

НАУЧНАЯ СТАТЬЯ

УДК 546.722.546.723.547.466.23

ИССЛЕДОВАНИЕ ПРОЦЕССОВ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЯ В СИСТЕМЕ Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O

Гулрухсор Бобоназаровна Эшова¹, Мубаширхон Рахимова², Джахонгул Асанхоновна Давлатшоева², Фарида Мираминзода¹, Мустафо Тоирзода Ахлидин³

¹ Научно-исследовательский институт Таджикского национального университета

² Таджикский национальный университет

³ Педагогический институт

Автор, ответственный за переписку: Гулрухсор Бобоназаровна Эшова, eshova81@mail.ru

Аннотация. Классическим методом окислительного потенциала Кларка – Никольского изучены процессы образования координационных соединений в системе Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O при температуре 298,15 К, ионной силе раствора 1,0 моль/л на (Na(H)ClO₄). Совместный анализ полученных экспериментальных кривых зависимости ЭДС системы от концентрационных параметров базисных частиц позволил установить образование комплексов следующего состава: [FeHL(H₂O)₅]³⁺; [Fe(HL)₂(H₂O)₄]³⁺; Fe₂(HL)₂(OH)₄(H₂O)₆]²⁺; [Fe^{III}Fe^{II}(HL)₂(OH)₄(H₂O)₆]⁺; [FeHL(H₂O)₅]²⁺; [Fe(HL)(OH)(H₂O)₄]⁺ и [Fe(HL)(OH)₂(H₂O)₃]⁰.

Ключевые слова: ЭДС, комплексы, железо(II), железо(III), L-аланин, концентрационные параметры, доминирование, области существования

DOI: 10.55959/MSU0579-9384-2-2025-66-3-261-268

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

Для цитирования: Эшова Г.Б., Рахимова М., Давлатшоева Д.А., Мираминзода Ф., Ахлидин М.Т. Исследование процессов комплексообразования в системе Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O // Вестн. Моск. ун-та. Сер. 2. Химия. 2025. Т. 66. № 3. С. 261–268.

ORIGINAL ARTICLE

THE PROCESSES OF COMPLEX FORMATION IN THE SYSTEM Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O

Gulrukhsor B. Eshova¹, Mubashirkhon Rakhimova², Jahongul A. Davlatshoeva², Miraminzoda Farida¹, Mustafo T. Ahlidin³

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

² Tajik National University

³ Pedagogical Institute

Corresponding author: Gulrukhsor B. Eshova, eshova81@mail.ru

The processes of formation of coordination compounds in the Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O system at a temperature of 298,15 K, the ionic strength of a solution of 1,0 mol/l on a perchlorate background were studied by the Clark – Nikolsky oxidative potential method. Installed the formation of complexes of the following composition:

[FeHL(H₂O)₅]³⁺; [Fe(HL)₂(H₂O)₄]³⁺; Fe₂(HL)₂(OH)₄(H₂O)₆]²⁺;

$[\text{Fe}^{\text{III}}\text{Fe}^{\text{II}}(\text{HL})_2(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_6]^+$; $[\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$; $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^+$; $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^0$. By the method of iteration of the oxidative function, the constants of the formation of all complexes are calculated, and the areas of their dominance and the maximum degrees of accumulation are determined.

Keywords: EMF, complexes, iron(II), iron(III), L-alanine, concentration parameters, dominance, areas of existence

Financial Support. The work was carried out within the framework of the project of the Research Institute of the Tajik National University.

For citation: Eshova G.B., Rakhimova M., Davlatshoeva J.A., Miraminzoda F., Ahlidin T.M. The processes of complex formation in the system Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O // Vestn. Mosk. un-ta. Ser. 2. Khimiya. 2025. T. 66. № 3. S. 61–268.

L-α-Аланин (аминопропионовая кислота) является одной из 20 основных аминокислот. Эта заменимая аминокислота входит в состав многих белков, в свободном состоянии содержится в крови, легко синтезируется в организме человека и животных из безазотистых предшественников. L-Аланин является основой нормального обмена веществ в организме, улучшает память, не токсичен. L-Аланин применяется как действующее вещество лекарственных препаратов и регуляторов роста растений в различных фазах роста, а также посадочных материалов [1, 2].

Аминокислоты содержат в молекуле амино- и карбоксильную группу. В зависимости от расположения аминогрупп к карбоксильной группе различают α-, β-, γ-аминокислоты. Если группа OH расположена с правой стороны асимметричного углерода, аминокислота является D-изомером, если с левой стороны – L-изомером. Мы использовали изомер L-α-аланин, обеспечивающий транспорт электронов кислорода, протекание окислительно-восстановительных реакций и активации перекисного окисления.

Железо(II) и железо(III) являются «металлами жизни». Они жизненно необходимы для нормального функционирования иммунной системы, формирования костей и нервной системы, работы желудочно-кишечного тракта, эндокринных желез. Указанные элементы накапливаются во внеклеточном пространстве живых организмов, меняют состояние окисления и участвуют в различных биохимических процессах. Аминокислоты с металлами образуют комплексные соединения различного состава. Изучение таких процессов позволяет составлять их модели и выявлять механизмы физиологических и биологических реакций. При формировании комплексов центральный атом комплексообразователя оказывается менее токсичным и становится эффективным донором такого важного микроэлемента, как железо, поэтому на их

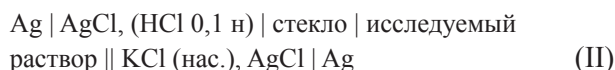
основе получают лекарственные препараты без побочного действия. Лиганды при этом проявляют высокую биологическую активность, не свойственную им в свободном состоянии [3–5]. На основании вышеизложенного можно утверждать, что исследования комплексообразования железа(II) и железа(III) с аланином имеют большую теоретическую и практическую значимость.

В настоящей работе процессы комплексообразования в системе Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O изучены методом оксидметрии при температуре 298,15 K и ионной силе раствора 1,0 моль/л (Na(H)ClO₄). Этот метод является высокочувствительным, недорогим и простым в использовании. С его помощью изучены процессы комплексообразования переходных металлов в водных растворах карбоновых кислот и аминокислот при различных концентрационных параметрах [6–10].

Экспериментальная часть

В работе использовали перхлораты железа(III) и железа(II), исходную концентрацию которых определяли трилонометрическим и бихроматометрическим методами соответственно [11–13]. Для предотвращения окисления Fe(II) и смешения рабочего раствора эксперименты проводили под током газообразного азота (аргона). Аланин марки «ч.д.а» применяли без дополнительной очистки. Концентрацию NaClO₄ (предварительно очищенную перекристаллизацией) определяли весовым методом [14]. Хлорную кислоту HClO₄ марки «х.ч.» использовали без предварительной очистки. Концентрацию гидроксида натрия определяли методом прямого титрования 0,1 M раствором соляной кислоты HCl из фиксонала [15]. Для получения зависимостей ЭДС системы от показателей концентрации ионов водорода окисленной и восстановленной форм металла и лиганда (pH, pC_o, pC_r, и pC_L) использовали метод окислительного потенциала Кларка – Никольского [16, 17].

Для определения ЭДС системы в электролитическую ячейку помещали платиновый, стеклянный и вспомогательный хлорсеребряный электроды, трубки для инертного газа. ЭДС измеряли с помощью двух гальванических элементов:



С помощью первого гальванического элемента измеряли ЭДС системы, а второй был необходим для определения pH рабочего раствора. Значения ЭДС системы определяли pH-метром марки «150 МИ».

Получение экспериментальных зависимостей ЭДС системы от pH

В мерной колбе на 50 мл готовили первый рабочий раствор, он содержал эквимолекулярную смесь перхлоратов Fe(II), Fe(III) и L-аланин. Концентрация двух- и трехвалентного железа варьировала в пределах $1 \cdot 10^{-3}$ – $1 \cdot 10^{-4}$, а концентрация аланина менялась от $1 \cdot 10^{-3}$ до $3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Постоянная ионная сила рабочих растворов поддерживалась хлорной кислотой (перхлоратом натрия). Второй рабочий раствор содержал все те же компоненты и в том же количестве, что и первый. Второй рабочий раствор имел более высокие значения pH. Первый рабочий раствор помещали в электролитическую ячейку, 15–20 мин через него пропускали инертный газ, измеряли ЭДС гальванических элементов. Значения pH системы при титровании первого раствора вторым постепенно смещались в щелочную область.

Получение экспериментальных зависимостей ЭДС системы от pC_0

Указанные зависимости необходимы для определения наклона кривой и ядерности образующихся комплексов Fe(III). Два рабочих раствора готовят со значениями pH прямолинейных участков зависимости ЭДС от pH. Первый раствор содержит эквимолекулярную смесь перхлоратов Fe(III), Fe(II), L-аланин и хлорную кислоту для поддержания постоянной ионной силы раствора. Значение pH полученного раствора минимально. Второй раствор содержит смесь Fe(III) и Fe(II), определенное количество лиганда и гидроксида натрия для поддержания постоянного значения ионной силы. Значение pH второго раствора максимально. Далее из них готовят растворы с заданными постоянными значениями pH. Отбирают 100 мл первого рабочего раствора в электролитическую ячейку, ти-

труют вторым раствором до необходимого значения pH. Из него получают два раствора с максимальной и минимальной концентрацией окисленной формы железа. Титрант вливают в микробюретку. В ячейку отбирают 50 мл первого рабочего раствора, пропускают инертный газ, помещают стеклянный и каломельный электроды, измеряют первое значение ЭДС. Затем титруют небольшими количествами титранта и определяют значение ЭДС системы в каждой точке. Получают зависимость ЭДС системы от pC_0 .

Получение экспериментальных зависимостей ЭДС системы от pC_L

По описанной выше методике получают два раствора с разными значениями pH, а также максимальной и минимальной концентрацией Fe(II). В ячейку отбирают 50 мл первого рабочего раствора, через нее пропускают в течение 20–30 мин инертный газ, помещают все необходимые электроды и измеряют первое значение ЭДС, затем титруют и определяют значения ЭДС системы. Строят график зависимости ЭДС от pC_L .

Получение экспериментальных кривых зависимости ЭДС системы от pC_L

Готовят два рабочих раствора, которые содержат эквимолекулярную смесь $C_{\text{Fe(II)}} = C_{\text{Fe(III)}}$ и L-аланин в разной концентрации (pC_L). Рассматриваемый интервал pC_L должен перекрывать те значения, которые были использованы при получении зависимостей ЭДС от pH. Начинают готовить раствор с минимальным количеством лиганда. В мерную колбу на 100 мл берут $C_{\text{Fe(II)}} = C_{\text{Fe(III)}} = 1 \cdot 10^{-5}$ и 0,1 моль/л L-аланина. Ионную силу раствора поддерживают постоянной хлорной кислотой и перхлоратом натрия. Второй раствор готовят так же, как первый, только ионную силу раствора поддерживают постоянной с помощью гидроксида натрия. Первый раствор помещают в электролитическую ячейку, куда постепенно приливают второй раствор до тех пор, пока ЭДС гальванического элемента (II) не будет соответствовать нужному значению pH.

В колбу на 50 мл вносят исходное количество перхлората Fe(II) и Fe(III), затем доводят до метки заранее приготовленным раствором с заданными значениями pH и концентрации L-аланина. Другой раствор готовится так же, но с тем отличием, что применяемый для разбавления раствор должен содержать максимальное количество лиганда (2 или 3 моль/л). Для получения зависимости ЭДС от pC_L определенное количество первого раствора (V_0) наливают в ячейку, продувают инертным газом и замеряют ЭДС обоих гальванических элементов. В ячейку из микробюретки понемногу

добавляют заданное количество второго раствора (V_i) и измеряют ЭДС. Анализ всех экспериментальных кривых и их производных осуществляется на основании общего уравнения окислительного потенциала для системы $M^{z+} - M^{(z-e)+}$ – аминокислота – вода, который имеет вид [16–19]:

$$E = E^0 + v \lg \frac{C_o}{C_r} + \\ + \lg \left\{ \sum_{q=1}^2 \sum_{s=0}^2 \sum_{l=0}^2 \sum_{k=0}^4 q \beta_{qslk}^q Q_{qslk} \left(\frac{q-1}{q} \right) K_a^q C_a^q h^{\frac{l}{q} \frac{l}{q} \frac{-(l+k)}{q}} \right\} - \\ - v \lg \left\{ \sum_{q=1}^2 \sum_{s=0}^2 \sum_{l=0}^2 \sum_{k=0}^4 p \beta_{pslk}^p Q_{pslk} \left(\frac{p-1}{p} \right) K_a^p C_a^p h^{\frac{l}{p} \frac{l}{p} \frac{-(l+k)}{p}} \right\},$$

где: E – ЭДС системы; E^0 – стандартная ЭДС системы; $v = 2,303 RT/F$; β_{qslk} – константа устойчивости комплекса Fe(III), β_{pslk} – константа устойчивости комплекса Fe(II); C_r – концентрация восстановленной формы металла; C_o – концентрация окисленной формы металла; q и p – число атомов окисленной и восстановленной форм соответственно; s – ступень протолитической диссоциации аминокислоты; l – число аланинатных 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; K_a – константа диссоциации аминокислоты; C_a – общая концентрация аминокислоты; Q_{qslk} – равновесная концентрация

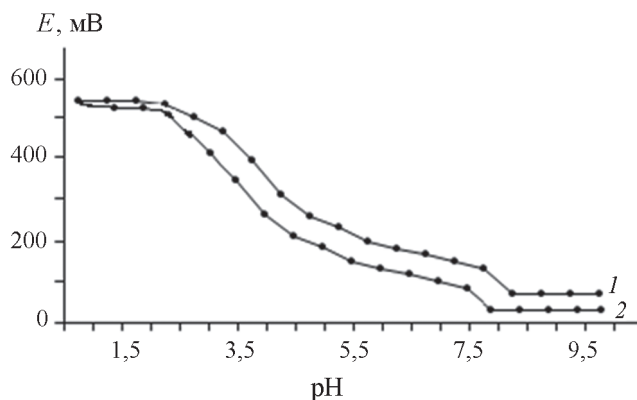


Рис. 1. Зависимость ЭДС (E , мВ) от pH для системы Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O при температуре, К: 1 – 298,15; 2 – 308,15; $C_{Fe(II)} = C_{Fe(III)} = 1 \cdot 10^{-3}$, $C_L = 2 \cdot 10^{-3}$ и ионной силе раствора $I = 1,0$ моль/л

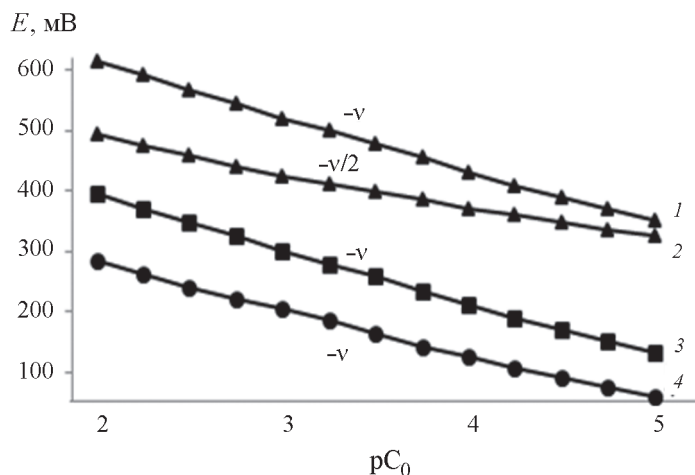


Рис. 2. Зависимость ЭДС (E , мВ) системы Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O от pC_o при температуре 298,15 К и ионной силе раствора $I = 1,0$; $C_{Fe(II)} = C_{Fe(III)} = 1 \cdot 10^{-3}$, $C_L = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Значения pH: 1 – 3,0; 2 – 4,5; 3 – 6,0; 4 – 8,0

комплексов Fe(III), P_{pslk} – равновесная концентрация комплексов Fe(II).

Обсуждение результатов

По описанной выше методике получена экспериментальная зависимость ЭДС системы от pH (рис. 1). Показано, что процесс комплексообразования идет в очень широком интервале pH (от 0,5 до 9,5). Как видно из рис. 1, с ростом pH от 0,5 до 1,5 потенциал системы не изменяется. Согласно теории метода, это свидетельствует о том, что процесса комплексообразования в указанной об-

ласти не происходит. Далее (с возрастанием pH до 7,8) потенциал снижается, что свидетельствует об образовании комплексов Fe(III), так как по уравнению Нернста именно в этом случае потенциал окислительно-восстановительной системы уменьшается. В области pH от 8,0 до 9,5 потенциал системы не изменяется, что свидетельствует об образовании комплексов Fe(II) или гетеровалентного соединения.

Ядерность комплексов окисленной (q) и восстановленной (p) форм железа установлена по экспериментальным кривым зависимости ЭДС системы

Т а б л и ц а 1

Стехиометрическая матрица ионных равновесий образования комплексов Fe(III) в системе Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O при температуре 298,15 К и ионной силе раствора $I = 1,0$; $C_{\text{Fe(II)}} = C_{\text{Fe(III)}} = 1 \cdot 10^{-3}$; $C_L = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л

Состав комплексов Fe(III)	Наклон зависимости ЭДС от концентрационных параметров			
	pH	pC ₀	pC _r	pC _L
[FeHL(H ₂ O) ₅] ³⁺	–v	–v	–	v
[Fe(HL) ₂ (H ₂ O) ₄] ³⁺	–2v	–v	–	2v
[Fe ₂ (HL) ₂ (OH) ₄ (H ₂ O) ₆] ²⁺	–3v	–v/2	–	v
[Fe ^{III} Fe ^{II} (HL) ₂ (OH) ₄ (H ₂ O) ₆] ⁺	–3v	–v	v	2v

Т а б л и ц а 2

Стехиометрическая матрица ионных равновесий образования комплексов Fe(II) в системе Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O при температуре 298,15 К и ионной силе раствора $I = 1,0$; $C_{\text{Fe(II)}} = C_{\text{Fe(III)}} = 1 \cdot 10^{-3}$; $C_L = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л

Состав комплексов Fe(II)	Наклон зависимости ЭДС от концентрационных параметров			
	pH	pC _o	pC _r	pC _L
[FeHL(H ₂ O) ₅] ²⁺	–v	–	v	v
[Fe(HL)(OH)(H ₂ O) ₄] ⁺	–2v	–	v	v
[Fe(HL)(OH) ₂ (H ₂ O) ₃] ⁰	–3v	–	v	v
[Fe ^{II} Fe ^{III} (HL) ₂ (OH) ₄ (H ₂ O) ₆] ⁺	–3v	–v	v	2v

Т а б л и ц а 3

Химическая модель ионных равновесий системы Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O для Fe(III) при температуре 298,15 К, ионной силе раствора $I = 1,0$; $C_{\text{Fe(II)}} = C_{\text{Fe(III)}} = 1 \cdot 10^{-3}$ и $C_L = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л

Состав комплексов Fe(III)	q	p	s	l	k
	Fe ³⁺	Fe ²⁺	H ⁺	L [–]	OH [–]
[FeHL(H ₂ O) ₅] ³⁺	1	0	1	1	0
[Fe(HL) ₂ (H ₂ O) ₄] ³⁺	1	0	2	2	0
[Fe ₂ (HL) ₂ (OH) ₄ (H ₂ O) ₆] ²⁺	2	0	2	2	4
[Fe ^{III} Fe ^{II} (HL) ₂ (OH) ₄ (H ₂ O) ₆] ⁺	1	1	2	2	4

Т а б л и ц а 4

Химическая модель ионных равновесий системы Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O для Fe(II) при температуре 298,15 К, ионной силе раствора $I = 1,0$; $C_{\text{Fe(II)}} = C_{\text{Fe(III)}} = 1 \cdot 10^{-3}$ и $C_L = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л

Состав комплексов Fe(II)	q	p	s	l	k
	Fe ³⁺	Fe ²⁺	H ⁺	L [−]	OH [−]
[FeHL(H ₂ O) ₅] ²⁺	0	1	1	1	0
[Fe(HL)(OH)(H ₂ O) ₄] ⁺	0	1	1	1	1
[Fe(HL)(OH) ₂ (H ₂ O) ₃] ⁰	0	1	1	1	2
[Fe ^{II} Fe ^{III} (HL) ₂ (OH) ₄ (H ₂ O) ₆] ⁺	1	1	2	2	4

Т а б л и ц а 5

Уравнения реакций образования комплексных соединений в системе Fe(II)–Fe(III)–L-Ala–H₂O для Fe(III) при температуре 298,15 К, ионной силе раствора $I = 1,0$; $C_{\text{Fe(II)}} = C_{\text{Fe(III)}} = 1 \cdot 10^{-3}$ и $C_L = 2 \cdot 10^{-3}$ моль/л

Уравнения реакций образования комплексов
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{HL}^{\pm} \leftrightarrow [\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 2\text{HL}^{\pm} \leftrightarrow [\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$ или $[\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{3+} + \text{HL}^{\pm} \leftrightarrow [\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
$2[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 2\text{HL}^{\pm} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Fe}_2(\text{HL})_2(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{H}^+$ или $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + [\text{Fe}(\text{HL})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+} \leftrightarrow [\text{Fe}_2(\text{HL})_2(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 4\text{H}^+$
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{HL}^{\pm} + 4\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Fe}^{\text{III}}\text{Fe}^{\text{II}}(\text{HL})_2(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_6]^{+} + 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{H}^+$
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{HL}^{\pm} \leftrightarrow [\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{HL}^{\pm} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{+} + 2\text{H}_3\text{O}^{+} + \text{H}^{+}$ или $[\text{FeHL}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{+} + \text{H}_3\text{O}^{+}$
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{HL}^{\pm} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^{0} + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}^{+}$ или $[\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_4]^{+} + \text{HL}^{\pm} + 3\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Fe}(\text{HL})(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_3]^{0} + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{H}^{+}$
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 2\text{HL}^{\pm} + 4\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}}(\text{HL})_2(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_6]^{+} + 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{H}^{+}$

от pC_o и pC_r . Для определения точного числа атомов окисленной и восстановленной форм металла в составе формирующихся комплексных соединений получены экспериментальные кривые зависимости ЭДС системы E от pC_o (рис. 2).
Первая кривая на рис. 2 относится к pH 3,0. При других значениях pH (4,5; 6,0; 8,0) получены наклоны, равные $-v$, $-v/2$ (−58; −29 мВ/pH). Это указывает на то, что в процессах комплексообразования участвуют один и два атома трехвалентного железа, т.е. образуются моноядерные и биядерные комплексы. Аналогично проанализированы кривые зависимости E от pC_r , pC_L и найдены наклоны кривых.
Подобные эксперименты проведены при изменении концентрации двухвалентного железа, но при постоянных значениях всех остальных параметров. Известно, что двухвалентное железо образует координационные соединения после pH 4, по-

этому кривые зависимости ЭДС от pC_r получены при $pH \geq 4,5$.
Число координированных лигандов (l) можно определить по угловому коэффициенту прямолинейных участков зависимости ЭДС от pC_L . При pH 1,5 лиганд не координирует с центральным атомом комплексообразователя. При увеличении pH до 3,0 наклон становится равным v (58 мВ/ pC_L), так как к атому комплексообразователя присоединяется один лиганд. С увеличением pH до 4,5 к металлу присоединяется еще один лиганд, поэтому наклон кривых становится равным $2v$. Такой наклон кривых сохраняется вплоть до pH 6,0. С дальнейшим увеличением pH до значений 8,0–8,5 наклон уменьшается до v . Число лигандов во внутренней координационной сфере снова становится равным 1.
Кривые зависимости $E - pC_r$, $E - pC_L$ имеют прямолинейный характер, поэтому вместо

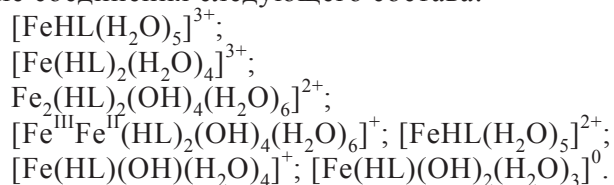
рисунков приведена стехиометрическая таблица, где даются численные значения наклонов (табл. 1, 2).

Совместный анализ экспериментальных зависимостей ЭДС системы от каждой из концентрационных переменных позволяет определить состав комплексов и число конкурирующих лигандов L-аланина и OH⁻-групп (*k*) во внутренней координационной сфере. Число протонов в координированном лиганде (*s*) определяется из диаграммы распределения диссоциированных и недиссоциированных форм L-аланина. Значения числа окисленной и восстановленной форм железа, протонов, лигандов и гидроксильных групп (*q*, *p*, *s*, *l* и *k* соответственно), являются основными базисными частицами и приводятся в индексе общего обозначения констант образования комплексов β_{qpslk} .

Полный анализ данных стехиометрической матрицы (математической модели) позволил

установить составы комплексов Fe(III) (табл. 1) и Fe(II) (табл. 2). Сопоставление первой производной уравнения (1) от указанных переменных с наклонами экспериментальных кривых позволяет определить численные значения всех базисных частиц и составить химическую модель ионных равновесий изученной системы (табл. 3, 4). Уравнения реакций образования указанных выше комплексных соединений представлены в табл. 5.

Полученные экспериментальные результаты показывают, что в изученной системе при указанных значениях температуры, ионной силы раствора и концентрационных параметров на перхлоратном фоне образуются координационные соединения следующего состава:



СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Якубке Х.Д. Аминокислоты. Пептиды. Белки. М., 1985. 456 с.
2. Сырская А.О., Шаповал Л.Г., Макаров В.А., Петюнина В.Н., Грабовецкая Е.Р., Андреева С.В., Наконечная С.А., Бачинский Р.О., Лукьянова Л.В., Козуб С.Н., Левашова О.Л. Аминокислоты глазами химиков, фармацевтов, биологов. Т. 1. 2014. С. 12.
3. Ребров В.Г., Громова О.А. Витамины, макро- и микроэлементы. М., 2008. 957 с.
4. Машковский М.Д. Лекарственные средства. М., 2020. 1216 с.
5. Куваева З. Современные лекарственные средства на основе аминокислот. М., 2009. № 6. С. 43.
6. Рахимова М., Давлатшоева Дж.А., Эмомадова Ш.С., Эшова Г.Б., Миразинзода Ф., Жоробекова М.Б. // Журн. физ. химии. 2022. Т. 96. № 12. С. 1732 (DOI: 10.31857/S0044453722120202).
7. Давлатшоева Дж.А., Рахимова М., Эшова Г.Б., Миразинзода Ф. // Журн. физ. химии. 2023. Т. 97. № 3. С. 355 (DOI: 10.31857/S0044453723030093).
8. Davlatshoeva J.A., Eshova G.B., Rahimova M.M., Guriev M.O., Kvyatkovskaya L.V. // Am. J. Chem. 2017. 7 (2). P. 58 (DOI: 10.5923/j.chemistry.20170702.03).
9. Эшова Г.Б., Давлатшоева Дж.А., Рахимова М., Квятковская Л.В., Гуриев М.О. // Журн. неорг. химии. 2018. Т. 63. № 4. С. 525 (DOI: 10.7868/S0044457X18040207).
10. Эшова Г.Б., Эшова Г.Б., Давлатшоева Дж.А., Рахимова М., Гуриев М.О., Квятковская Л.В. // Журнал Неорганической химии. 2018. Т. 63. № 6. С. 736 (DOI: https://doi.org/10.7868/S0044457X18060119).
11. Шумахер И. Перхлораты: свойства, производство и применение. М., 1963. 276 с.
12. Прибилин Р. Комплексоны в химическом анализе. Пер. с чешского под ред. Ю.Ю. Лурье. М., 1960. С. 383.
13. Заворотный В.Л., Калачева Н.А. Методическое руководство к лабораторным работам по аналитической химии. Титриметрический анализ. М., 2007. 44 с.
14. Сусленикова В.М., Киселева Е.К. Л., 1968. 144 с.
15. Шарло Г. Методы аналитической химии. Количественный анализ неорганических соединений / пер. с франц. Ю.Ю. Лурье М., 1965. 930 с.
16. Clark W.M. Oxidation-Reduction Potentials of Organic Systems. Baltimore, 1960. 584 p.
17. Никольский Б.П., Пальчевский В.В., Пендин А.А., Якубов Х.М. Оксрeдметрия. Л., 1975. 304 с.
18. Якубов Х.М. Применение оксрeдметрии к изучению комплексообразования. Душанбе, 1966. 121 с.
19. Рахимова Мубаширхон. Дис. ... докт. хим. наук. Душанбе, 2013. 328 с.

Информация об авторах

Гулрухсор Бобоназаровна Эшова – ст. науч. сотр. Научно-исследовательского института Таджикского национального университета, канд. хим. наук, 734025, Республика Таджикистан, г. Душанбе, пр. Рудаки 17 (eshova81@mail.ru);

Мубаширхон Рахимова – профессор кафедры физической и коллоидной химии Таджикского национального университета, докт. хим. наук, профессор, 734025, Республика Таджикистан, г. Душанбе, пр. Рудаки 17 (muboshira09@mail.ru);

Джахонгул Асанхоновна Давлатшоева – доцент кафедры физической и коллоидной химии Таджикского национального университета, канд. хим. наук, 734025, Республика Таджикистан, г. Душанбе, пр. Рудаки 17 (kfk1964@mail.ru);

Фарида Мираминзода – науч. сотр. Научно-исследовательского института Таджикского национального университета, 734025, Республика Таджикистан, г. Душанбе, пр. Рудаки 17 (miraminzoda@mail.ru);

Мустафо Тоирзода Ахлидин – ассистент кафедры химии Педагогического института, 734025, Республика Таджикистан, г. Гарм, ул. Э. Мухиддин-63 (mustafotoirzoda37@qmail.com).

Вклад авторов

Все авторы сделали эквивалентный вклад в подготовку публикации.

Конфликт интересов

Авторы заявляют об отсутствии конфликта интересов.

Соблюдение этических стандартов

В данной работе отсутствуют исследования человека и животных.

Статья поступила в редакцию 02.06.2023;
одобрена после рецензирования 16.11.2023;
принята к публикации 25.12.2024.