

Федеральное агентство по образованию
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Тихоокеанский государственный университет»

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

**Методические указания
к практическим занятиям для студентов 1-го курса
экологических и механических специальностей**

Хабаровск
Издательство ТОГУ
2006

Комплексные соединения : методические указания к практическим занятиям для студентов экологических и механических специальностей /сост. Ж. Н. Янковец. – Хабаровск : Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2006. – 20 с.

Методические указания предназначены для студентов, изучающих раздел химии «Комплексные соединения». В них рассмотрены основные понятия химии комплексных соединений, их строение, номенклатура, устойчивость в водных растворах. Представлены многовариантные задания для самоподготовки студентов и примеры решения к ним.

Печатается в соответствии с решениями кафедры химии и методического совета факультета математического моделирования и процессов управления

© Тихоокеанский
государственный университет,
2006

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ А. ВЕРНЕРА

Комплексными соединениями называются вещества, в узлах кристаллической решетки которых находятся сложные комплексные ионы (или молекулы), способные к самостоятельному существованию как в растворе, так и в кристаллическом состоянии.

Согласно теории строения комплексных соединений А. Вернера, большинство комплексных соединений имеет в своем составе *внутреннюю сферу* (комплексный ион) и *внешнюю*.

В формулах комплексных соединений внутреннюю сферу заключают в квадратные скобки. Например, в соединении $K_3[Al(OH)_6]$ внутренней сферой является ион $[Al(OH)_6]^{3-}$, а внешнюю сферу составляют три иона калия.

В состав внутренней сферы входят *центральный ион* (реже – атом), называемый также *комплексообразователем*, который координирует вокруг себя ионы противоположного знака или нейтральные молекулы – *лиганды*.

Заряд комплексного иона равен алгебраической сумме зарядов всех ионов внутренней сферы. Например, заряд комплексного иона $[Cr^{+3}(H_2O)_4^0NH_3^0Cl^-]$ с комплексообразователем Cr^{+3} равен сумме зарядов: $+3 + 0 + 0 + (-1) = +2$.

Комплексообразователями могут являться ионы и атомы большинства металлов и некоторых неметаллов периодической системы элементов Д. И. Менделеева, но чаще всего это ионы d-элементов: Cu^{2+} , Ag^+ , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Co^{3+} , Co^{2+} , Cr^{3+} и т. д.

Лигандами могут быть как анионы неорганических и органических кислот и оснований (Cl^- , F^- , Br^- , NO_2^- , NO_3^- , CN^- , $C_2O_4^{2-}$, OH^- и т. д.), так и нейтральные неорганические или органические молекулы, имеющие неподеленные электронные пары (H_2O , NH_3 , $NH_2-CH_2-CH_2-NH_2$ и т. д.).

Внутренняя сфера комплексного соединения может состоять не только из одинаковых, но и из разнородных лигандов.

Число мест, занимаемых всеми лигандами в комплексном ионе возле комплексообразователя, называется *координационным числом (КЧ)*.

Координационное число часто определяется валентностью (степенью окисления) комплексообразователя (табл. 1).

Таблица 1

Взаимосвязь степени окисления и координационного числа комплексообразователя

Валентность комплексообразователя	КЧ	Пример комплексного соединения
I	2; 3	$[Ag(NH_3)_2]Cl$
II	4; 6	$Na_2[Zn(OH)_4]$
III	4; 6	$Na_3[Al(OH)_6]$, $Na[Al(OH)_4]$
IV	6	$[Pt(NH_3)_2Cl_4]$

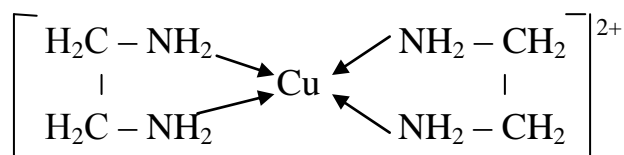
Примечание: наиболее характерное координационное число выделено.

Известны комплексные соединения с координационными числами 3, 5, 7, 8 и 12, но они достаточно редко встречаются.

Лиганды могут занимать во внутренней сфере одно или несколько мест, т. е. соединяться с центральным ионом посредством одного или нескольких атомов. По этому признаку характеризуют *дентантность* лигандов. Различают монодентантные, би-, три-... и полидентантные лиганды.

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

К бидентантным относятся молекулы этилендиамина $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$, занимающие по два места в комплексном ионе



Примечание: химическая связь обозначается сплошной линией, а координационная – стрелкой.

В качестве бидентантных лигандов часто выступают также ионы CO_3^{2-} , SO_4^{2-} и им подобные.

КЛАССИФИКАЦИЯ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

1. По характеру заряда комплексного иона комплексные соединения бывают:

– катионные (положительный заряд внутренней сферы), например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4] \text{Cl}_2$ (комплексный ион $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$);

– анионные (отрицательный заряд внутренней сферы), например, $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{NO}_2)_4]$ (комплексный ион $[\text{Cd}(\text{NO}_2)_4]^{-2}$);

– нейтральные (представлены только одной внутренней сферой, которая является электронейтральной), например, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3]^0$.

2. По характеру лигандов комплексные соединения делятся:

1) на ацидокомплексы, лигандами которых являются анионы кислот, например, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$;

2) аквакомплексы, лигандами которых являются молекулы воды, например, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$;

3) аммиакаты, лигандами которых являются молекулы аммиака, например, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$;

4) гидроксокомплексы, лигандами которых являются гидроксильные ионы OH^- , например, $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;

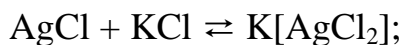
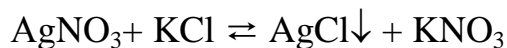
5) неоднородные (смешанные) комплексы, лигандами которых являются различные молекулы и ионы, например, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$;

6) полигалогениды типа $\text{K}[\text{I}_3]$ или $\text{Sb}[\text{ICl}_4]$;

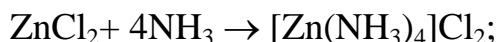
7) изо- и гетерополикислоты и их производные типа $\text{H}_7[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$.

3. По способу присоединения лигандов комплексные соединения делятся на 3 основные группы:

1) образованные по типу присоединения. Общим методом получения комплексов типа присоединения является действие избытка реагента на соли связываемого в комплекс иона:



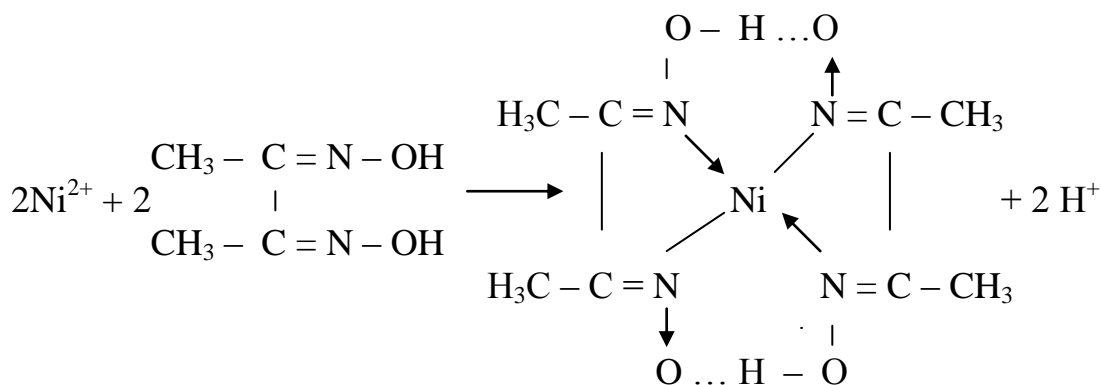
2) образованные по типу внедрения, например,



3) хелаты и внутрикомплексные соединения.

Хелатами называются комплексные соединения, в состав которых входят циклические группировки, включающие комплексообразователь. Важной группой хелатов являются внутрикомплексные соединения, в которых лигандами являются органические ионы, связанные с комплексообразователем как обычной, так и координационной связью.

Типичным внутрикомплексным соединением является ярко-красное соединение ионов никеля с диметилглиоксимом, нерастворимое в воде



НОМЕНКЛАТУРА КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Общепринята номенклатура, основанная на рекомендациях Международного союза чистой (теоретической) и прикладной химии (IUPAC).

Число лигандов указывается греческими числительными: 1 – моно, 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта и т. д.

Названия наиболее часто встречающихся лигандов приведены в табл. 2.

Названия лигандов

Нейтральные молекулы	Анионы
H ₂ O – аква	NO ₂ ⁻ – нитро
NH ₃ – аммин	NO ₃ ⁻ – нитра
N ₂ H ₄ – гидразино	CN ⁻ – циано
NO – нитрозил	SCN ⁻ – родано
CO – карбонил	Cl ⁻ – хлоро
NH ₂ CH ₃ – метиламин	Br ⁻ – бромо
Ph ₃ P или (C ₆ H ₅) ₃ P – трифенилфосфин	I ⁻ – йодо
Pu или C ₆ H ₅ N – пиридин	OH ⁻ – гидроксо
ЭДТА – этилендиаминтетрауксусная кислота	SO ₄ ²⁻ – сульфато
En или H ₂ N – CH ₂ – CH ₂ – NH ₂ – этилендиамин	C ₂ O ₄ ²⁻ – оксалато
	S ₂ O ₃ ²⁻ – тиосульфато
	CO ₃ ²⁻ – карбонато
	H ⁻ – гидридо
	F ⁻ – фторо

Номенклатура IUPAC предусматривает следующие правила:

1. Первым в именительном падеже называется анион, затем в родительном падеже – катион.
2. Называя лиганды, начинают с нейтральных частиц, а затем переходят к заряженным.
3. Если комплексообразователь входит в состав анионного комплекса, то употребляется латинское название этого элемента, после которого римскими цифрами указывается степень окисления, а в конце прибавляется окончание «ат».
4. В случае, когда центральный атом входит в состав комплексного катиона, используется русское название элемента, и в скобках также римскими цифрами указывается степень его окисления.
5. Для нейтральных комплексов название комплексообразователя приводится в именительном падеже, степень окисления центрального атома можно не указывать.

Например:

[Cu(NH₃)₄]Cl₂ – хлорид тетраамминмеди (II);

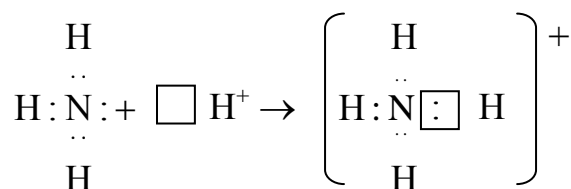
[Pt(NH₃)₃NO₂Cl]SO₄ – сульфат триамминнитрохлороплатины (IV)

K₄[Fe(CN)₆] – гексацианоферрат (II) калия;

K[AgF₄] – тетрафтороаргентат (III) калия;

[Cr(OH)₃H₂O(C₆H₅N)₂] – дипиридинакватригидроксохром;

[PtCl₄(NH₃)₂] – диамминтетрахлороплатина.



Атомы или ионы, предоставляющие неподеленные пары электронов для образования связи с другими атомами или ионами, называются *донорами*.

Атомы или ионы, предоставляющие свободные орбитали (принимающие неподеленные пары электронов), называются *акцепторами*.

Образованная таким образом ковалентная связь называется *донорно-акцепторной* или *координационной связью*.

Метод валентных связей (Л. Полинг) принимает идею о донорно-акцепторной связи, выдвинутую теорией ковалентной связи, но учитывает *гибридизацию* орбиталей. При гибридизации все орбитали электронов комплексобразователя (s-, p- или d-орбитали), осуществляющие химические связи, становятся совершенно одинаковыми по форме и энергии, за исключением их направлений.

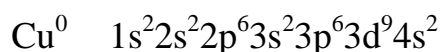
Координационное число центрального атома при этом равно числу гибридных орбиталей (табл. 3).

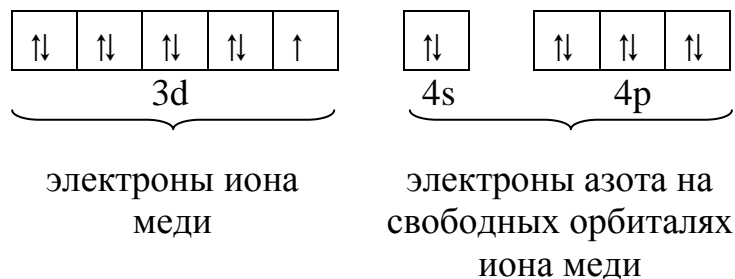
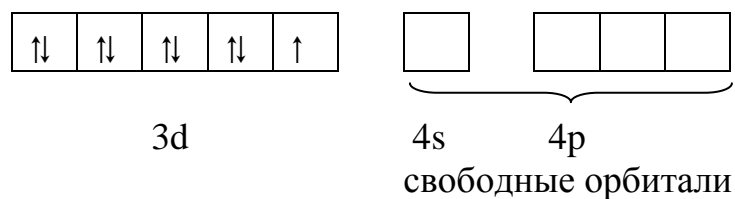
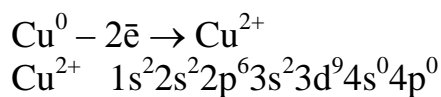
Таблица 3

Зависимость пространственной конфигурации комплексов от типа гибридизации

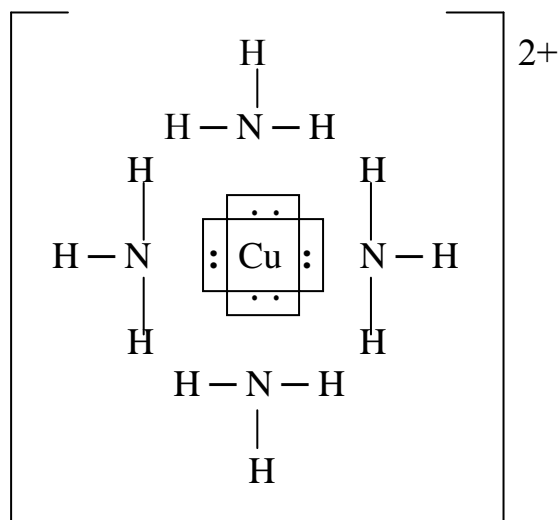
Тип гибридизации	Пространственная конфигурация	КЧ	Пример комплексного иона
sp	линейная	2	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$
sp^2	треугольная	3	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_3]^+$
sp^3	тетраэдрическая	4	$[\text{AlCl}_4]^-$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
dsp^2	квадратная	4	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$
dsp^3	тригональная бипирамида	5	$\text{Fe}(\text{CO})_5$
d^2sp^3	октаэдрическая	6	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$
sp^3d^2	октаэдрическая	6	$[\text{CoF}_6]^{3-}$

Рассмотрим образование аммиачного комплекса двухвалентной меди $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Электронные пары азота в молекулах аммиака (доноры) располагаются на свободных орбиталях иона-комплексобразователя Cu^{2+} (акцептора):





Осуществляется sp^3 -гибридизация, координационное число равно 4, тетраэдрическая координация:



Теория валентных связей позволила объяснить пространственную конфигурацию, координационное число и магнитные свойства веществ. Каждый электрон обладает определенным магнитным моментом. Если электроны спарены, их магнитные моменты взаимно компенсируются и вещество является *диамагнитным* (не обладает магнитными свойствами). Если же в состав молекул входят неспаренные электроны, то вещество является *парамагнитным* (обладает магнитными свойствами).

Комплексное соединение $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ является парамагнетиком, т.к. имеет неспаренный электрон на 3d-орбитали.

Теория кристаллического поля позволила объяснить окраску комплексных соединений, а метод молекулярных орбиталей позволил объяснить природу связи в комплексах с органическими циклическими ненасыщенными молекулами и ионами в качестве лигандов. Из всех теорий образования комплексных соединений ММО следует признать как наиболее перспективный. Однако в более простых случаях для выяснения качественной стороны вопроса часто пользуются рассмотренными выше теориями.

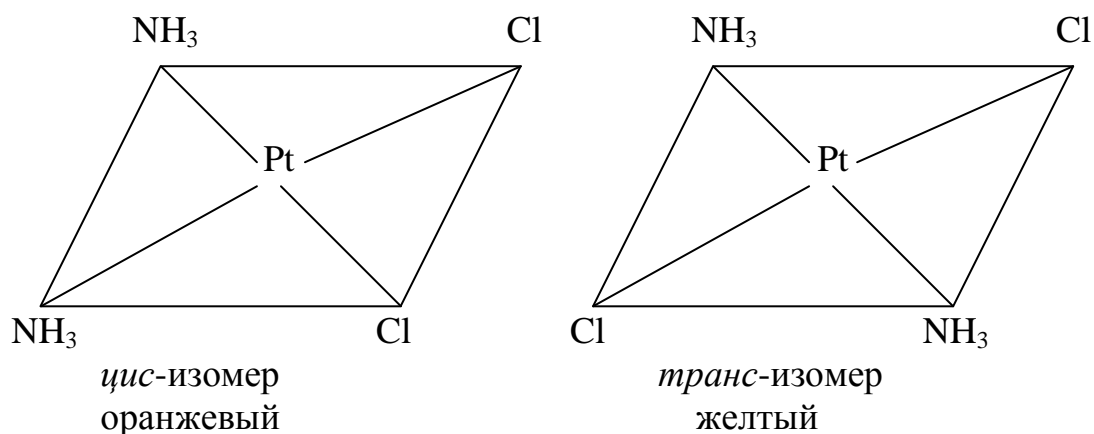
ИЗОМЕРИЯ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Изомерией называется способность веществ образовывать два и более соединений одинакового состава, но отличающихся по свойствам. Это явление обусловлено различным расположением лигандов в пространстве вокруг комплексообразователя. Различают геометрическую, ионизационную, координационную, гидратную и другие виды изомерии комплексных соединений.

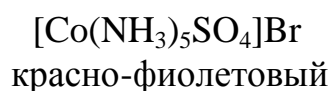
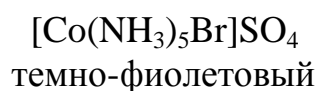
Геометрическая (цис – транс) изомерия проявляется для комплексов с разнородными лигандами, характерна для октаэдрических и квадратных комплексов.

В *цис*-изомере однородные лиганды находятся по одну сторону от комплексообразователя, в *транс*-изомере они разделены центральным атомом.

Например:



Ионизационная изомерия состоит в различном распределении ионов в комплексах между внутренней и внешней координационными сферами:



Свежеприготовленный раствор первого комплекса дает осадок с ионами Ba²⁺(BaSO₄), а второго – с ионами Ag⁺(AgBr).

Координационная изомерия наблюдается у комплексных соединений, которые содержат в своем составе несколько комплексных ионов. Она связана с различным распределением лигандов во внутренних координационных сферах этих ионов. Так, два координационных изомера $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \cdot [\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ и $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-} \cdot [\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ могут быть получены следующими способами:

1. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3 + \text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6] = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6] + 3\text{KCl}$
2. $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6] + [\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3 = [\text{Co}(\text{CN})_6][\text{Cr}(\text{NH}_3)_6] + 3\text{KCl}$

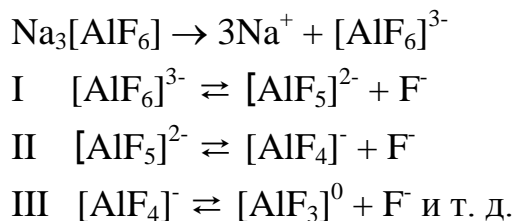
Гидратная изомерия обусловлена различным распределением молекул воды между внутренней и внешней координационными сферами.

Так, $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ имеет три гидратных изомера:



РАВНОВЕСИЯ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Комплексные соединения, подобно всем электролитам, диссоциируют в водных растворах. Сначала комплекс диссоциирует как сильный электролит на внешнюю и внутреннюю сферы. Затем комплексный ион диссоциирует ступенчато как слабый электролит. Например:



Так как диссоциация комплексного иона – процесс равновесный и обратимый, то для каждой ступени диссоциации имеется своя константа равновесия. Константу диссоциации комплексного иона иначе называют *константой нестойкости* ($K_{\text{нест}}$).

$$K_{\text{нестI}} = \frac{[\text{AlF}_5]^{2-}][\text{F}^-]}{[\text{AlF}_6]^{3-}}$$

$$K_{\text{нестII}} = \frac{[\text{AlF}_4]^-][\text{F}^-]}{[\text{AlF}_5]^{2-}} \text{ и т. д.}$$

Чем больше величина этой константы, тем больше способность комплекса распадаться на входящие в его состав компоненты, и, следовательно, тем менее он устойчив.

Иногда при расчетах используют не $K_{\text{нест}}$, а величину ей обратную, называемую *константой устойчивости*:

$$K_{\text{уст}} = \frac{1}{K_{\text{нест}}}$$

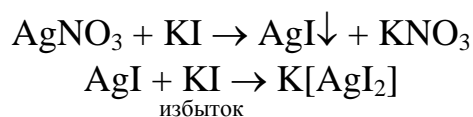
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1

Напишите уравнения реакций между нитратом серебра и иодидом калия, приводящие к образованию комплексного соединения с координационным числом 2. Укажите внутреннюю и внешнюю сферы в полученном комплексе, степень окисления комплексообразователя, заряды лигандов и комплексного иона. Назовите комплексное соединение, запишите уравнения его электролитической диссоциации в водном растворе, приведите выражения и значения констант нестойкости по каждой ступени, укажите закономерности изменения их величин.

Решение

В данном случае комплексное соединение образуется по типу присоединения (действием избытка реагента):

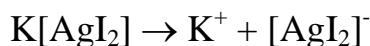


Координационное число указывает на наличие двух лигандов в данном веществе. Внешнюю сферу составляют ионы K^+ , а внутреннюю (комплексный ион) – $[\text{AgI}_2]^-$.

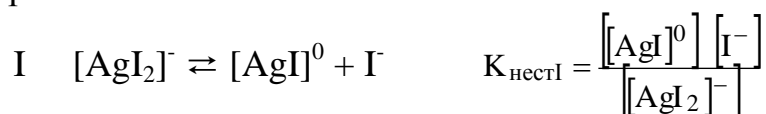
Заряды комплексообразователя и лигандов распределяются следующим образом: $\text{K}[\text{Ag}^+\text{I}_2^-]$.

Полученный комплекс носит название дийодоаргентат (I) калия.

В водном растворе он сначала диссоциирует как сильный электролит на внешнюю и внутреннюю сферы:

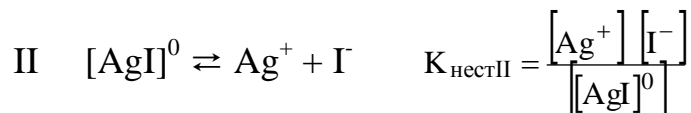


Комплексный ион диссоциирует затем как слабый электролит с установлением равновесия в системе:



В справочнике [3] приведены величины логарифмов констант устойчивости комплексных ионов. Первой ступени диссоциации этого комплекса соответствует $\lg K_2 = \lg K_{1,2} - \lg K_1 = 11,74 - 6,58 = 5,16$, следовательно,

$$K_{уст} = 7,0 \cdot 10^6, \text{ тогда } K_{неустI} = \frac{1}{7,0 \cdot 10^6} = 7,0 \cdot 10^{-6}.$$



$\lg K_1 = 6,58$, следовательно, $K_{уст} = 2,7 \cdot 10^7$, тогда

$$K_{неустII} = \frac{1}{K_{уст}} = \frac{1}{2,7 \cdot 10^7} = 2,7 \cdot 10^{-7}.$$

$K_{неустI} > K_{неустII}$, значит комплексный ион $[\text{AgI}_2]^-$ менее устойчив, чем $[\text{AgI}]^0$.

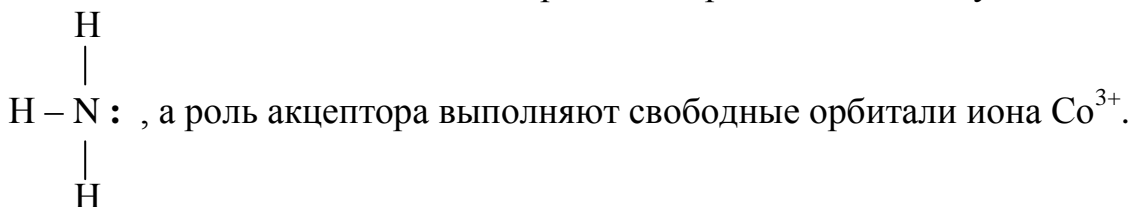
Пример 2

Какие из перечисленных комплексных соединений обладают магнитными свойствами:

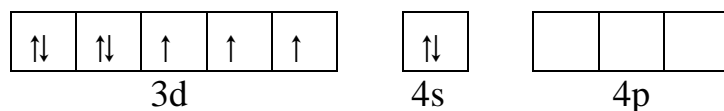
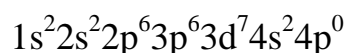
хлорид гексаамминкобальта (III) или гексафторокобальтат (III) натрия?

Решение

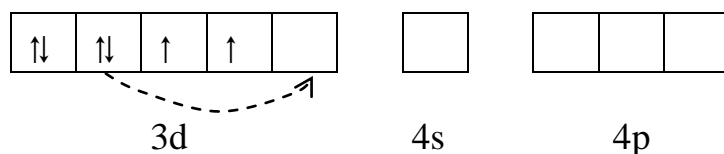
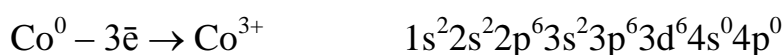
Хлорид гексаамминкобальта (III) – $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$. Образование комплексного иона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ происходит по донорно-акцепторному механизму: донором являются неподеленные электронные пары азота в молекулах аммиака



Электронные конфигурации атома Co^0 :



Ион-комплексообразователь Co^{3+} в этих комплексных ионах имеет электронную конфигурацию:

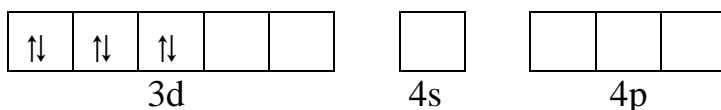


В соответствии с правилом Хунда:

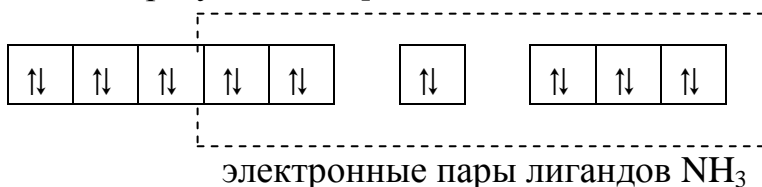


Лиганды комплексных ионов – полярные молекулы NH_3 и анионы F^- . Координационное число Co^{3+} в данном случае равно 6, т. е. комплексообразователь присоединяет 6 лигандов. Каждый из лигандов NH_3 и F^- имеет неподеленную электронную пару, являясь донором электронов. Для размещения шести электронных пар шести лигандов ион-комплексообразователь Co^{3+} (акцептор) должен предоставить шесть свободных орбиталей.

Молекулы NH_3 создают сильное поле. При образовании комплексного иона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ под действием объемных молекул NH_3 4 электрона в d-состоянии иона Co^{3+} сначала образуют электронные пары, освобождая две 3d-орбитали:



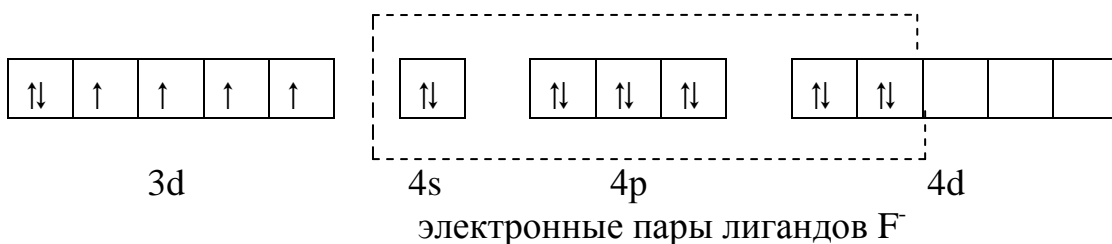
Затем образуется ион $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, имеющий строение:



При образовании этого комплексного иона имеет место d^2sp^3 -гибридизация, причем она осуществляется при участии предвнешних d-орбиталей 3-го энергетического уровня иона Co^{3+} .

Отсутствие неспаренных электронов в структуре этого комплекса указывает на отсутствие магнитных свойств у него, т. е. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ является диамагнетиком.

Ионы F^- создают слабое поле, поэтому в случае иона $[\text{CoF}_6]^{3-}$ образования пар электронов d-состояния ионов Co^{3+} не происходит. Шесть неподеленных электронных пар ионов F^- располагаются на свободных s-, p-, и d-орбиталях 4-го энергетического уровня. Комплексный ион $[\text{CoF}_6]^{3-}$ имеет строение:



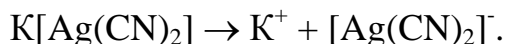
В данном случае имеет место sp^3d^2 -гибридизация. В образовании этого иона участвуют свободные d-орбитали иона Co^{3+} 4-го (внешнего) энергетического уровня.

Наличие неспаренных электронов характеризует магнитные свойства $\text{Na}_3[\text{CoF}_6]$ (парамагнетик).

NaCN – сильный электролит, поэтому необратимо диссоциирует в водном растворе: $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$.

Избыточное количество ионов CN^- по принципу Ле Шателье смещает равновесие системы $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$ влево, поэтому концентрацией ионов CN^- , образовавшихся в процессе диссоциации комплексного иона, можно пренебречь и считать $C_{\text{M}}(\text{CN}^-) = 0,05$ моль/л.

Комплексная соль диссоциирует по схеме:



Концентрация комплексного иона $C_{\text{M}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 0,01 = 10^{-2}$ моль/л.

Из выражения $K_{\text{нест}}$ находим концентрацию ионов Ag^+ :

$$\frac{C_{\text{M}}(\text{Ag}^+) \cdot (0,05)^2}{10^{-2}} = 1 \cdot 10^{-21}$$

$$C_{\text{M}}(\text{Ag}^+) \cdot 25 \cdot 10^{-4} = 10^{-23}$$

$$C_{\text{M}}(\text{Ag}^+) = 0,4 \cdot 10^{-20} \text{ моль/л.}$$

МНОГОВАРИАНТНЫЕ ЗАДАНИЯ

Задание 1

Вещества А и В (табл. 4) взаимодействуют друг с другом с образованием комплексного соединения по типу присоединения или внедрения. Составьте уравнение реакции, приняв координационное число комплексообразователя равным Д. Определите внутреннюю и внешнюю сферы в полученном комплексном соединении, степень окисления комплексообразователя, заряды лигандов и комплексного иона. Назовите комплексное соединение, запишите уравнения его электролитической диссоциации, приведите выражения и значения констант нестойкости по каждой ступени, укажите закономерности изменения их величин.

Таблица 4

Варианты заданий

Вариант	Вещества А и В	Д	Вариант	Вещества А и В	Д
1	PbI_2 и KI	4	16	$\text{Sb}(\text{OH})_3$ и KOH	6
2	$\text{Cd}(\text{OH})_2$ и NH_3	6	17	$\text{Fe}(\text{CN})_3$ и KCN	6
3	$\text{Al}(\text{OH})_3$ и NaOH	4	18	$\text{Ni}(\text{OH})_2$ и NH_3	6
4	$\text{Fe}(\text{CN})_2$ и KCN	6	19	PtCl_4 и KCl	6
5	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и KI	4	20	$\text{Co}(\text{OH})_2$ и $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$	3
6	BeF_2 и KF	4	21	$\text{Au}(\text{CN})_3$ и KCN	4
7	SnCl_2 и KCl	4	22	$\text{Pb}(\text{OH})_2$ и KOH	4
8	$\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	2	23	AgCl и NH_3	2

9	$\text{Cd}(\text{NO}_2)_2$ и KNO_2	4	24	$\text{Ni}(\text{OH})_3$ и KCN	6
10	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ и NH_3	4	25	CuI и KI	2
11	CH_3COOAg и CH_3COONa	2	26	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ и NH_3	6
12	HgI_2 и KI	4	27	HgCl_2 и KCl	4
13	AlF_3 и KF	6	28	FeCl_3 и KCl	4
14	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ и NaOH	4	29	ZrF_4 и KF	6
15	PtCl_2 и KCl	4	30	ZnCO_3 и NH_3	6

Задание 2

С позиции метода валентных связей дайте объяснение пространственного строения и магнитных свойств комплексных соединений, указанных в Вашем варианте (табл. 5). Изобразите возможные геометрические изомеры.

Таблица 5

Варианты заданий

Вариант	Комплексные соединения
1	хлорид пентааквахлорохрома (III); гексацианоферрат (II) калия
2	тетранитродиаминокобальтат (II) натрия; гексацианоферрат (III) калия
3	триамминтрироданохром; тетрагидроксоцинкат (II) калия
4	дихлоротетрацианоплатинат (IV) натрия; хлорид диамминсеребра (I)
5	нитрат гексаакваникеля (II); диакватетрагидроксоалюминат (III) калия
6	сульфат тетраамминмеди (II); тетранитрадихлороплатинат (IV) бария
7	бромид гексаакватитана (III); дихлоротетрафторокобальтат (III) калия
8	триоксалатокобальтат (III) натрия; бромид тетраамминдибромкобальта (III)
9	хлорид тетраамминдинитракобальта (III); гептацианоникеллат (III) калия
10	гексароданованадат (III) натрия; хлорид тетраамминдиаквакобальта (III)
11	хлорид тетраамминаквабромохрома (III); дифтородинитрокадмат (II) натрия
12	хлорид гексаамминкобальта (II); дибромотетрафтороферрат (III) калия
13	трихлоротрифтороплатинат (IV) водорода; диамминтетрахлороплатина (IV)
14	тетрагидроксоплюмбат (II) натрия; сульфат дигидразинодиамминмеди (II)

15	дибромотаэтрагидроксостаннат (IV) калия; бромид триамминтриаквакобальта (III)
16	гексахлороплатинат (IV) аммония; хлорид тетрааквадихлорохрома (III)
17	хлорид гексааквамарганца (IV); дисульфатобериллат (II) натрия

Окончание табл. 5

Вариант	Комплексные соединения
18	гексацианокобальтат (III) серебра; дигидразиодинитрокобальта (II)
19	хлорид диамминдиаквадигидразионикеля (II); тетрароданогидраргират (II) натрия
20	трифторотрихлорованадат (V) калия; бромид гексаакважелеза (II)
21	дихлоротетрароданоманганат (II) лития; хлорид гексааквацинка (II)
22	йодид триамминнитрортути (II); гептафторотанталат (V) калия
23	дифторотетраиодогерманат (IV) натрия; хлорид тетрааквамеди (II)
24	тетрагидроксокупрат (II) бария; трифторотрибромтитанат (III) рубидия
25	хлорид гексаакваалюминия (III); дихлоротетраиодовисмутат (III) калия
26	тетрагидроксоборат (III) калия; бромид тетрааквадигидроксоалюминия (III)
27	гексагидроксостаннат (IV) натрия; тетрааквадихлорожелеза (II)
28	гексафтороарсенат (V) калия; хлорид триамминтриакваникеля (III)
29	дироданотетрахлорокадмат (II) цезия; хлорид диамминмеди (I)
30	гексанитрокобальтат (III) натрия; тетраамминдигидроксомеди (II)

Задание 3

Вычислите концентрацию ионов комплексообразователя в 0,1 М растворе комплексного соединения А, если константа нестойкости комплексного иона равна В, и в растворе содержится вещество Д концентрацией С (табл. 6). Степень диссоциации А принять равной 1.

Варианты заданий

Вариант	А	В	Д	С, моль/л
1	$K[Ag(NO_2)_2]$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$NaNO_2$	0,1
2	$K_3[Ag(S_2O_3)_2]$	$1,1 \cdot 10^{-13}$	$Na_2S_2O_3$	0,02
3	$Na [Ag(CN)_2]$	$1,1 \cdot 10^{-21}$	KCN	0,01
4	$K_2[HgCl_4]$	$8,5 \cdot 10^{-16}$	$NaCl$	0,5

Окончание табл. 6

Вариант	А	В	Д	С, моль/л
5	$Na_2[HgBr_4]$	$1,0 \cdot 10^{-21}$	KBr	0,01
6	$K_2[HgI_4]$	$1,5 \cdot 10^{-30}$	NaI	0,1
7	$Na_2[Hg(CN)_4]$	$4,0 \cdot 10^{-42}$	KCN	0,001
8	$K_2[Cd(CN)_4]$	$7,8 \cdot 10^{-18}$	$NaCN$	0,05
9	$K_3[Cu(CN)_4]$	$5,0 \cdot 10^{-31}$	$NaCN$	0,001
10	$[ZrF_2]Cl_2$	$7,6 \cdot 10^{-17}$	NaF	0,05
11	$Na[HgI_3]$	$2,5 \cdot 10^{-28}$	KI	0,01
12	$K_2[CdI_4]$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	NaI	0,1
13	$Na_3 [Ag(SCN)_4]$	$8,3 \cdot 10^{-11}$	NH_4SCN	0,02
14	$Na_3 [AlF_6]$	$1,44 \cdot 10^{-20}$	KF	0,01
15	$[BiBr_2]Cl$	$2,8 \cdot 10^{-6}$	$NaBr$	0,5
16	$Na_2[PdI_4]$	$1,3 \cdot 10^{-25}$	KI	0,01
17	$[ZrF_3]Br$	$1,2 \cdot 10^{-22}$	NaF	0,1
18	$Na [InF_4]$	$2,0 \cdot 10^{-10}$	KF	0,05
19	$K_2[PdCl_4]$	$6,3 \cdot 10^{-13}$	$NaCl$	0,01
20	$K [AgBr_2]$	$7,8 \cdot 10^{-8}$	KBr	0,1
21	$Na [AlF_4]$	$1,8 \cdot 10^{-18}$	KF	0,05
22	$[BiCl_2]I$	$7,9 \cdot 10^{-4}$	$NaCl$	0,1
23	$K_2[PbBr_4]$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$NaBr$	0,1
24	$Na_2[PdBr_4]$	$8,0 \cdot 10^{-17}$	KBr	0,02
25	$Na_2 [Co(SCN)_4]$	$5,5 \cdot 10^{-3}$	$KSCN$	0,5
26	$[Cr(SCN)_2]Cl$	$1,05 \cdot 10^{-3}$	NH_4SCN	0,5
27	$Na_2[AgBr_3]$	$1,3 \cdot 10^{-9}$	KBr	0,01
28	$[CrF_2]Cl$	$1,5 \cdot 10^{-8}$	NaF	0,05
29	$Na_2[AgCl_3]$	$4,0 \cdot 10^{-6}$	KCl	0,1
30	$K_2[PdI_4]$	$1,3 \cdot 10^{-25}$	NaI	0,01

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Зубович И. А.* Неорганическая химия: Учеб. для технол. спец. вузов. – М.: Высш. шк., 1989. – 432 с.
2. *Рабинович В. А., Хавин З. Я.* Краткий химический справочник. – СПб.: Химия, 1994. – 342 с.
3. *Лурье Ю. Ю.* Справочник по аналитической химии: Справ. изд. – М.: Химия, 1994. – 448 с.
4. *Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А.* Сборник задач и упражнений по общей химии: Учеб. пособие для нехим. спец. вузов. – М.: Высш. шк., 1991. – 288 с.
5. *Глинка Н. Л.* Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 240 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Основные положения теории А. Вернера.....	3
Классификация комплексных соединений.....	4
Номенклатура комплексных соединений.....	5
Химическая связь в комплексных соединениях.....	7
Изомерия комплексных соединений.....	10
Равновесия в водных растворах комплексных соединений.....	11
Примеры решения задач.....	12
Многовариантные задания.....	17
Библиографический список.....	19