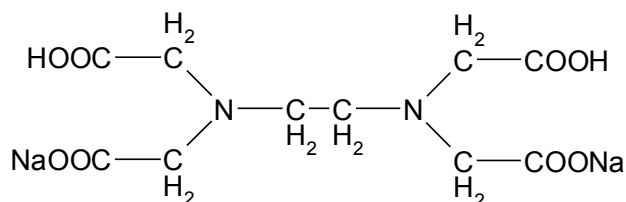
Нарушение металлолигандного гомеостаза происходит по разным причинам: длительное непоступление в организм катионов биогенных металлов или поступление их в значительно меньших количествах, чем необходимо для жизнедеятельности; поступление катионов биометаллов в количествах заметно больших, чем необходимо для жизнедеятельности.

Эти нарушения могут быть вызваны несбалансированным питанием или биогеохимическими особенностями территорий, где проживает человек.

Более серьезные нарушения в метаболизме организма вызываются поступлением катионов металлов-токсикантов (тяжелых металлов) или лигандов-токсикантов. В результате деятельности человека в окружающую среду поступают различные вещества. Существенную роль в загрязнении окружающей среды играют: электрохимические производства, поставляющие практически любые металлы-токсиканты, особенно ртуть, кадмий и хром; выхлопные газы автотранспорта – свинец; а также отходы металлургической и атомной промышленности, поставляющие широкий спектр различных металлов-токсикантов. Попадание их в организм может вызвать тяжелые последствия, например появление опухолей, мутагенез, нарушение обмена веществ.

Детоксикацию организма от металлов-токсикантов можно проводить при помощи лиганд-препаратов на основе полидентантных лигандов, которые образуют с токсикантами прочные водорастворимые комплексы (хелатотерапия).

Один из наиболее известных полидентантных лигандов – динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (другие названия: ЭДТА, комплексон III, трилон Б). Для связи с центральным атомом этот лиганд может использовать до шести центров: четыре атома кислорода карбоксильных групп и неподеленные пары электронов атомов азота.



Трилон Б

§8. Комплексные соединения ионов металлов с органическими реагентами. Хелаты и ионные ассоциаты.

Обнаружение многих катионов и анионов осуществляют с помощью комплексообразующих органических реагентов (например, диацетилдиоксим служит для обнаружения Ni^{2+} , ализарин - для обнаружения Al^{3+} , 8-оксихинолин – Mg^{2+} , фенантролин – Fe^{3+} , дитизон - Zn^{2+} и др.).

Для разделения катионов и анионов из водных растворов применяют органические реагенты. Для этого к водному раствору соли металла добавляют раствор органического лиганда и полученный комплекс экстрагируют из водной фазы в органический растворитель.

Условием экстрагируемости комплексов является образование ионных ассоциатов, которые могут экстрагироваться в органическую фазу. Примером использования экстрагирующихся ассоциатов является экстракционно-фотометрическое определение бора в виде ионного ассоциата комплексного аниона $[\text{BF}_4]^-$ - с катионом красителя метиленового голубого МГ: $[\text{МГ}] + [\text{BF}_4]^-$.

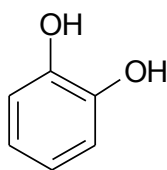
Образовавшийся ионный ассоциат является электронейтральным и экстрагируется органическим растворителем.

Электронейтральными являются многие внутрикомплексные (хелатные) соединения, которые, как правило, хорошо растворимы в органических растворителях. Наиболее широко применяются для экстракции металлов такие хелатообразующие реагенты. Как дитизон, пиридил - азнафтол, диэтилтиокарбамид и т.д.

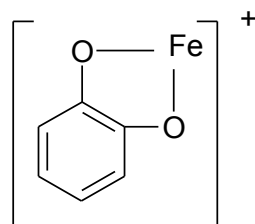
Комплексные соединения катионов с органическими реактивами называют комплексонами. Эти реакции сопровождаются образованием внутрикомплексных (хелатных) соединений. Большое значение в аналитической химии имеет комплексон III (трилон Б), натриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$).

Молекула органического лиганда должна иметь определенные специфические связи, сопровождающиеся аналитическими эффектами (появление осадка, изменение окраски или то и другое вместе).

Эти группировки называют функционально – аналитическими группировками (ФАГ).



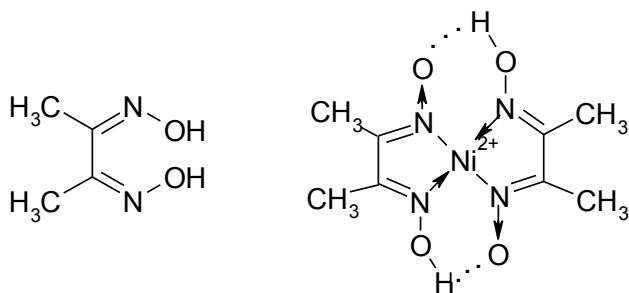
Пи рокатехин



Пирокатехин железа(III)

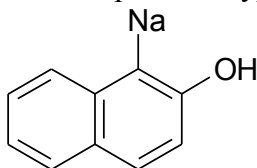
Согласно принципу Чугаева в комплексообразование вступают органические реагенты, дающие с ионами металлов циклы. Чем больше циклов (4,5,6,7 и 8 – членных) образуется вокруг иона металлов тем устойчивее соединение.

Например, диметилглиоксим (диацетилдиоксим).

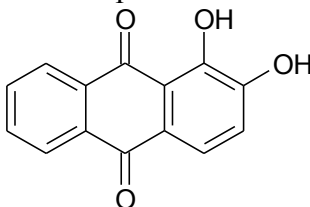


Аналитические свойства продукта реакции меняют аналитически активные группы (ААГ). Свойствами аналитически активных групп в органических лигандах обладают ауксохромные группы, влияющие на систему сопряженных π -связей и углубляющие окраску комплекса (Cl^- , Br^- , I^- , C_6H_5^- и т.д.).

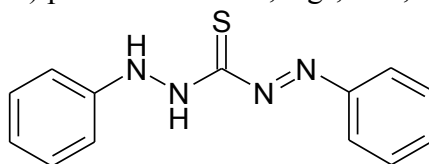
1-нитрозо-2-нафтол - реактив на Co^{2+} дает красно – бурый осадок.



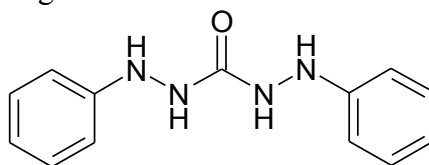
Ализарин - реактив на Al^{3+} дает розово – красный осадок (алюминиевый лак).



Дитизон (дифенилтиокарбазон) реактив на Zn^{2+} , Ag^+ , Pb^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} и т.д.



Дифенилкарбазид, реактив на Hg^{2+}



При выборе специфических реакций на ионы, обладающие собственной окраской, например, на ионы Ni^{2+} , подходящим реагентом оказывается бесцветный диметилглиоксим, т.е. реагент не отличающийся хромоформными свойствами. Элементы, обладающие хромоформным действием (Ni^{2+} , Co^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} и т.д.) дают с бесцветным органическими реагентами окрашенные соединения при образовании связей с кислородом (Kt-O-), с аминным азотом (Kt-N=), с сульфидной серой (Kt-S-). Органические реагенты могут использоваться как комплексообразователи для маскировки ионов, т.е. для связывания в комплексы тех ионов, которые мешают проведению реакций обнаружения других ионов.

Например, ионы Fe^{3+} маскируют реакции обнаружения Co^{2+} реакцией с роданидом аммония.

Так, обнаружению Co^{2+} с роданидом (тиоцианатом) аммония мешают ионы Fe^{3+} . Тогда ионы Fe^{3+} маскируют взаимодействием с тартратами (солями винной кислоты) или фторидами.

Однако, ионы Fe^{3+} также реагируют с роданидом аммония, образуя кроваво – красное окрашивание, которое делает незаметным ее окрашивание, вызываемое ионами Co^{2+} . С целью маскировки Fe^{3+} в раствор добавляют маскирующие реагенты фториды, фосфаты, оксалаты и т. д., образующие с ионами Fe^{3+} сильно-кислой среде устойчивые комплексные анионы, такие как $[\text{Fe F}_6]^{3-}$, $[\text{Fe (PO}_4)_2]^{3-}$, $[\text{Fe (C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$.

В качестве маскирующих реагентов используют такие органические комплексообразователи как тиомочевина, гидроксилламин, винная, лимонная комплексоны.