

DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3>

РАСЧЕТ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИХ ПАРАМЕТРОВ ПРОЦЕССОВ НА ПРИМЕРЕ РЕАКЦИЙ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЯ

Научная статья

Шачнева Е.Ю.^{1,*}

¹ ORCID : 0000-0002-5845-7164;

¹ Южно-Российский государственный политехнический университет, Новочеркасск, Российская Федерация

* Корреспондирующий автор (evgshachneva[at]yandex.ru)

Аннотация

В статье описан процесс расчета основных термодинамических показателей комплексообразования химических соединений, отличающихся особым типом взаимодействия – донорно-акцепторным взаимодействием. Они представлены широким классом химических соединений с многообразными структурами, электронным строением и свойствами, довольно часто встречающимися в живой и неживой природе. Рассмотренная группа веществ нашла широкое использование в промышленности, сельском хозяйстве и медицине.

Описана роль константы устойчивости, энергии Гиббса, энтальпии и энтропии процесса. Приведены уравнения расчеты потенциальной энергии комплексообразования в процессах накопления металлов в растениях. Приведена зависимость величины постоянной экранирования от числа лигандов в комплексе. Представлено высокое значение коэффициента корреляции.

Описано влияние термохимического радиуса на термодинамические свойства ионов. Охарактеризованы перспективы создания новых функциональных материалов для решения важнейшей экологической и сырьевой проблемы.

Ключевые слова: комплексообразование, термодинамика процесса комплексообразования, константа устойчивости, энергия Гиббса, энтальпия, энтропия, потенциальная энергия, постоянная экранирования.

CALCULATION OF THERMODYNAMIC PARAMETERS OF PROCESSES ON THE EXAMPLE OF COMPLEXATION REACTIONS

Research article

Shachneva E.Y.^{1,*}

¹ ORCID : 0000-0002-5845-7164;

¹ South-Russian State Polytechnic University, Novocherkassk, Russian Federation

* Corresponding author (evgshachneva[at]yandex.ru)

Abstract

The article describes the process of calculation of the main thermodynamic parameters of complexation of chemical compounds characterized by a special type of interaction – donor-acceptor interaction. They are represented by a wide class of chemical compounds with diverse structures, electronic structure and properties, quite often found in living and non-living matter. This group of substances is extensively used in industry, agriculture and medicine.

The role of stability constant, Gibbs energy, enthalpy and entropy of the process is described. The equations of calculations of potential energy of complexation in the processes of metal accumulation in plants are presented. The dependence of the value of the screening constant on the number of ligands in the complex is given. The high value of the correlation coefficient is presented.

The influence of thermochemical radius on thermodynamic properties of ions is described. Prospects for the creation of new functional materials for solving the most important ecological and raw material problem are characterized.

Keywords: complexation, thermodynamics of the complexation process, stability constant, Gibbs energy, enthalpy, entropy, potential energy, screening constant.

Введение

Координационные (комплексные соединения) – особый тип соединений, определяющийся особым типом взаимодействия – донорно-акцепторным взаимодействием.

Это довольно широкий класс химических соединений с многообразными структурами, электронным строением и свойствами [1], [2], [3], [4]. Рассматриваемые соединения часто встречаются в живой и неживой природе. Они нашли широкое использование в промышленности, сельском хозяйстве и медицине. В реальной жизни все происходит значительно сложнее [6]. Многочисленные научные исследования посвящены комплексным соединениям и механизмам их образования. Перед исследователями и промышленностью открывается замечательная перспектива создания новых функциональных материалов, в промышленное производство придут наукоемкие технологии. В этой связи весьма интересным является изучение основных термодинамических особенностей реакций комплексообразования химических соединений.

Весь экспериментальный материал обработан методом дисперсионного, корреляционного и множественного регрессионного анализа с исключением незначимых членов уравнений регрессии. Достоверность параметров уравнений множественной регрессии проверяли дисперсионным анализом и критерием Стьюдента [7], [8], [9].

Результаты и их обсуждение

Для комплексных ионов вводится понятие константы нестойкости комплексного иона, которая рассматривается как константа химического равновесия реакции диссоциации комплексного иона.

Описывая основные термодинамические характеристики, нельзя не сказать о константе устойчивости комплекса. В таблице 1 приводятся уравнения комплексообразования и константа устойчивости полученного комплекса.

Таблица 1 - Уравнения и константа устойчивости
DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.1>

№	Уравнения	Константа устойчивости
1	$Me^{n+} + L \rightarrow MeL^{n+}$	$K_1 = \frac{[MeL^{n+}]}{[Me^{n+}][L]}$
2	$MeL^{n+} + L \rightarrow MeL_2^{n+}$	$K_2 = \frac{[MeL_2^{n+}]}{[MeL^{n+}][L]}$
3	$MeL_2^{n+} + L \rightarrow MeL_3^{n+}$	$K_3 = \frac{[MeL_3^{n+}]}{[MeL_2^{n+}][L]}$

В таблице 2 приводятся константы образования некоторых комплексных ионов.

Таблица 2 - Уравнения и константы образования комплексных ионов при 25°C
DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.2>

Уравнение	Константа
$Ag^+ + 2CH_3COO^- = [Ag(CH_3COO)_2]^-$	4,4
$Ag^+ + 2NH_3 = [Ag(NH_3)_2]^+$	$1,6 \cdot 10^7$
$Ag^+ + 2CN^- = [Ag(CN)_2]^-$	$7,1 \cdot 10^{19}$
$Cu^{2+} + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$7,9 \cdot 10^{12}$
$Co^{2+} + 6NH_3 = [Co(NH_3)_6]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^4$
$Co^{3+} + 6NH_3 = [Co(NH_3)_6]^{3+}$	$1,6 \cdot 10^{35}$
$Fe^{2+} + 6CN^- = [Fe(CN)_6]^{4-}$	$7,9 \cdot 10^{36}$
$Fe^{3+} + 6CN^- = [Fe(CN)_6]^{3-}$	$7,9 \cdot 10^{43}$

Термодинамической характеристикой процесса комплексообразования является изменение полного термодинамического потенциала Гиббса, который связан с константой равновесия реакции K^0 :

$$\Delta G = -RT \ln K^0$$

С другой стороны изменение энергии Гиббса связано с изменением энтальпии ΔH^0 и изменением энтропии ΔS^0 :

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 + T \Delta S^0 \cdot$$

Отсюда:

$$\ln K^0 = -\frac{\Delta H^0}{R} \cdot \frac{1}{T} + \Delta S^0 ,$$

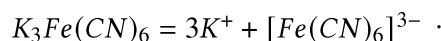
$$\Delta S^0 = \frac{\Delta H^0 + RT \ln K^0}{T} = \frac{\Delta H^0}{T} + R \ln K^0 .$$

Изменение энтропии зависит от числа не вступивших в реакцию молекул. Величина ΔS^0 может принимать значение меньше нуля. Это связано с уменьшением числа частиц при комплексообразовании. Величина ΔS^0 может принимать значение больше нуля. Это может быть связано с увеличением числа частиц при освобождении молекул растворителя из сольватных оболочек, как центрального иона комплексообразователя, так и лиганда. Происходит разупорядочивание системы, что способствует комплексообразованию.

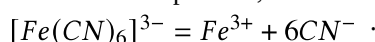
Изменение энтальпии характеризует прочность связей Me–L. Энергия Гиббса – устойчивость комплекса к диссоциации. Однако на ΔH^0 и ΔG^0 оказывает влияние энтропийный фактор.

Теплоты образования ΔH^0 можно рассматривать как величину разности энергии координационной системы и ее составных частей в газообразном состоянии [10]. Однако в действительности это представляет собой довольно сложную проблему.

Стабильность комплексного соединения может быть охарактеризована с помощью константы нестойкости комплексного иона. Например, комплексное соединение $K_3Fe(CN)_6$. Это соединение диссоциирует катионы калия и комплексный анион:



Комплексный анион, если координационные связи непрочные, может также диссоциировать на ионы:



Запишем выражение константы химического равновесия для этой системы:

$$K = \frac{\{Fe^{3+}\}\{CN^-\}^6}{\{[Fe(CN)_6]^{3-}\}} .$$

Это отношение получило название константы нестойкости комплексного иона. Уменьшение величины K говорит о повышении устойчивости комплексного иона.

Определенный интерес в связи с определением симметрии координационной системы может представлять потенциальная энергия комплекса U [11]. Рассмотрим полиэдр с координационными связями с общей формулой $A^{n+}B_p$. В этом комплексе центральный ион A^{n+} имеет заряд $n+$ и окружен p однозарядными ионами (лигандами). Потенциальная энергия октаэдрического комплекса состоит из суммы:

$$U = -\frac{6ne^2}{r_n+r} + \frac{3e^2}{2(r_n+r)} + \frac{12e^2}{\sqrt{2}(r_n+r)} ,$$

где r – радиус лиганда, r_n – радиус центрального иона-комплексообразователя.

Члены этой суммы соответствуют кулоновскому взаимодействию отдельных ионных пар. Вклад отрицательного члена зависит от расстояния между лигандом и центральным ионом (r_n+r).

Связывающая составляющая пропорциональна параметру:

$$-\frac{p \cdot n}{(r_n+r)} .$$

Энергия, обусловленная отталкиванием лигандов пропорциональна параметру:

$$\frac{1}{r_n+r} .$$

Отсюда с учетом коэффициента пропорциональности ps_p выражение для электростатической энергии комплекса примет вид:

$$U = -\frac{p(n-s_p)e^2}{r_n+r} ,$$

где s_p – постоянная экранирования.

Значения постоянной экранирования для различного числа лигандов приведены в таблице 3 [11].

Таблица 2 - Постоянные экранирования по Магнусу

DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.3>

Число лигандов	Расположение	s_p
2	Диагональное	0,25
3	Равносторонний треугольник	0,58
4	Тетраэдр	0,92
4	Квадрат	0,95
5	Правильный пятиугольник	1,38
6	Октаэдр	1,66
6	Правильный шестиугольник	1,83
7	Правильный семиугольник	2,30
8	Куб	2,47
8	Правильный восьмиугольник	2,8

На рис. 1 показано, что постоянная экранирования от числа лигандов описывается полиномом первой степени.

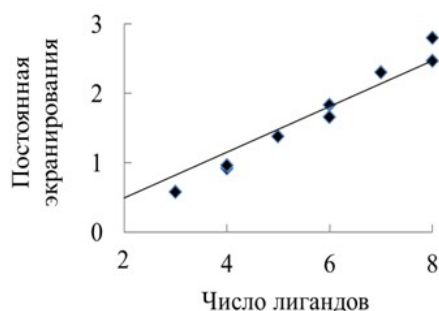


Рисунок 1 - Зависимость постоянной экранирования от числа лигандов в комплексе
DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.4>

Примечание: коэффициент корреляции 0,99

Для определенного центрального иона и одинаковых лигандов энергия, выделяющаяся при образовании комплексного иона пропорциональна величине (таблица 4) [11].

Таблица 3 - Величины $p(n-s_p)$

DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.5>

n	p=1	p=2	p=3	p=4	p=5	p=6	p=7	p=8
1	1,00	1,50	1,26	0,32	-	-	-	-
2	-	3,5	4,26	4,32	3,12	2,04	-	-
3	-	-	7,26	8,32	8,12	8,04	4,90	4,24
4	-	-	-	12,32	13,12	14,04	11,90	12,24
5	-	-	-	-	18,20	20,04	18,90	20,24
6	-	-	-	-	-	26,04	25,90	28,24
7	-	-	-	-	-	-	32,90	36,24
8	-	-	-	-	-	-	-	44,24

Часто внутрисферные комплексы образуют внешнесферные ассоциаты. Определенное влияние на этот процесс оказывает состав окружающей среды. Для внешнесферных комплексов (ВКС) различают две группы. Это соединения, образованные инертными и лабильными внутрисферными комплексами. Для них характерны высокие скорости образования и диссоциации внешней координационной сферы. Изменения энтальпии образования ВКС составляют 20-40 кДж/моль [12]. Существенное влияние на образование ВКС оказывает структура растворителя и процессы сольватации во второй сфере. Реакцию образования ВКС в водном растворе можно представить как реакцию замещения молекул воды во второй сфере внешнесферным лигандом:



где Me – ион металла, A – внутрисферные лиганды, N – их число.

Константа равновесия этой реакции связана с константой устойчивости ВКС:

$$K_p = K_1 [H_2O]^{x-y} = K_1 [H_2O]^z.$$

В некоторых случаях константа K_p не изменяется даже при замене 80% воды на метанол.

Интересно, что зависимость $\lg K_1$ от теплоты гидратации внешнесферных лигандов описывается полиномом первой степени:

$$\lg K_1 = a + b\Delta H_{\text{гидр}}^0,$$

где a и b – константы, $\Delta H_{\text{гидр}}^0$ – теплота гидратации внешнесферных лигандов.

Для ВКС железа (II), рутения (II) и осмия (II) величина a изменяется в пределах 3,4-8,5, величина b – в пределах 0,018-0,062.

Образование ВКС протекает с уменьшением энтальпии при увеличении энтропии. Для указанных термодинамических параметров можно записать [12]:

$$\Delta H^0 = 0,891b \cdot a, \quad \Delta S^0 = 58,16lga^0 + 11,3b - 49,8,$$

где a^0 – расстояние максимального сближения ассоциирующих ионов; $b = z_k z_A e^2 / \epsilon k T a^0$, здесь z_k и z_A – заряды комплекса и внешнесферного лиганда, e – заряд электрона, ϵ – диэлектрическая проницаемость растворителя, k – константа Больцмана.

Одним из важнейших понятий термодинамики ионных процессов в растворах является термохимический радиус [13]. Для комплексных, как и для многоатомных ионов характерны вращательные и колебательные степени свободы. Все это накладывает отпечаток на термодинамические свойства ионов. В этой связи особое значение приобретают термохимические радиусы ионов, которые были найдены из термохимических данных [13]. Термохимический радиус должен рассматриваться как эффективный радиус. В таблице 5 приведены значения термохимических радиусов некоторых комплексных ионов [13].

Таблица 4 - Термохимические радиусы комплексных ионов R

DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.6>

Комплексный ион	R, Å	Комплексный ион	R, Å
[Mn(H ₂ O) ₆] ²⁺	2,35	[Cd(NH ₃) ₃] ²⁺	2,66
[Co(H ₂ O) ₆] ²⁺	2,34	[Co(NH ₃) ₆] ³⁺	2,40
[Ni(H ₂ O) ₆] ²⁺	2,29	[SnCl ₆] ²⁻	2,98
[Cu(H ₂ O) ₆] ²⁺	2,35	[SnBr ₆] ²⁻	3,20
[Zn(H ₂ O) ₆] ²⁺	2,35	[PtCl ₆]	2,88
[Mg(H ₂ O) ₆] ²⁺	2,63	[Co(NH ₃) ₅ H ₂ O] ³⁺	2,40
[Ca(H ₂ O) ₆] ²⁺	2,67	[Co(NH ₃) ₅ Cl] ²⁺	2,36
[Mn(NH ₃) ₆] ²⁺	2,65	[Co(NH ₃) ₅ Br] ²⁺	2,43
[Fe(NH ₃) ₆] ²⁺	2,63	[Co(NH ₃) ₅ I] ²⁺	2,57
[Co(NH ₃) ₆] ²⁺	2,60	[Co(NH ₃) ₅ NO ₂] ²⁺	2,30
[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	2,58	[Co(NH ₃) ₅ NO ₃] ²⁺	2,40
[Zn(NH ₃) ₆] ²⁺	2,64	[ThOCl ₃] ⁻	2,40

Изменение энтальпии при образовании комплексных ионов $(\Delta H^0_{обр})_{ком}$ обычно определяют на базе энергии кристаллических решеток $\Delta H^0_{реш}$ [14]:

$$(\Delta H^0_{обр})_{ком} = \frac{1}{a} [\Delta H^0_{реш} - b(\Delta H^0_{обр})_a + (\Delta H^0_{обр})_{M_a X_b(ТВ)}] ,$$

$$(\Delta H^0_{обр})_a = \frac{1}{b} [\Delta H^0_{реш} - a(\Delta H^0_{обр})_{ком} + (\Delta H^0_{обр})_{M_a X_b(ТВ)}] .$$

Здесь $(\Delta H^0_{обр})_{ком}$ и $(\Delta H^0_{обр})_a$ относятся в левых частях уравнений к комплексным ионам, в правых частях уравнений – к одноатомным ионам, а и b – стехиометрические коэффициенты катиона и аниона в формуле химического соединения.

Для нахождения изменения газообразных комплексных ионов при различных температурах и стандартных состояниях можно воспользоваться уравнениями [14]:

$$(S^0_{г})_{ком} = (S^0_{пост})_{ком} + (S_{вращ})_{ком}^T + (S_{колеб})_{ком}^T + S_{эл} ,$$

$$(S^0_{г})_{ком} = (S^0_{пост})_{ком} + (S_{вращ})_{ком}^T + (S_{колеб})_{ком}^T + S_{эл} .$$

Для вычисления поступательных составляющих энтропии без учета электронной составляющей $S_{эл}$ используют уравнения [14]:

$$(\Delta S^0_{пост})_{ком}^T = 6,8635 \lg M + 11,4392 \lg T - 2,313 ,$$

$$(\Delta S^0_{пост})_{ком}^T = 6,8635 \lg M + 11,4392 \lg T - \Delta S_{ком} - 2,313 .$$

Для вычисления вращательной составляющей энтропии используют уравнения [14]:
для линейных ионов

$$(S_{вращ})_{ком}^T = R \ln T + R \ln I - R \ln \sigma + 177,67 ,$$

для не линейных ионов

$$(S_{вращ})_{ком}^T = \frac{3}{2} R \ln T + \frac{1}{2} R \ln (I_A I_B I_C) - R \ln \delta + 267,54 .$$

Здесь I – момент инерции, относительно трех взаимно перпендикулярных осей, выраженный относительно массы иона $\sum_1^{a+b} m_i$ и равный:

$$I = \sum_1^{a+b} m_i r_i^2 ,$$

где r_i – длина связи.

Параметр δ представляет собой число электронов на p-орбиталях, σ – число симметрии.

Для расчета колебательной составляющей энтропии используют уравнение [14]:

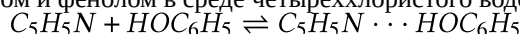
$$(S_{колеб})_{ком}^T = R \sum_1^{3(a+b)-(3+h)} \left[\frac{\theta}{\exp \theta / T - 1} - \ln(1 - \exp \theta / T) \right] =$$

$$= \sum_1^{3(a+b)-(3+h)} C_E \frac{\theta}{T} ,$$

где θ – характеристическая температура Дебая, h – число вращательных степеней свободы (для линейных молекул $h = 2$, для не линейных молекул $h = 3$).

Электронная составляющая для комплексных ионов может быть принята равной нулю [14].

Определенный интерес вызывает образование комплексного соединения, в кото-ром две молекулы связываются водородной связью. В качестве примера можно привести реакцию образования водородно-связанного комплекса при протекании реакции между пиридином и фенолом в среде четыреххлористого водорода при температуре 20°C [15]:



Пиридин и фенол проявляют ярко выраженные свойства донора и акцептора.

В таблице 6 сдвиги частот $\Delta\nu$ ИК-спектра системы пиридин – фенол, изменение энтальпии образования водородной связи ΔH , константа реакции комплексообразования K . Указанные параметры характеризуют электроноакцепторную и электронодонорную способность молекул.

Для расчета значений ΔH использовалась формула [15]:

$$-\Delta H = \frac{RT_1T_2}{T_2-T_1} \ln \frac{D_{\infty}^{T_2}(D_{\infty}^{T_1}-D^{T_1})}{D^{T_1}(D_{\infty}^{T_2}-D^{T_2})},$$

где D^{T_1} и D^{T_2} – оптические плотности связанной полосы поглощения при температурах T_1 и T_2 ; D_{∞} – оптическая плотность полосы при условии, когда проявляется взаимодействие между молекулами, определение этого параметра описано в [15].

Таблица 5 - Термодинамические характеристики реакции комплексообразования при взаимодействии пиридина с фенолом

DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.7>

$\Delta\nu$, см ⁻¹	$-\Delta H$, ккал/моль	K , л/моль
471	6,49	59,8
465	6,50	59,0
465	-	69,0
Усредненные значения по результатам семи измерений:		
467	6,50	60,6

В таблице 7 приведены те же характеристики для ряда доноров, в таблице 8 – для ряда акцепторов [15].

Таблица 6 - Термодинамические характеристики реакции для ряда молекул доноров

DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.8>

Донор	$\Delta\nu$, см ⁻¹	$-\Delta H$, ккал/моль	K , л/моль
(C ₂ H ₅) ₃ N	31,80	3,19	11,0
(CH ₃) ₃ PO	22,00	2,69	219
C ₄ H ₈ O	13,35	2,04	1,84
(C ₄ H ₉) ₂ O	13,10	2,04	1,84
(C ₂ H ₅) ₂ O	12,65	1,95	1,30
OC ₄ H ₈ O-п	10,90	1,84	0,82
CH ₃ CN	7,15	1,48	0,69
C ₆ H ₆	2,27	0,72	0,43

Таблица 7 - Термодинамические характеристики реакции для ряда молекул акцепторов

DOI: <https://doi.org/10.18454/jbg.2023.22.3.9>

Акцептор	$\Delta\nu$, см ⁻¹	$-\Delta H$, ккал/моль	K , л/моль
HNCS	41,50	3,16	37,9
HOC ₆ H ₅ Cl-п	23,45	2,70	16,7
HOC ₄ H ₉	12,40	1,75	0,39
HOCH ₃	12,80	1,62	0,68

Заключение

Конечно, особый интерес вызывает влияние растворителя на электронодонорную и электроакцепторную способность молекул. Эта проблема в связи с образованием водородной связи рассмотрена в [16]. Но это касается вопроса образования комплексных соединений между двумя молекулами, когда основную роль в связывании молекул играет водородная связь. Все вышеописанные процессы и явления позволяют предположить поведение соединений, их

реакционную активность, свойства, возможные характеристики с целью увеличения их практического применения. При этом открываются перспективы решения важнейшей экологической и сырьевой проблемы.

Конфликт интересов

Не указан.

Рецензия

Все статьи проходят рецензирование. Но рецензент или автор статьи предпочли не публиковать рецензию к этой статье в открытом доступе. Рецензия может быть предоставлена компетентным органам по запросу.

Conflict of Interest

None declared.

Review

All articles are peer-reviewed. But the reviewer or the author of the article chose not to publish a review of this article in the public domain. The review can be provided to the competent authorities upon request.

Список литературы / References

1. Старосельский П.И. Альфред Вернер и развитие координационной химии / П.И. Старосельский, Ю.А. Соловьев. — Москва: Наука, 1974. — 312 с.
2. Мазалов Л.Н. Рентгеноспектральное исследование электронной структуры молекул : автореф. дис. ... д-ра физико-математических наук : 01.00.00 / Л.Н. Мазалов. — Новосибирск, 1972. — 52 с.
3. Мазалов Л.Н. Рентгеновские спектры и электронная структура молекул / Л.Н. Мазалов. — Новосибирск: Наука, 1982. — 109 с.
4. Мазалов Л.Н. Рентгеновские спектры и химическая связь / Л.Н. Мазалов. — Новосибирск: Наука, 1982. — 111 с.
5. Мазалов Л.Н. Рентгеновские спектры / Л.Н. Мазалов. — Новосибирск: ИНХ СО РАН, 2003. — 328 с.
6. Коттон Ф. Современная неорганическая химия / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. — Москва: Мир, 1969. — 224 с.
7. Шачнева Е.Ю. Физико-химические процессы в техносфере / Е.Ю. Шачнева, В.Я. Хентов. — Москва: Русайнс, 2016. — 138 с.
8. Шачнева Е.Ю. Донорно-акцепторные системы в решении проблем рециклинга металлов / Е.Ю. Шачнева, В.Я. Хентов, В.В. Семченко. — Москва: Русайнс, 2017. — 126 с.
9. Шачнева Е.Ю. Процессы комплексообразования природного и техногенного происхождения / Е.Ю. Шачнева, В.Я. Хентов. — Москва: Русайнс, 2017. — 272 с.
10. Берсукер И.Б. Электронное строение координационных соединений. Введение в теорию / И.Б. Берсукер. — Ленинград: Химия, 1976. — 349 с.
11. Хабердигтцл В. Строение материи и химическая связь / В. Хабердигтцл. — Москва: Мир, 1974. — 296 с.
12. Миронов В.Е. Термодинамика реакций образования внешнесферных комплексных соединений в растворах / В.Е. Миронов, А.К. Пяртман // Успехи химии. — 1983. — Т. 32. — Вып. 9. — С. 1468-1489.
13. Яцимирский К.Б. Термохимия комплексных соединений / К.Б. Яцимирский. — Москва: Изд. АН СССР, 1951. — 250 с.
14. Крестов Г.А. Термодинамика ионных процессов в растворах / Г.А. Крестов. — Ленинград: Химия, 1973. — 304 с.
15. Терентьев В.А. Термодинамика водородной связи / В.А. Терентьев. — Саратов: Изд-во СУ, 1973. — 258 с.
16. Эггинс Б.Р. Структура и реакционная способность твердых веществ / Б.Р. Эггинс. — Москва: Химия, 1976. — 159 с.

Список литературы на английском языке / References in English

1. Starosel'skij P.I. Al'fred Verner i razvitie koordinatsionnoj himii [Alfred Werner and the Development of Coordination Chemistry] / P.I. Starosel'skij, Ju.A. Solov'ev. — Moscow: Nauka, 1974. — 312 p. [in Russian]
2. Mazalov L.N. Rentgenospektral'noe issledovanie elektronnoj struktury molekul [X-ray Spectral Study of the Electronic Structure of Molecules] : dis. abst. ... Doctorate in Physics and Mathematics : 01.00.00 / L.N. Mazalov. — Novosibirsk, 1972. — 52 p. [in Russian]
3. Mazalov L.N. Rentgenovskie spektry i elektronnaja struktura molekul [X-ray Spectra and Electronic Structure of Molecules] / L.N. Mazalov. — Novosibirsk: Nauka, 1982. — 109 p. [in Russian]
4. Mazalov L.N. Rentgenovskie spektry i himicheskaja svjaz' [X-ray Spectra and Chemical Bonding] / L.N. Mazalov. — Novosibirsk: Nauka, 1982. — 111 p. [in Russian]
5. Mazalov L.N. Rentgenovskie spektry [X-ray Spectra] / L.N. Mazalov. — Novosibirsk: Institute of Inorganic Chemistry of SB RAS, 2003. — 328 p. [in Russian]
6. Cotton F. Sovremennaja neorganicheskaja himija [Modern Inorganic Chemistry] / F. Cotton, G. Wilkinson. — Moscow: Mir, 1969. — 224 p. [in Russian]
7. Shachneva E.Yu. Fiziko-himicheskie protsessy v tehnosfere [Physicochemical Processes in the Technosphere] / E.Yu. Shachneva, V.Ya. Hentov. — Moscow: Ruscience, 2016. — 138 p. [in Russian]
8. Shachneva E.Yu. Donorno-aktseptornye sistemy v reshenii problem retsiklinga metallov [Donor-Acceptor Systems in Solving Metal Recycling Problems] / E.Yu. Shachneva, V.Ya. Hentov, V.V. Semchenko. — Moscow: Ruscience, 2017. — 126 p. [in Russian]
9. Shachneva E.Yu. Protsessy kompleksobrazovaniya prirodnogo i tehnogennoho proishozhdenija [Processes of Complex Formation of Natural and Technogenic Origin] / E.Yu. Shachneva, V.Ya. Hentov. — Moscow: Ruscience, 2017. — 272 p. [in Russian]

10. Bersuker I.B. Elektronnoe stroenie koordinatsionnyh soedinenij. Vvedenie v teoriju [The Electron Structure of Coordination Compounds. Introduction to Theory] / I.B. Bersuker. — Leningrad: Himija, 1976. — 349 p. [in Russian]
11. Haberditzl W. Stroenie materii i himicheskaja svjaz' [The Structure of Matter and Chemical Bonding] / W. Haberditzl. — Moscow: Mir, 1974. — 296 p. [in Russian]
12. Mironov V.E. Termodinamika reaktsij obrazovanja vneshnesfernnyh kompleksnyh soedinenij v rastvorah [Thermodynamics of Reactions of Formation of External-Sphere Complex Compounds in Solutions] / V.E. Mironov, A.K. Pjartman // Uspehi himii [Advances in Chemistry]. — 1983. — Vol. 32. — Iss. 9. — P. 1468-1489. [in Russian]
13. Jatsimirskij K.B. Termohimija kompleksnyh soedinenij [Thermochemistry of Complex Compounds] / K.B. Jatsimirskij. — Moscow: Publishing House of the Academy of Sciences of USSR, 1951. — 250 p. [in Russian]
14. Krestov G.A. Termodinamika ionnyh protsessov v rastvorah [Thermodynamics of Ionic Processes in Solutions] / G.A. Krestov. — Leningrad: Himija, 1973. — 304 p. [in Russian]
15. Terent'ev V.A. Termodinamika vodorodnoj svjazi [Thermodynamics of Hydrogen Bonding] / V.A. Terent'ev. — Saratov: Publishing House of SU, 1973. — 258 p. [in Russian]
16. Eggins B.R. Struktura i reaktsionnaja sposobnost' tverdyh veschestv [Structure and Reactivity of Solids] / B.R. Eggins. — Moscow: Himija, 1976. — 159 p. [in Russian]