

ГЕТЕРОЯДЕРНЫЕ ГЛИЦИНАТНЫЕ КОМПЛЕКСЫ Fe(II), Fe(III) И Co(II), ИХ МОДЕЛЬНЫЕ ПАРАМЕТРЫ

© 2024 г. Г. Б. Бобоназарзода^{1,*}

¹ Научно-исследовательский институт Таджикского национального университета,
Душанбе, 734025 Таджикистан
*e-mail: eshova81@mail.ru

Поступило в редакцию 25 июля 2024 г.

После доработки 28 августа 2024 г.

Принято к печати 3 сентября 2024 г.

Методом окислительного потенциала Кларка–Никольского при температуре 298.15 К, ионной силе раствора $[Na(H)ClO_4]$ $I = 1.0$ моль/л изучена система Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O. Установлено формирование в системе моноядерных и гетероядерных соединений различного состава: $[FeHL(H_2O)_5]^{3+}$, $[Fe(HL)_2(H_2O)_4]^{3+}$, $[Fe(HL)(OH)(H_2O)_4]^{2+}$, $[CoL(H_2O)_5]^+$, $[Fe^{III}Co^{II}L(H_2O)_{11}]^{4+}$, $[Fe^{III}Co^{II}(L)_2(H_2O)_{10}]^{3+}$, $[FeL(H_2O)_5]^+$, $[Fe(HL)_2(H_2O)_4]^{2+}$, $[Fe(HL)(OH)(H_2O)_4]^+$ и $[Fe(HL)(OH)_2(H_2O)_3]^0$. Методом итерации окислительной функции Юсупова рассчитаны устойчивость и модельные параметры координационных соединений, построены их диаграммы распределения координационных соединений. Установлено, что гетероядерный комплекс $[Fe^{III}Co^{II}L(H_2O)_{11}]^{4+}$ является наиболее устойчивым, со степенью накопления 99.50%, существует до pH = 9.5.

Ключевые слова: окислительная функция, железо(II), железо(III), кобальт(II), глицин, комплексы, устойчивость, степень накопления

DOI: 10.31857/S0044460X24060092, **EDN:** EYPXZF

ВВЕДЕНИЕ

Координационные соединения – один из важнейших классов в неорганической химии. Это связано с тем, что многие комплексные соединения играют важную роль в биохимии (гемоглобин, хлорофилл, большое число ферментов, витаминов), в химической технологии (комплексонаты металлов, комплексокатализаторы). В настоящей работе исследуется процесс образования комплексных соединений ионов Fe(II), Fe(III) и Co(II) с аминокислотой (глицин). Металлы переменной валентности, в том числе Fe(II) и Fe(III), образуют с различными органическими лигандами координационные соединения с уникальными свойствами. Прежде всего, это биологически активные соединения, которые могут быть основой лекарственных препаратов, микроудобрений-доноров жизненно важных макро- и микроэлементов. Наиболее важными являются

комплексы железа(II) и железа(III), входящие в состав сложных ферментов [1, 2].

Глицинатные комплексы железа(II), железа(III) и кобальта(II) представляют наибольший теоретический и практический интерес, так как для всех живых систем они являются донорами микроэлементов («металлов жизни») и органического лиганда. Кроме того, изучение процессов образования комплексов биометаллов, а также природы связи металл–лиганд развивают представления о фундаментальных основах всех направлений химической науки, помогает установить неизвестные ранее их свойства и аспекты применения [3, 4].

Спектрофотометрическим методом [5] изучена константа образования комплекса железа(III) с глициновым лигандом (Gly) в кислой среде (0.2 М. HNO₃, $I = 0.2$ М. при 28±1°C), при этом в качестве индикаторной реакции использовали

конкурирующую цветовую реакцию между Fe(III) и SCN^- . В указанных условиях Fe(III) образует комплексы состава 1:1, $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ и $[\text{Fe}(\text{Gly})]^{2+}$, с обоими этими лигандами.

В работе [6] указано, что комплексообразование между ионом железа(III) и глицином было изучено с помощью спектрофотометрических измерений и измерения ЭДС стеклянным электродом в среде 0.5 М. NaNO_3 при ~25 константах стабильности железа(III). Гидролитические соединения были определены в отдельных экспериментах и использованы при анализе системы железо(III)–глицин. Экспериментальные данные были объяснены образованием следующих комплексов: $[\text{FeGly}]^{2+}$ ($\lg\beta = 8.57 \pm 0.01$), $[\text{FeHGly}]^{3+}$ ($\lg\beta = 11.33 \pm 0.02$), $[\text{Fe}_2(\text{OH})_2\text{Gly}]^{2+}$ ($\lg\beta = 12.32 \pm 0.08$). Установлено, что константы устойчивости чистых гидролитических комплексов железа составляют: $\lg\beta = -2.58 \pm 0.03$ для $[\text{FeOH}]^{2+}$, $\lg\beta = -6.36 \pm 0.05$ для $[\text{Fe}(\text{OH})_2]$, $\lg\beta = -3.15 \pm 0.02$ для $[\text{Fe}_2(\text{OH})_2]$.

Методом дифференциальной импульсной катодной вольтамперометрии (DPCV) для системы железо(III)–глицин в водном растворе ($I = 0.6$ моль/л в NaClO_4 при $25 \pm 1^\circ\text{C}$) обнаружено, что константы стабильности комплексов железа(III) $[\text{Fe}(\text{Gly})_2]^+$ и $\text{Fe}(\text{Gly})_3$ составляют $\lg\beta_2 = 16.83 \pm 0.47$ и $\lg\beta_3 = 18.64 \pm 0.70$ соответственно [7].

В работе [8] указано, что при ионной силе 1.0 моль/л и температуре 25°C образуются глицинатные комплексы трехвалентного железа следующего состава: $[\text{Fe}(\text{HL}^\pm)]^{3+}$ ($\lg\beta = 1.47$), $[\text{Fe}(\text{HL}^\pm)_2]^{3+}$ ($\lg\beta = 3.49$), $[\text{Fe}(\text{HL}^\pm)_3]^{3+}$ ($\lg\beta = 0.32$).

В работе [9] для системы Fe(II)–Fe(III)–глицин– $\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4\text{--H}_2\text{O}$ при 298.16 К и в интервале pH = 0.5–8.0, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = 1 \cdot 10^{-3}$ и $c_{\text{Gly}} = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л показано образование глицинатных комплексов железа(II) и железа(III): $[\text{Fe}^{\text{II}}\text{HL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$, $[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^+$, $[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{HL})\text{L}(\text{H}_2\text{O})_4]^+$, $[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{HL})_2(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_3]^+$, $[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{HL}) \times (\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^0$, $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{HL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$, $[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+}$, $[\text{Fe}_2^{\text{III}}(\text{HL})_2(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, а также гетеровалентного комплекса $[\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}}(\text{HL})_2(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_6]^+$.

Целью настоящей работы является исследование гетероядерных глицинатных комплексов Fe(II), Fe(III) и Co(II), их модельных параметров в системе Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly– H_2O при температуре 298.15 К, ионной силе раствора $[\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4]$ $I = 1.0$, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$ и $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

РЕЗУЛЬТАТЫ И ОБСУЖДЕНИЕ

Координационные соединения переходных металлов привлекают широкое внимание исследователей. Это связано с применением таких соединений в различных областях техники, науки, а также аграрной промышленности и медицины.

В настоящей работе методом окислительного потенциала Кларка–Никольского [13, 14] получены экспериментальные кривые зависимостей ЭДС системы от показателей концентрационных параметров. В качестве примера на рис. 1 приведена зависимость ЭДС (E , мВ) системы от pH среды.

Как видно из рисунка, ЭДС системы с увеличением pH уменьшается, согласно уравнению Нернста, это свидетельствует об образовании в растворе координационных соединений Fe(III). Этот процесс длится почти до pH = 5.0. Далее наклон кривой постепенно повышается. В соответствии с теорией оксидометрии, это связано с формированием комплексов Fe(II) и Co(II) или участием в процессах равновесия обеих форм образования гетероядерного комплексного соединения. Процесс комплексообразования протекает в очень широком интервале pH от 0.5 до 9.5. Далее, после pH 10, идет гидролиз Fe(III) с образованием осадка бурого цвета.

Согласно теории оксидометрии, последовательное формирование линейных участков с тангенсами углов наклона, равными 0, $-v$, $-2v$, $-3v$, $+v$, $-v$ и 0, свидетельствует о ступенчатом комплексообразовании Fe(III), Fe(II) и Co(II).

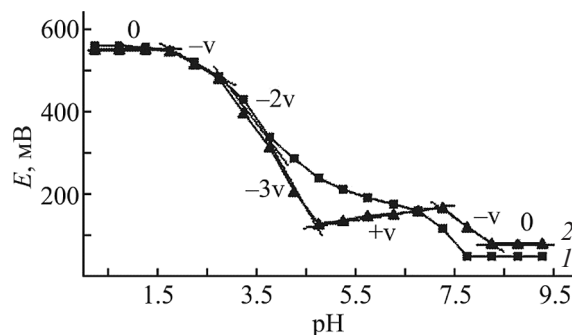


Рис. 1. Зависимость ЭДС системы от pH при температуре 298.15 К и ионной силе раствора $[\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4]$ $I = 1.0$ моль/л. Концентрация, моль/л: 1 — $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$; 2 — $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Полный анализ экспериментальных зависимостей, их наклонов и первых производных окислительного потенциала от одного из концентрационных параметров при постоянстве всех остальных показал формирование в системе комплексов состава $[\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{CoL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$, $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}\text{L}(\text{H}_2\text{O})_{11}]^{4+}$, $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}(\text{L})_2(\text{H}_2\text{O})_{10}]^{3+}$, $[\text{FeL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_3]^{0+}$.

Равновесные концентрации металла окисленной и восстановленной формы с учетом констант образования гомо- и гетероядерных комплексов можно представить как:

$$c_{\text{ox}}/[\text{Fe}^{3+}] = \sum_{q=1}^q \sum_{j=0}^j \sum_{s=0}^s \sum_{l=0}^l \sum_{k=0}^k [qj\beta^{1/q} Q_{qj\text{slk}}^{(q-1)/q} \times [H_{b-n} L^{n-}]^{1/q} h^{-k/q} [M^{z+}]^{j/q}], \quad (1)$$

$$c_{\text{red}}/[\text{Fe}^{3+}] = \sum_{p=1}^p \sum_{j=0}^j \sum_{s=0}^s \sum_{l=0}^l \sum_{k=0}^k [pj\beta^{1/p} P_{pj\text{slk}}^{(p-1)/p} \times [H_{b-n} L^{n-}]^{1/p} h^{-k/p} [M^{(z-1)+}]^{j/p}]. \quad (2)$$

Из этих уравнений находим равновесные концентрации $[\text{Fe}(\text{III})]$ и $[\text{Fe}(\text{II})]$ и подставляем в уравнение Нернста, тогда общее уравнение окислительного потенциала системы примет следующий вид:

$$E = E_0 + \frac{v}{e} \lg \frac{c_{\text{ox}}}{c_{\text{red}}} + \frac{v}{e} \lg \sum_{q=1}^q \sum_{j=0}^j \sum_{s=0}^s \sum_{l=0}^l \sum_{k=0}^k [qj\beta^{1/q} Q_{qj\text{slk}}^{(q-1)/q} \times [H_{b-n} L^{n-}]^{1/q} n^{-k/q} [M^{z+}]^{j/q}] - \frac{v}{e} \lg \sum_{p=1}^p \sum_{j=0}^j \sum_{s=0}^s \sum_{l=0}^l \sum_{k=0}^k [pj\beta^{1/p} P_{pj\text{slk}}^{(p-1)/p} \times [H_{b-n} L^{n-}]^{1/p} n^{-k/p} [M^{(z-1)+}]^{j/p}]. \quad (3)$$

Здесь E – экспериментально измеренное значение ЭДС; E_0 – значение стандартной ЭДС; c_{red} – концентрация восстановленной формы металла; c_{ox} – концентрация окисленной формы металла; $Q_{qj\text{slk}}$ – константа устойчивости комплекса Fe(III) и $P_{pj\text{slk}}$ – константа устойчивости комплекса Fe(II); q – количество атомов Fe(III) во внутренней координационной сфере; p – количество атомов Fe(II); s – ступень протолитической диссоциации амина-

кислоты; l – количество глицинатных лигандов в комплексах Fe(III) и Fe(II); k – число гидроксильных групп во внутренней координированной сфере комплекса Fe(III) и Fe(II); h – концентрация ионов водорода; M – металл комплексообразователь; z – заряд металла или редокс-лиганда.

В общем, все указанные частицы составляют базисные параметры комплекса. Они значительно упрощают интерпретацию данных, составление химических моделей равновесий системы, по которым быстро и достоверно производятся все расчеты с помощью компьютерной программы.

Численные значения тангенсов угла наклона экспериментальных кривых зависимостей ЭДС системы от концентрационных параметров составили основу стехиометрической матрицы (математической модели) имеющихся в растворе равновесий (табл. 1, 2).

Полный анализ данных стехиометрической матрицы и установленных составов соединений показал формирование в изученной системе координационных соединений комплексов Fe(III) Fe(II) и Co(II).

Далее необходимо было определить константы образования формирующихся координационных соединений. Для этого использована окислительная функция Юсупова [12], теоретические и экспериментальные значения которой при последовательном

Таблица 1. Стехиометрическая матрица ионных равновесий образования комплексов Fe(III) и Co(II) в системе Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 K и ионной силе раствора $[\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4] I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л (L^- – анион глицина).

Состав комплекса	Наклон экспериментальных кривых зависимостей ЭДС от показателей концентрационных переменных				
	pH	pC _{ox}	pC _{red}	pC _{Co²⁺}	pC _{Gly}
Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	0	–v	–	–	0
[FeHL(H ₂ O) ₅] ³⁺	–v	–v	–	–	v
[Fe(HL) ₂ (H ₂ O) ₄] ³⁺	–2v	–v	–	–	2v
[Fe(HL)(OH)(H ₂ O) ₄] ²⁺	–2v	–v	–	–	v
[CoL(H ₂ O) ₅] ³⁺	–v	–	–	v	v
[Fe ^{III} Co ^{II} L(H ₂ O) ₁₁] ⁴⁺	–3v	–v	–	v	v
[Fe ^{III} Co ^{II} (L) ₂ (H ₂ O) ₁₀] ³⁺	–3v	–v	–	–	2v

Таблица 2. Стехиометрическая матрица ионных равновесий образования комплексов Fe(II) в системе Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К и ионной силе раствора [Na(H)ClO₄] $I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л (L^- – анион глицина).

Состав комплексов	Наклон экспериментальных кривых зависимостей ЭДС от показателей концентрационных переменных				
	pH	$p c_{\text{ox}}$	$p c_{\text{red}}$	$p c_{\text{Co}^{2+}}$	$p c_{\text{Gly}}$
$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	0	–	v	–	0
$[\text{FeL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+$	–v	–		–	v
$[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	–2v	–	v	–	2v
$[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^+$	–2v	–	v	–	v
$[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^0$	–3v	–	v	–	v

приближении (итерации) позволяют определить истинные значения констант образования комплексов. Экспериментальная окислительная функция (f_3) вычисляется по экспериментально измеренным значениям ЭДС (E , мВ) от pH (рис. 1) при условии $c_{\text{ox}} < c_{\text{red}}$ или $c_{\text{ox}} > c_{\text{red}}$, (их неравенстве) согласно выражению (4):

$$f_3 = \frac{c_{\text{red}}}{c_{\text{ox}}} \exp(E - E_0) \frac{n}{v}. \quad (4)$$

Здесь $\exp$ – основание натурального логарифма, E – экспериментально измеренное значение ЭДС, E_0 – значение стандартной ЭДС, n – число электронов, участвующих в окислительно-восстановительной реакции, $v = 2.303RT/F$.

С учетом состава всех образующихся комплексов и их констант образования, а также существующего баланса равновесий системы, выведена теоретическая окислительная функция (f_T), которая имеет следующий вид:

$$f_T = (h^5 + \beta_{100010} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + \beta_{100220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{100111} K_{a1} c_a h^3 + \beta_{100112} K_{a1} c_a h^2 + \beta_{001010} K_{a1} K_{a2} c_a h^3) / (h^5 + \beta_{010110} K_{a1} c_a h^4 + \beta_{010220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{010111} K_{a1} c_a h^3 + 2\beta_{011110}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + 2\beta_{011220}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1}^2 K_{a2}^2 c_a^2 h^3). \quad (5)$$

Здесь h – концентрация ионов водорода; K_a – константа диссоциации глицина; c_a – общая концентрация

глицина; G_{02022} – равновесия концентрация координационного соединения; β – константа образования комплексов.

В общем, все указанные частицы составляют базисные параметры комплекса. Они значительно упрощают интерпретацию данных, составление химических моделей равновесий системы, по которым быстро и достоверно производятся все расчеты с помощью компьютерной программы. Мы осуществляли расчеты с использованием программы Excel [13].

Все величины из уравнения (6) вычислены по программе Excel до сокращенного вида (6). Численные значения окислительных функций представлены в табл. 3.

$$\begin{aligned} & \text{ОКРУГЛ}[\text{СУММПРОИЗВ}(\text{J4}+\text{\$A\$45}*\text{\$L\$45}*\text{I4} \\ & +\text{\$B\$45}*\text{\$L\$45}*\text{H4}+\text{\$C\$45}*\text{\$M\$45}*\text{H4} \\ & +\text{\$K\$45}*\text{\$L\$45})*\text{\$L\$45}*\text{I4}]/[\text{J4}+\text{\$Q\$52}*\text{\$L\$45}*\text{I4} \\ & +\text{\$O\$45}*\text{\$L\$45}*\text{I4}+\text{\$P\$45}*\text{\$L\$45}*\text{H4} \\ & +\text{\$Q\$45}*\text{\$M\$45}*\text{H4} \\ & +2*\text{КОРЕНЬ}(\text{\$L\$52})*\text{КОРЕНЬ}(\text{D4})*\text{\$L\$45}*\text{I4} \\ & +2*\text{КОРЕНЬ}(\text{\$N\$52})*\text{КОРЕНЬ}(\text{D4})*\text{\$M\$45}*\text{H4}]. \quad (6) \end{aligned}$$

График зависимости логарифма f_3 от pH представлен на рис. 2. Максимальное совпадение зависимостей логарифма теоретической и экспериментальной окислительной функции от pH свидетельствует о достоверности результатов.

В настоящей работе определены константы устойчивости образующихся координационных соединений, рассчитаны их мольные доли (степени накопления) и построены диаграммы распределения по шкале pH.

Для расчета мольных долей (степеней накопления) комплексов использовано известное уравнение (7):

$$N_i = n_i / \sum n_{ij}. \quad (7)$$

На основе равенства (7) степени накопления ($\alpha_{\text{компл}}$, %) комплексов можно записать в следующем виде:

$$\alpha_{\text{компл}} = c_{\text{компл}} / c_{\text{ox}} \quad \text{и} \quad \alpha_{i\text{M}^{z+}} = [\text{M}^{z+}] / c_{\text{ox}}, \quad (8)$$

$$\alpha_{\text{компл}} = c_{\text{компл}} / c_{\text{red}} \quad \text{и} \quad \alpha_{i\text{M}^{(z-1)+}} = [\text{M}^{(z-1)+}] / c_{\text{red}}. \quad (9)$$

Таблица 3. Значения ЭДС, экспериментальной (f_3), теоретической (f_T) окислительных функций, их логарифмов в зависимости от pH для системы Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К и ионной силе раствора [Na(H)ClO₄] $I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$ и $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л, значение кажущейся стандартной ЭДС (E_0) равно 554 мВ.

pH	E , мВ	f_3	f_T	$\lg f_3$	$\lg f_T$
0.5	554	1	9.90E-01	0	–0.00
1.0	554	1	9.67E-01	0	–0.01
1.5	554	1	8.93E-01	0	–0.05
2.0	550	0.85	6.61E-01	–0.08	–0.17
2.5	518	0.24	2.51E-01	–0.61	–0.60
3.0	484	0.07	4.00E-02	–1.19	–1.39
3.5	400	0.002	4.05E-03	–2.61	–2.39
4.0	315	8.90E-05	3.08E-04	–4.05	–3.51
4.5	238	4.41E-06	1.78E-05	–5.35	–4.75
5.0	168	2.87E-07	1.00E-06	–6.54	–6.00
5.5	138	8.89E-08	1.25E-07	–7.05	–6.90
6.0	138	8.89E-08	5.28E-08	–7.05	–7.28
6.5	130	6.51E-08	3.98E-08	–7.19	–7.40
7.0	122	4.76E-08	3.63E-08	–7.32	–7.44
7.5	120	4.40E-08	3.52E-08	–7.36	–7.45
8.0	112	3.23E-08	3.49E-08	–7.49	–7.46
8.5	80	9.25E-09	3.48E-08	–8.03	–7.46
9.0	80	9.25E-09	3.47E-08	–8.03	–7.46
9.5	80	9.25E-09	3.47E-08	–8.03	–7.46

Здесь $c_{\text{компл}}$ – равновесная концентрация комплекса, $[M^{z+}]$ и $[M^{(z-1)+}]$ – равновесные концентрации свободных ионов металла, α_i – молярные доли равновесных форм компонентов реакций комплексообразования,

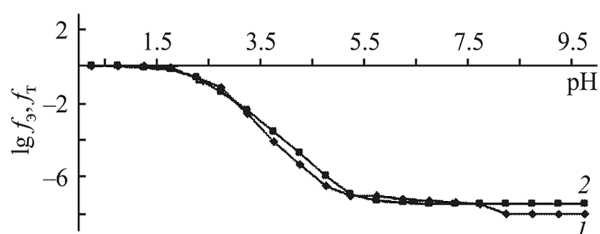


Рис. 2. Зависимости логарифмических значений экспериментальной f_3 (1) и теоретической f_T (2) окислительных функций от pH для системы Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К и ионной силе раствора [Na(H)ClO₄] $I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

$c_{\text{ок}}$ и $c_{\text{ред}}$ – общие концентрации окисленной и восстановленной формы металла.

Аналогичным образом можно получить выражения для расчета молярных долей свободных частиц и координационных соединений (10–22):

$$\alpha_{\text{Fe(II)}} = h^5 / (h^5 + \beta_{100010} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + \beta_{100220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{100111} K_{a1} c_a h^3 + \beta_{100112} K_{a1} c_a h^2), \quad (10)$$

$$\alpha_{[\text{FeL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+} = \beta_{100010} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 / (h^5 + \beta_{100010} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + \beta_{100220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{100111} K_{a1} c_a h^3 + \beta_{100112} K_{a1} c_a h^2), \quad (11)$$

$$\alpha_{[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}} = \beta_{100220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 / (h^5 + \beta_{100010} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + \beta_{100220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{100111} K_{a1} c_a h^3 + \beta_{100112} K_{a1} c_a h^2), \quad (12)$$

$$\alpha_{[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^+} = \beta_{100111} K_{a1} c_a h^3 / (h^5 + \beta_{100010} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + \beta_{100220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{100111} K_{a1} c_a h^3 + \beta_{100112} K_{a1} c_a h^2), \quad (13)$$

$$\alpha_{[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]_0} = \beta_{100112} K_{a1} c_a h^2 / (h^5 + \beta_{100010} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + \beta_{100220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{100111} K_{a1} c_a h^3 + \beta_{100112} K_{a1} c_a h^2), \quad (14)$$

$$\alpha_{\text{Fe(III)}} = h^5 / (h^5 + \beta_{010110} K_{a1} c_a h^4 + \beta_{010220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{010111} K_{a1} c_a h^3 + 2\beta_{011110}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + 2\beta_{011220}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1}^2 K_{a2}^2 c_a^2 h), \quad (15)$$

$$\alpha_{[\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}} = \beta_{010110} K_{a1} c_a h^4 / (h^5 + \beta_{010110} K_{a1} c_a h^4 + \beta_{010220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{010111} K_{a1} c_a h^3 + 2\beta_{011110}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + 2\beta_{011220}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1}^2 K_{a2}^2 c_a^2 h), \quad (16)$$

$$\alpha_{[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}} = \beta_{010220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 / (h^5 + \beta_{010110} K_{a1} c_a h^4 + \beta_{010220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{010111} K_{a1} c_a h^3 + 2\beta_{011110}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + 2\beta_{011220}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1}^2 K_{a2}^2 c_a^2 h), \quad (17)$$

$$\alpha_{[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}} = \beta_{010111} K_{a1} c_a h^3 / (h^5 + \beta_{010110} K_{a1} c_a h^4 + \beta_{010220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{010111} K_{a1} c_a h^3 + 2\beta_{011110}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + 2\beta_{011220}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1}^2 K_{a2}^2 c_a^2 h), \quad (18)$$

$$\alpha_{[\text{FeIII}(\text{CoIII})(\text{H}_2\text{O})_{11}]^{4+}} = 2\beta_{011110}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 / (h^5 + \beta_{010110} K_{a1} c_a h^4 + \beta_{010220} K_{a1}^2 c_a^2 h^3 + \beta_{010111} K_{a1} c_a h^3 + 2\beta_{011110}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1} K_{a2} c_a h^3 + 2\beta_{011220}^{1/2} G_{02022}^{1/2} K_{a1}^2 K_{a2}^2 c_a^2 h), \quad (19)$$

$$\alpha_{[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}(\text{L})_2(\text{H}_2\text{O})_{10}]^{3+}} = 2\beta_{011220}^{1/2}G_{02022}^{1/2}K_{a1}^2K_{a2}^2c_a^2h/(h^5 + \beta_{010110}K_{a1}c_a h^4 + \beta_{010220}K_{a1}^2c_a^2h^3 + \beta_{010111}K_{a1}c_a h^3 + 2\beta_{011110}^{1/2}G_{02022}^{1/2}K_{a1}K_{a2}c_a h^3 + 2\beta_{011220}^{1/2}G_{02022}^{1/2}K_{a1}^2K_{a2}^2c_a^2h), \quad (20)$$

$$\alpha_{\text{Co(II)}} = h^5/(h^5 + \beta_{001010}K_{a1}K_{a2}c_a h^3), \quad (21)$$

$$\alpha_{[\text{CoL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+} = \beta_{001010}K_{a1}K_{a2}c_a h^3/(h^5 + \beta_{001010}K_{a1}K_{a2}c_a h^3). \quad (22)$$

Уравнения (10–22) позволили вычислить молярные доли свободных и связанных в комплексе ионов железа и кобальта, которые представлены в виде диаграмм распределения на рис. 3–5. Необходимо отметить, что диаграммы содержат распределение аквакомплексов Fe(III) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, Co(II) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (рис. 3, 4, кривая 1) и Fe(II) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (рис. 5, кривая 1).

Полученные экспериментальные результаты показывают, что в изученной системе при указанной температуре, ионной силе раствора и концентрационных параметрах на перхлоратном фоне образуются координационные соединения следующего состава: $[\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{CoL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+$, $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}\times\text{L}(\text{H}_2\text{O})_{11}]^{4+}$, $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}(\text{L})_2(\text{H}_2\text{O})_{10}]^{3+}$, $[\text{FeL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+$, $[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^+$, $[\text{Fe}(\text{HL})\times(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^{0+}$.

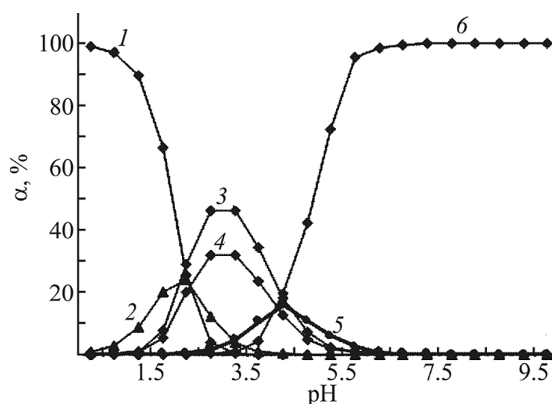


Рис. 3. Зависимость степени накопления комплексов Fe(III) от pH для системы Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К и ионной силе раствора $[\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4] I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. 1 – $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, 2 – $[\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$, 3 – $[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+}$, 4 – $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, 5 – $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}\text{L}(\text{H}_2\text{O})_{11}]^{4+}$, 6 – $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}(\text{L})_2(\text{H}_2\text{O})_{10}]^{3+}$.

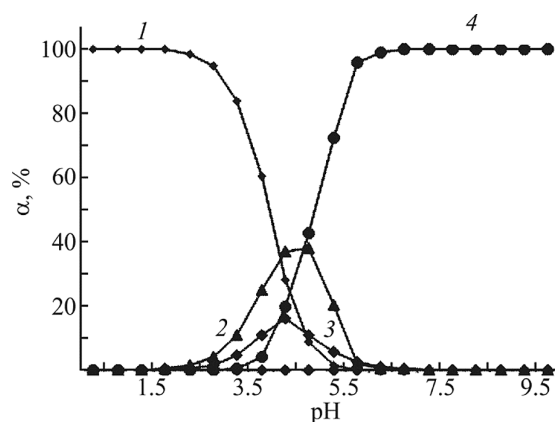


Рис. 4. Зависимость степени накопления комплексов Co(II) от pH для системы Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К и ионной силе раствора $[\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4] I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. 1 – $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, 2 – $[\text{CoL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+$, 3 – $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}\text{L}(\text{H}_2\text{O})_{11}]^{4+}$, 4 – $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}(\text{L})_2(\text{H}_2\text{O})_{10}]^{3+}$.

Первый комплекс трехвалентного железа $[\text{FeHL}\times(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$ начинает формироваться в кислой области и существует в интервале pH от 0.5 до 4.5. Константа его образования $\lg\beta_{010110} = 4.24$, максимальная степень накопления – 24.20% при pH = 2.5. При таких параметрах вести направленный синтез такого комплекса неэффективно.

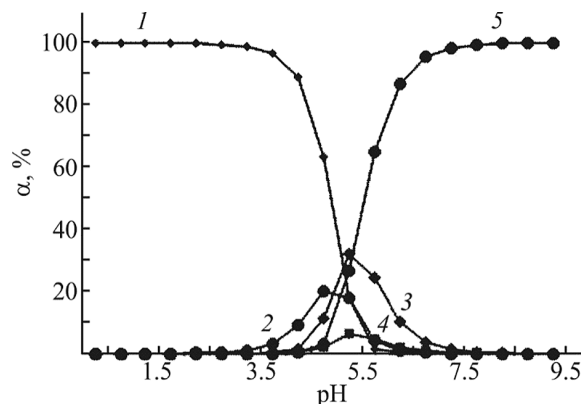


Рис. 5. Зависимость степени накопления комплексов Fe(II) от pH для системы Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К и ионной силе раствора $[\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4] I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. 1 – $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, 2 – $[\text{FeL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+$, 3 – $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, 4 – $[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, 5 – $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^{0+}$.

Второй комплекс образуется ступенчато вслед за первым и имеет состав $[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+}$, к центральному иону комплексообразователю присоединяются два лиганда. Он также имеет очень продолжительную область существования от pH 1.0 до 7.0 (6 единиц pH), константа его образования $\lg\beta_{010220} = 8.58$, он относительно первого комплекса прочнее, так как при присоединении двух лигандов вероятность образования прочных координационных соединений хелатного типа возрастает.

Максимальная степень накопления $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ незначительная и составляет 32.00% при pH = 3.0. Из всех образующихся координационных соединений его константа образования минимальная ($\lg\beta_{010110} = 1.66$), при выделении этого комплекса из раствора в твердом виде выход продукта будет незначительным.

Гетероядерное координационное соединение состава $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}(\text{L})_2(\text{H}_2\text{O})_{10}]^{3+}$ образуется с возрастанием pH, в интервале 3.0 до 9.5. Такие комплексы имеют хелатное строение. Этот комплекс наиболее

устойчивый среди образующихся соединений в изученной системе, $\lg\beta_{011220} = 17.78 \pm 0.03$, имеет самую высокую максимальную степень накопления 99.90% при pH = 8.0. Выделение этого соединения в твердом виде не представляет трудностей, так как высокие устойчивость и степень накопления позволяют осуществить синтез.

Численные значения максимальных степеней накопления комплексов, полученные расчетным путем, интервал их доминирования по шкале pH являются индивидуальными и их модельных параметров (табл. 4, 5). При выполнении вычислительных работ и статистической обработки данных были сделаны приближения в значениях равновесных концентраций гетероядерного комплекса, поэтому доверительная вероятность (P) была выбрана равной 0.90. Погрешность полученных констант оценивали по распределению коэффициента Стьюдента.

Координационные соединения двухвалентного железа $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^0$ формируются при pH

Таблица 4. Модельные параметры координационных соединений Fe(III) и Co(II), образующихся в системе Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К и ионной силе раствора $[\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4]$ $I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Область существования комплекса по шкале pH	Состав комплекса	α , %	pH	$\lg\beta$
0.5–4.5	$[\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+}$	24.20	2.5	4.24 ± 0.09
1.0–7.0	$[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+}$	46.30	3.0	8.58 ± 0.04
1.0–7.0	$[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	32.00	3.0	1.66 ± 0.04
1.5–7.5	$[\text{CoL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+$	37.50	5.0	2.38 ± 0.07
2.0–7.5	$[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}\text{L}(\text{H}_2\text{O})_{11}]^{4+}$	15.80	4.5	13.08 ± 0.02
3.0–9.5	$[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}(\text{L})_2(\text{H}_2\text{O})_{10}]^{3+}$	99.90	8.0	17.78 ± 0.03

Таблица 5. Модельные параметры координационных соединений Fe(II), образующихся в системе Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К и ионной силе раствора $[\text{Na}(\text{H})\text{ClO}_4]$ $I = 1.0$ моль/л, $c_{\text{Fe(II)}} = c_{\text{Fe(III)}} = c_{\text{Co(II)}} = 1 \cdot 10^{-3}$, $c_{\text{Gly}} = 3 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Область существования комплекса по шкале pH	Состав комплекса	α , %	pH	$\lg\beta$
2.5–7.0	$[\text{FeL}(\text{H}_2\text{O})_5]^+$	20.00	5.0	1.26 ± 0.01
4.0–8.5	$[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^+$	32.00	5.5	-3.98 ± 0.01
4.5–8.0	$[\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	6.20	5.5	2.07 ± 0.01
4.5–9.5	$[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^0$	99.90	9.0	-9.56 ± 0.08

от 4.5–9.5 и существует в области 5.0 единиц pH. Смешанно-лигандные гидроксокомплексы железа с анионами других органических кислот обычно прочнее, чем гомолигандные. Максимальная степень его накопления при pH = 9.0 равна 99.90%. Практика показывает, что направленный синтез комплекса с такими базисными показателями осуществим.

В изучаемой системе наблюдается конкурентное комплексообразование между глицином и ионами гидроксила за обладание места во внутренней координационной сфере, что приводит к образованию смешанно-лигандных гидроксоглицинатных комплексных соединений [14].

ВЫВОДЫ

На основании совместного анализа экспериментальных зависимостей ЭДС от концентрации параметров установлены составы образующихся глицинатных координационных соединений железа(II), железа(III) и кобальта(II). Определены интервалы существования координационных соединений по pH. Методом окислительного потенциала Кларка–Никольского изучены процессы образования координационных соединений Fe(II), Fe(III) и Co(II) в системе Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O при температуре 298.15 К, ионной силе раствора [Na(H)ClO₄] $I = 1.0$ моль/л в широком интервале pH. Показано образование 10 координационных соединений трех- и двухвалентного железа и двухвалентного кобальта различного состава с цвиттер- и анионом глицина, а также гетероядерные комплексы $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}\text{L}(\text{H}_2\text{O})_{11}]^{4+}$ и $[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Co}^{\text{II}}(\text{L})_2(\text{H}_2\text{O})_{10}]^{3+}$.

Итерацией окислительной функции рассчитаны концентрационные константы образования глицинатных координационных соединений Fe(II), Fe(III) и Co(II). Установлено, что наиболее устойчивым является гетероядерный комплекс с максимальной степенью накопления 99.90%, который доминирует в большом интервале pH от 3.0 до 9.5. Полученные данные являются ценным справочным материалом для составления биомоделей и осуществления термодинамических расчетов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Глицин марки ЧДА (Raanal, Венгрия) применяли без дополнительной очистки. Концентрацию NaClO₄ (Алтайхимпром, Россия), предварительно

очищенного перекристаллизацией, определяли весовым методом [16]. Хлорную кислоту марки ХЧ (АО «База 1 химреактивов», Россия) использовали без предварительной очистки. Сульфат кобальта марки ЧДА (Реахим, Россия) применяли без дополнительной очистки. Концентрацию NaOH (ООО «Баум-Люкс», Россия) определяли методом прямого титрования 0.1 М. раствором соляной кислоты HCl из фиксанала (ООО «Химтитры», Россия) [17].

Подготовку и проверку электродов (стеклянного, платинового, хлорсеребряного), синтез и стандартизацию исходных растворов солей металлов и лиганда выполняли по методикам, описанным в работах [15, 16].

ФИНАНСОВАЯ ПОДДЕРЖКА

Работа выполнена в рамках проекта Научно-исследовательского института Таджикского национального университета.

КОНФЛИКТ ИНТЕРЕСОВ

Автор заявляет об отсутствии конфликта интересов.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Кебец Н.М. Смешаннолигандные комплексы биометаллов с витаминами и аминокислотами и их биологические свойства. Кострома, 2005. 234 с.
2. Травень В.Ф. Органическая химия. М.: Бином, 2013. Т. 3. 356 с.
3. Манорик П.А. Разнолигандные биokoординационные соединения металлов в химии, биологии и медицине. Киев: Наукова думка, 1991. 272 с.
4. Добрынина Н.А., Зинина О.Т. Бионеорганическая химия. М.: МГУ, 2007. 36 с.
5. Prasad R., Prasad S. // J. Chem. Educ. 2009. Vol. 86. N 4. P. 494. doi 10.1021/ed086p494
6. Predrag D. // Trans. Met. Chem. 1990. Vol. 15. P. 345.
7. Vlado C., Ivanka P., Marko B. // J. Electroanal. Chem. 2005. Vol. 583. N 1. P. 140. doi 10.1016/j.jelechem.2005.05.011
8. Якубов Х.М., Щербакowa И., Пальчевский В.В., Бухаризода Р.А. // Докл. АН Тадж. ССР. 1975. Т. 18. № 4. С. 36.
9. Davlatshoeva J.A., Eshova G.B., Rahimova M.M., Guriev M.O., Kyatkovskay L.V. // Am. J. Chem. 2017. Vol. 7. N 2. P. 58. doi ???
10. Никольский Б.П., Пальчевский В.В., Пендин, А.А., Якубов Х.М. Оксрeдметрия. Л.: Химия, 1975. 305 с.
11. Захарьевский М.С. Оксрeдметрия. Л.: Химия, 1967. 118 с.

12. Юсупов З.Н. Пат. TJ295PT; Б. И. 2000. 21, 8, 97000501.
13. Уокенбах Д. Формулы в Excel 2013. М.: Диалектика, 2019. 720 с.
14. Оффенгенден Е.Я., Раджабов У., Якубов Х.М. // Ж. коорд. хим. 1987. Т. 13. Вып. 5. С. 630.
15. Заворотный В.Л., Калачева Н.А. Методическое руководство к лабораторным работам по аналитической химии. Титриметрический анализ. М.: РГУ нефти и газа им. И. М. Губкина, 2007. 44 с.
16. Сусленникова В.М. Киселева Е.К. Руководство к приготовлению титрованных растворов. Л.: Химия, 1968. 144 с.
17. Шарло Г. Методы аналитической химии. Количественный анализ неорганических соединений. М.: Химия, 1965. 976 с.

Heteronuclear Glycinate Complexes of Fe(II), Fe(III) and Co(II), Their Model Parameters

G. B. Bobonazarzoda^{1,*}

¹ Research Institute of the Tajik National University, Dushanbe, 734025 Tajikistan

*e-mail: eshova81@mail.ru

Received July 25, 2024; revised August 28, 2024; accepted September 3, 2024

The system Fe(II)–Fe(III)–Co(II)–Gly–H₂O was studied by the Clark–Nikolsky oxidation potential method at a temperature of 298.15 K, ionic strength of the solution [Na(H)ClO₄] *I* = 1.0 mol/l. The formation of mononuclear and heteronuclear compounds of various compositions in the system was found: [FeHL(H₂O)₅]³⁺, [Fe(HL)₂(H₂O)₄]³⁺, [Fe(HL)(OH)(H₂O)₄]²⁺, [CoL(H₂O)₅]⁺, [Fe^{III}Co^{II}L(H₂O)₁₁]⁴⁺, [Fe^{III}Co^{II}(L)₂(H₂O)₁₀]³⁺, [FeL(H₂O)₅]⁺, [Fe(HL)₂(H₂O)₄]²⁺, [Fe(HL)(OH)(H₂O)₄]⁺ and [Fe(HL)(OH)₂(H₂O)₃]⁰. The stability and model parameters of coordination compounds were calculated by the Yusupov oxidation function iteration method, and their coordination compound distribution diagrams were constructed. It was found that the heteronuclear complex [Fe^{III}Co^{II}L(H₂O)₁₁]⁴⁺ is the most stable, with an accumulation degree of 99.50%, and exists up to pH = 9.5.

Keywords: oxidation function, iron(II), iron(III), cobalt(II), glycine, complexes, stability, accumulation degree