

УДК 1.549 +577.112.386.2
DOI 10.26456/vtchem2026.3.3

ВЛИЯНИЕ ИОННОЙ СИЛЫ НА РАВНОВЕСИЯ ПРОЦЕССОВ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЯ ЦИСТЕИНАТНЫХ КООРДИНАЦИОННЫХ СОЕДИНЕНИЙ Cu(II)

Г.Б. Бобоназарзода, Дж.А. Давлатшоева, М. Рахимова,
Ф. Мираминзода

Научно-исследовательский институт ТНУ, г. Душанбе

Методом окислительного потенциала изучено комплексообразование ионов Cu(II) в водных растворах цистеина в интервале pH 1.0-8.0 при температуре 298 К и различных ионных силах (NaClO₄). Определены ядерность, вид и число лигандов, общий состав образующихся координационных соединений, рассчитаны константы их образования. Установлено, что при возрастании ионной силы раствора значение констант образования формирующихся координационных соединений уменьшается. При расчетах использован метод последовательного приближения теоретической и экспериментальной окислительной функций с использованием программы Excel. Зависимость константы образования комплексов от ионной силы раствора рассчитывалась на основе уравнения теории Дебая-Хюккеля с применением программы «SigmaPlot-16.0».

Ключевые слова: Cu(II), константа образования, ионная сила, раствор, электродвижущая сила, комплексные соединения, последовательное приближение, уравнение Дебая-Хюккеля.

1. Введение

Для изучения процесса комплексообразования в системе медь(II) - цистеин было проведено потенциометрическое титрование раствора цистеина в присутствии раствора соли меди(II), взятых в соотношении металл - лиганд 1:2. Кривая титрования смеси по сравнению с кривой титрования чистого цистеина лежит значительно в более кислой области, что свидетельствует о происходящем в системе процесса комплексообразования. Комплексообразование начинается после отрыва первого протона от цистеина при pH около 3 единиц и заканчивается при pH около 12. Отсюда можно сказать, что в комплексообразовании с медью(II) участвует нейтральная и монопротонированная формы цистеина [1].

© Бобоназарзода Г.Б.,
Давлатшоева Дж.А.,
Рахимова М., Мираминзода Ф., 2026

Синтезированы координационные соединения рения(V) с 2-амино-4-(метилтио)-бутановой кислотой (метионин Met) и 2-амино-3-меркаптопропионовой кислотой (цистеин Cys). Установлено, что в зависимости от соотношения исходных реагентов образуются соединения с одной или двумя молекулами лиганда. Исследование термических свойств синтезированных соединений показало, что при нагревании комплексов, содержащих одну молекулу аминокислоты, в интервале 128-132° С происходит отщепление двух молекул галогеноводорода и образование молекулярного комплекса. Состав, строение и термическая устойчивость полученных соединений исследованы методами элементного анализа, кондуктометрии, ИК-, ЯМР- и масс-спектроскопии [2].

Основной ролью аминокислоты цистина является ее использование в медицинских целях. Соединение включают в состав большого количества лекарственных средств, необходимых для комплексной терапии всевозможных болезней. Лекарственные средства на основе цистина обладают гепатотропным, антиоксидантным, детоксикационным, репаративным, иммуномодулирующим, ранозаживляющим, муколитическим и отхаркивающим эффектом. При регулярном применении цистин улучшает состояние кожных покровов, активизирует процессы регенерации в ногтевых пластинках, волосах, а также снижает риск развития катаракты и рака [3].

Одной из современных проблем изучения комплексных соединений является исследование комплексообразования в растворах. Ее отличительная особенность – количественный подход к изучению процессов комплексообразования. Для этого применяются различные физико – химические методы и методы математических расчетов [4-6], с помощью которых можно характеризовать состав и устойчивость комплексов, не выделяя их из растворов.

В растворах, соприкасающихся с медным электродом, установлена реализация устойчивого равновесия

$$\text{Cu}^0 - \text{Cu}^{2+} - \text{Cu}^+.$$

Изучена зависимость положения равновесия от величины pH, концентраций меди(II) и аминокислоты.

В водных растворах цистеина (α -амино- β -оксипропионовая кислота) также, как и для большинства α -аминокислот без дополнительных функциональных групп, показано образование мооядерных соединений меди(II) с соотношением $\text{Cu}^{2+} : \text{Cys}^{\pm} = 1:1$ и $1:2$ [7]. В области высоких концентраций цистеина в щелочных растворах наблюдается также образование трискомплексных CuA_3^- [7]. Сведений об образовании в водных растворах цистеина координационных

соединений меди (I) или смешанновалентных, включающих одновременно ионы Cu^{2+} и Cu^+ , нами не найдено.

Ранее нами [8] на примере растворов ряда аминокислот, в частности α -аланина (α -аминопропионовая кислота), было показано, что использование оксрeдметрического метода с применением медного амальгамированного электрода ($\text{Cu}(\text{Hg})$) дает возможность изучать комплексообразование меди (II).

При изучении процессов комплексообразования в окислительно-восстановительных системах часто применяют высокочувствительный, простой, недорогой в постановке эксперимента и удобный метод оксрeдметрии Кларка–Никольского [9, 10].

Целью настоящей работы является исследование процесса комплексообразования в гетерогенной системе $\text{Cu}(\text{Hg})$ - $\text{Cu}(\text{II})$ -Cys- H_2O .

2. Методы и принципы исследования

Для проведения оксрeдметрических измерений были использованы гальванические элементы, составленные сочетанием трех электродов:

1. Медный амальгамированный - электрод первого рода и насыщенный хлорсеребряный - электрод второго рода для измерения ЭДС цепи.

2. Насыщенный хлорсеребряный – стеклянный, для измерения pH среды.

Постоянство ионной силы достигалась добавлением рассчитанных количеств нитрата натрия и гидроксида натрия.

Первый раствор готовился следующим образом: добавлялись в 25 мл колбы определенные количества растворов L - цистеина, нитрата меди(II), нитрата натрия и до метки водой. Таким же способом готовился второй рабочий раствор, отличающийся от первого, тем что в данном растворе добавлялось рассчитанное количество нитрата натрия и гидроксида натрия, т.е. по значению pH согласно формуле (1). Ионная сила рассчитывалась согласно уравнению:

$$I = \frac{1}{2} \sum (C_i Z_i^2) \quad (1)$$

Медный электрод изготовлен из металлической меди «О.С.Ч.» в виде стержня, запрессованного в тефлоновую трубку. Очистка ртути и амальгамирование электрода выполнены, согласно рекомендациям [11].

Концентрация ионов Cu^{2+} и определялась йодометрический методом [12, 13].

Для приготовления растворов использовали бидистиллат, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (х.ч), цистеин производства фирмы “Reanal” (Венгрия),

NaNO₃ марки «ЧДА», HNO₃ приготовлена из фиксанал. Концентрация NaOH определялась методом [14] прямого титрования 0.1 М раствором соляной кислоты в присутствии индикатора фенолфталеина.

Калибровка медного электрода с целью проверки его подчинения уравнению Нернста заключается в измерении ЭДС первого гальванического элемента в серии растворов, содержащих нитрат меди(II) различной концентрации.

Для создания инертной атмосферы и перемешивания растворов применялся газообразный азот, очищенный от O₂ и CO₂.

3. Результаты и их обсуждение

Термодинамические свойства координационных соединений, образующихся в растворах с разной ионной силой, трудно сравнивать количественно. Этот параметр зависит от целей и задач исследования. Фоновый электролит тоже выбирают в зависимости от эксперимента. Обычно используют нитраты или перхлораты, реже — хлориды и сульфаты натрия или калия.

Окредметрические исследования и расчеты равновесия образования координационных комплексов в системе Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-H₂O с использованием окислительной функции показали, что в изученных растворах могут находиться следующие комплексные частицы ионов меди: [Cu(Cys)(H₂O)₃]²⁺, [Cu(Cys)(OH)(H₂O)₂]⁺, [Cu(OH)₂(H₂O)₂]⁰, [Cu(Cys)(L)(H₂O)₂]⁺.

Аналогичные зависимости были сняты при ионных силах равных: 0.10; 0.25; 0.50; 0.75; 1.0 и температурах 288; 298; 308 и 318 К. Для установления числа и вида координированных лигандов, а также для определения протяженности прямолинейных участков, соответствующих определенному составу координационных соединений железа по шкале pH были сняты экспериментальные зависимости окислительного потенциала E от pH.

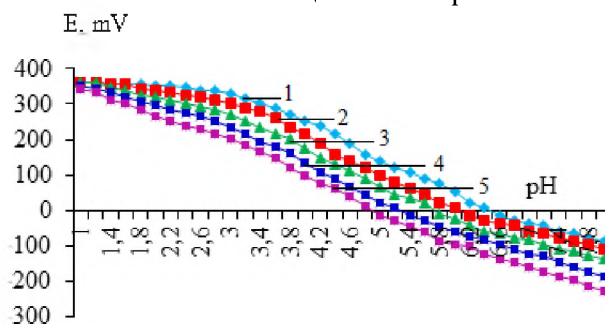


Рис. 1. Зависимость ЭДС от pH в системе: Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-H₂O при температуре 298 К, C_{Cu²⁺} = 0.001 и C_{Cys} = 0.01 моль/л.

Кривые относятся к ионным силам раствора (моль/л): 1 – 0.10; 2 – 0.25; 3 – 0.50; 4 – 0.75; 5 – 1.00.

На (рис.1) представлена зависимости E от pH при различных ионных силах. Исходя из рисунка 1, следует, что при меньших ионных силах начало комплексообразования сдвигается в сторону увеличения pH .

Рассмотрим экспериментальную зависимость E от pH при концентрации $C_{Cu^{2+}} = 0.001$, $C_{Cys} = 0.01$ и ионной силе 0.75 моль/л (рис. 2). В соответствии с теорией оксидометрии [9, 10], последовательные линейные участки с углами наклона 0, $-v/2$, $-v$, $-2v$, $-v$ указывают на ступенчатое комплексообразование $Cu(II)$.

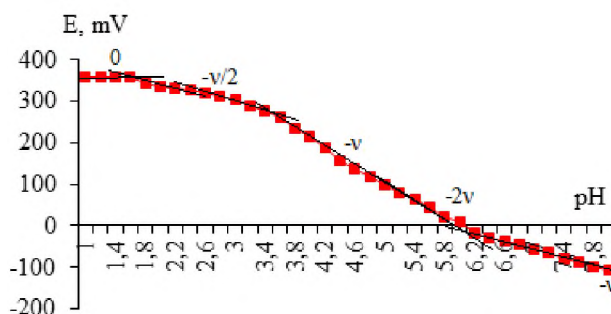


Рис. 2. Зависимость ЭДС (E , мВ) от pH для системы $Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-H_2O$ при температуре 298 К, $I=0.75$; $C_{Cu^{2+}} = 0.001$ и $C_{Cys} = 0.01$ моль/л

Зависимости $E - pH$ позволяют определить общее количество, координированных лигандов вокруг центрального иона комплексообразователя.

Тем не менее, по этим зависимости сложно напрямую оценить влияние ионной силы на процессы комплексообразования. Это становится возможным, если точно установлен состав образующихся комплексов, рассчитаны реальные значения констант образования и определены диапазоны их доминирования по шкале pH при различных ионных силах раствора.

Анализ зависимости, представленной в таблице 1, демонстрирует, что влияние ионной силы на константы образования комплексов является вариативным и определяется их специфическим составом.

Численные значения величин логарифмов констант устойчивости образующихся комплексов представлены в таблице 1.

Таблица 1.
Исленные значения величин логарифма констант устойчивости комплексов Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-H₂O при температуре 298 К и различных ионных силах раствора, $C_{Cu^{2+}} = 0.001$; $C_{Cys} = 0.01$ моль/л.

№, п/п	Состав комплекса	Значения констант устойчивости комплексов				
		Ионная сила раствора, моль/л				
		0.10	0.25	0.50	0.75	1.00
1	$[CuHL(H_2O)_3]^{2+}$	7.52±0.01	7.47±0.02	7.44±0.05	7.40±0.03	7.36±0.05
2	$[Cu(HL)(OH)(H_2O)_2]^+$	4.72±0.09	4.67±0.04	4.61±0.02	4.57±0.05	4.52±0.02
3	$[Cu(OH)_2(H_2O)_2]^0$	-1.98±0.03	-2.01±0.05	-2.04±0.04	-2.07±0.03	-2.10±0.08
4	$[Cu(HL)(L)(H_2O)_2]^+$	12.90±0.09	12.85±0.07	12.79±0.06	12.72±0.04	12.67±0.09

Ионная сила влияет на численные значения констант образования координационных частиц. Увеличение ионной силы от 0.1 до 1.0 моль/л приводит к постепенному уменьшению логарифмов констант образования комплексов. Это связано с изменением коэффициентов активности, что, в свою очередь, влияет на зависящие от концентрации константы образования. В растворе ионы с положительным и отрицательным зарядом формируют устойчивые слои с противоположными зарядами.

Далее рассмотрим зависимости констант устойчивости комплексных соединений от ионной силы для первых комплексов Cu(II). Первый комплекс чисто цистинатный $[CuHL(H_2O)_3]^{2+}$, константа устойчивости изменяется от 7.52 до 7.36. Второй гидроксо цистинатный комплекс состава $[Cu(HL)(OH)(H_2O)_2]^+$ за счет гидроксильной группы он устойчив.

Далее образуется комплекс состава $[Cu(HL)(L)(H_2O)_2]^+$. В изученном интервале ионных сил растворов константы устойчивости рассматриваемого комплекса, соответствующие: 12.90; 12.85; 12.79; 12.72 и 12.67. Комплекс $[Cu(HL)(L)(H_2O)_2]^+$, у него самый сложный состав. Во внутренней координационной сфере находится не только атом Cu(II), но ещё два лиганда.

С ростом ионной силы раствора увеличивается электростатическое отталкивание между центральным ионом и лигандом, что снижает устойчивость координационных соединений.

Зависимость логарифмов констант образования от ионной силы выражается уравнениями Дэвиса и Васильева [15], которые выражаются следующими уравнениями:

$$\lg\beta_c = \lg\beta_0 + \Delta z^2 \cdot A\gamma \cdot (I^{1/2}/1 + I^{1/2} - 0.2 I) \quad (2)$$

Для нахождения постоянных коэффициентов, входящих в уравнение Васильева (2) необходимо построить график зависимости $\lg\beta_c - \Delta z^2 \cdot A\gamma \cdot I^{1/2}/1 + 1.6 \cdot I^{1/2}$ от ионной силы. Построенные на основании вычисленных значений концентрационных констант образования зависимости приведены на рис. 3, а). Полученные прямые линии при экстраполяции на $I=0$ дают отрезки на оси ординат численно равные $\lg\beta_0$. Угловым коэффициентом полученных кривых позволило определить величину эмпирической константы b уравнения (3), которые приведены в таблице 2.

Угловым коэффициентом в уравнении (3) равен величина (b) принимает как положительное, так и отрицательное значения. Когда известна величина (b) для каждого комплекса уравнение (3) приобретает следующий вид:

$$\lg\beta_c = \lg\beta_0 + \Delta z^2 \cdot A\gamma \cdot I^{1/2}/1 + 1.6 \cdot I^{1/2} + b I \quad (3)$$

где, $A\gamma$ -константа теории Дебая-Хюккеля, равная 0,508; Δz^2 -алгебраическая сумма квадратов зарядов ионов, I - ионная сила раствора, b -эмпирическая константа, a -переменный параметр, равный среднему эффективному диаметру гидратированного иона, выраженному в ангстремах ($a=0.49\text{ нм}=4.9$ ангстрем), β_0 -термодинамическая константа образования, β_c - концентрационная константа образования.

Расчеты констант образования комплексов показали, что состав частиц не изменяется в зависимости от ионной силы раствора при значениях $0,1 \div 1,0$ моль/л NaClO_4 и стандартных условиях.

Однако ионная сила существенно влияет на численные значения констант образования координационных частиц.

Уравнение Дэвиса применяется в узком диапазоне ионных сил, а уравнение Васильева — при высоких значениях. Многие исследователи использовали эти уравнения для описания моноядерных координационных соединений. Однако в нашей системе образуются не только моноядерные комплексы, но и смешанно-лигандные, гидроксосоединения и возможно биядерные координационные частицы.

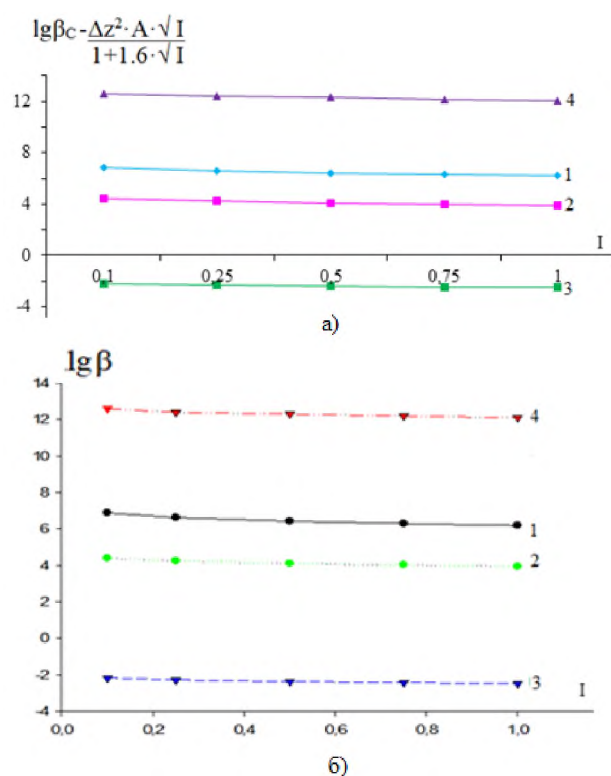


Рис. 3. Зависимость констант образования комплексных соединений Cu(II) от ионной силы раствора (I) моль/л в системе: Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-H₂O, температуре 298 К, $C_{Cu^{2+}} = 0.001$ и $C_{Cys} = 0.01$ моль/л. Кривые относятся к комплексным соединениям: 1-[CuHL(H₂O)₃]²⁺, 2-[Cu(HL)(OH)(H₂O)₂]⁺, 3-[Cu(OH)₂(H₂O)₂]⁰, 4-[Cu(HL)(L)(H₂O)₂]⁺. а) по уравнению Дебая-Хюккеля; б) по программе «SigmaPlot-16.0»

На основе уравнений Девиса и Васильева вывели формулу (4-7). Она описывает все ионные равновесия и включает следующие равенства:

Состав комплекса	Значения коэффициента в уравнении (4-7)
T=298 K	
[CuHL(H ₂ O) ₃] ²⁺	$\lg\beta_c = 7.52 + 3.05 \cdot \sqrt{I} / (1 + 1.6 \cdot \sqrt{I}) - 1.64 \cdot I$ (4)
[Cu(HL)(OH)(H ₂ O) ₂] ⁺	$\lg\beta_c = 4.73 + 1.527 \cdot \sqrt{I} / (1 + 1.6 \cdot \sqrt{I}) - 1.05 \cdot I$ (5)
[Cu(OH) ₂ (H ₂ O) ₂] ⁰	$\lg\beta_c = -1.98 + 1.018 \cdot \sqrt{I} / (1 + 1.6 \cdot \sqrt{I}) - 0.58 \cdot I$ (6)
[Cu(HL)(L)(H ₂ O) ₂] ⁺	$\lg\beta_c = 12.9 + 1.527 \cdot \sqrt{I} / (1 + 1.6 \cdot \sqrt{I}) - 1.0 \cdot I$ (7)

Таблица 2.

Величины логарифма термодинамических констант образования ($\lg\beta_0$) и эмпирических констант (b) для комплексов Cu(II), образующихся в системе: Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-H₂O, температуре 298 К, $C_{Cu^{2+}} = 0.001$ и $C_{Cys} = 0.01$ моль/л. (I – графическим методом, II – по программе «SigmaPlot-16.0»)

№ п/п	Состав комплекса	Рассчитанные значения			
		$\lg\beta_0$		b	
		I	II	I	II
1	$[CuHL(H_2O)_3]^{2+}$	7.52	7.69	-1.64	-1.77
2	$[Cu(HL)(OH)(H_2O)_2]^+$	4.73	4.65	-1.05	-0.97
3	$[Cu(OH)_2(H_2O)_2]^0$	-1.98	-1.76	-0.58	-0.61
4	$[Cu(HL)(L)(H_2O)_2]^+$	12.9	12.78	-1.0	-0.86

Из уравнений (4-7) видно, что величина $A\gamma=0,508$, обозначающая межионное расстояние, остается постоянной. В то же время, величина Δz^2 меняется в зависимости от заряда комплексной частицы. Эти уравнения также различаются значениями $\lg\beta_0$ и b .

Проведены расчеты и статистическая обработка констант с использованием программы «SigmaPlot-16.0» (табл. 2). Полученные зависимости описываются уравнением:

$$f = y + a \cdot x + b \cdot x^2 \quad (8)$$

Значения логарифма термодинамических констант ($\lg\beta_0$) образующихся координационных соединений, полученных двумя методами (табл. 2), согласуются между собой. Значения эмпирической константы (b) уравнений (3-8) согласуются между собой в пределах ошибки метода расчета.

Константы образования координационных соединений, рассчитанные по экспериментальным данным, полученным методом итерации и вычисленные с помощью соответствующих уравнений (4-8), а также с применением программы «SigmaPlot-16.0» хорошо согласуются между собой (табл. 3), что свидетельствует о достоверности полученных результатов. Способ расчета и статистической обработки результатов эксперимента выполнены по программе Excel [16, 17].

Таблица 3.

Значения логарифма концентрационных констант образования комплексов системы: Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-Na(H)ClO₄-H₂O при 298 К, $C_{Cu^{2+}} = 0.001$ и $C_{Cys} = 0.01$ моль/л.

Ионная сила раст. (I), моль/л.	Значения логарифма концентрационных констант образования комплексов $\lg \beta_C$							
	$[\text{CuHL}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+}$		$[\text{Cu}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$		$[\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_2]^0$		$[\text{Cu}(\text{HL})(\text{L})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$	
	по урав. (3)	эксперим.	по урав. (4)	эксперим.	по урав. (5)	эксперим.	по урав. (6)	эксперим.
0.10	8.00	7.52	4.95	4.72	-1.82	-1.98	13.10	12.90
0.25	7.96	7.47	4.98	4.67	-1.84	-2.01	13.10	12.85
0.50	7.71	7.44	4.71	4.61	-1.93	-2.04	12.90	12.79
0.75	7.40	7.4	4.50	4.57	-2.05	-2.07	12.70	12.72
1.00	7.05	7.36	4.27	4.52	-2.17	-2.10	12.50	12.67

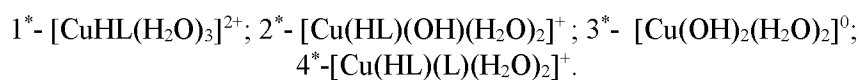
Изучены данные по влиянию ионной силы рабочего раствора на начало формирования комплексов по шкале pH. В системе независимо от ионной силы раствора образуется 4 координационных соединений состава: $[\text{CuHL}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$, $[\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_2]^0$ и $[\text{Cu}(\text{HL})(\text{L})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$. Среди всех образующихся координационных соединений самая высокая устойчивость комплекс $[\text{Cu}(\text{HL})(\text{L})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$. Это связано с тем, что комплексам такого состава свойственно устойчивые структуры хелатного типа.

Изменение ионной силы раствора влияет на начало формирования комплексов (табл. 4).

Таблица 4.

pH начала образования чисто-цистеинатных комплексов Cu(II) в системе Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-Na(H)ClO₄-H₂O при 298 K, C_{Cu²⁺} = 0.001; C_{Cys} = 0.01 моль/л и различных ионных силах

№, п/п	I, моль/л	pH			
		1* Область домин.	2* Область домин.	3* Область домин.	4* Область домин.
1	0.10	1.4-4.8	2.2-7.6	2.6-6.8	4.0-8.0
2	0.25	1.3-4.7	2.1-7.5	2.5-6.7	3.9-7.9
3	0.50	1.2-4.6	2.0-7.4	2.4-6.6	3.8-7.8
4	0.75	1.1-4.5	1.9-7.3	2.3-6.5	3.7-7.7
5	1.00	1.0-4.4	1.8-7.2	2.2-6.4	3.6-7.6



Как видно из рисунка 3 кривые зависимости констант устойчивости комплексов Cu(II) (β_{qslk}) от ионной силы раствора имеют прямолинейный характер. Выведены уравнения, описывающие эти зависимости, а также вычислена достоверность полученных данных (табл. 5).

Таблица 5.

Уравнения зависимостей констант устойчивости комплексов Cu(II) от ионной силы раствора для системы Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-Na(H)ClO₄-H₂O и их достоверность при $C_{\text{Cu}^{2+}} = 0.001$ и $C_{\text{Cys}} = 0.01$ моль/л, температуре 298 К.

Уравнения относятся к комплексам: 1- $[\text{CuHL}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+}$, 2- $[\text{Cu}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$, 3- $[\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_2]^0$, 4- $[\text{Cu}(\text{HL})(\text{L})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$.

№, п/п	Уравнения	Достоверность
1	$y = -0.4315x + 1.4244$ (9)	$R^2 = 0.9925$ (99.25 %)
2	$y = -0.4315x + 2.2244$ (10)	$R^2 = 0.9925$ (99.25 %)
3	$y = -0.4315x + 2.6244$ (11)	$R^2 = 0.9925$ (99.25 %)
4	$y = -0.4315x + 4.0244$ (12)	$R^2 = 0.9925$ (99.25 %)

Уравнение (9) относится к комплексу $[\text{CuHL}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+}$ и представляет собой зависимость pH начала его формирования в интервале ионных сил 0.1÷1.0 моль/л. Установленная зависимость имеет достаточно высокую достоверность 99.25 %. Второй зависимость относится комплексу $[\text{Cu}(\text{HL})(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$, выведенная зависимость соответствует уравнению (10) и показывает при каких значениях pH начинает формироваться такой состав комплекса при изменении значений ионных сил раствора. Достоверность этой зависимости составляет 99.25 %. Соединение состава $[\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_2]^0$ описывается уравнением (11). Четвертое комплекс состава $[\text{Cu}(\text{HL})(\text{L})(\text{H}_2\text{O})_2]^+$ описывается уравнением вида $y = -0.4315x + 4.0244$. Достоверность полученных в этом варианте данных составляет 99.25 % и является высоким.

Построена графическая зависимость pH начала формирования комплекса от ионной силы раствора для цистеинатных комплексов Cu(II) (рис. 4). Как видно, все пять кривые, принадлежащие имеют прямолинейный вид.

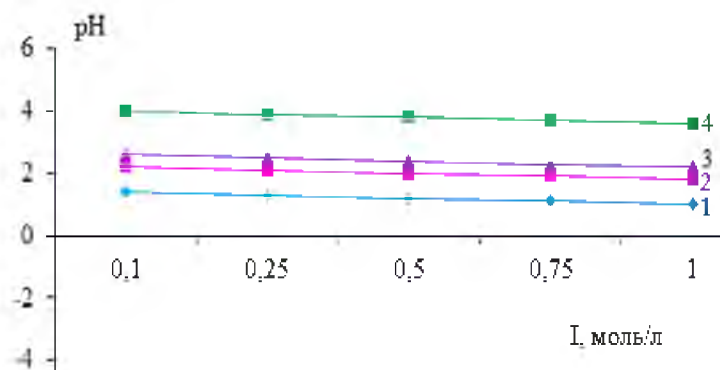


Рис. 4. Зависимость pH начала образования комплексов Cu(II) от ионной силы раствора в системе Cu(Hg)-Cu(II)-Cys-Na(H)ClO₄-H₂O при $C_{Cu^{2+}} = 0.001$; $C_{Cys} = 0.01$ моль/л, температуре 298 К. Кривые относятся:
 1-[CuHL(H₂O)₃]²⁺, 2-[Cu(HL)(OH)(H₂O)₂]⁺, 3-[Cu(OH)₂(H₂O)₂]⁰,
 4-[Cu(HL)(L)(H₂O)₂]⁺.

4. Выводы

Выявлено, что в выбранных условиях эксперимента ионная сила не влияет на состав образующихся координационных частиц, но оказывает существенное влияние на численные значения констант образования и области доминирования комплексов. Выведены уравнения зависимостей логарифмов констант образования от ионной силы, которые позволили экстраполяцией на нулевую ионную силу получить термодинамические константы образования установленных координационных соединений.

Таким образом, для 4 координационных соединений различного состава исследованы и проанализированы pH начала образования частиц и их доминирование по шкале pH.

С использованием компьютерных программ и полного анализа экспериментальных кривых зависимости ЭДС системы от концентрационных параметров, а также численных значений констант образования комплексов и pH начала формирования комплексов найдены термодинамические параметры. Они могут быть использованы при разработке оптимальных условий выделения комплексов из раствора в твердом состоянии.

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

Список литературы

1. Семенова Е.О. Физико-химическое исследование системы медь(II) - цистеин – вода // *Современные проблемы естественных наук и фармации*. №11.—2022.— С. 476 — 478.
2. Гагиева С.Ч. Координационные соединения рения(V) с серосодержащими аминокислотами // *Журнал неорганической химии*. Т. 52. — №11. — 2007. — С. 1836 — 1842.
3. Сыровая 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: в 2-х т. Том 1 / - Х. «Щедра садиба плюс». — 2014. — 228 с.
4. Дергачёв В.Д. Дергачёв И.Д., Петров А.И. Математическое моделирование процессов комплексообразования // *Математические методы моделирования, управления и анализа данных*. 2014. — С. 33 — 35.
5. Зозуля А.П., Пешкова В.М. Исследование комплексообразования в растворах методом распределения // *Успехи химии*. — Т. 29. — № 2. — 1960. — С. 224 — 268.
6. Шлефер Г.Л. Комплексообразование в растворах. Методы определения состава и констант устойчивости комплексных соединений в растворах. Москва-Ленинград, Химия. — 1964. — 381 с.
7. Willams D.R. // *J. Chem. Dalton Trans.* - 1973. — No. 10. — P. 1064 — 1066.
8. Eshova G.B. Davlatshoeva J. A., Miraminzoda F., Rakhimova M. Study of the Process of Complex Formation Between Cu^{2+} Ion and L-Aminopropionic Acid in Aqueous Solution, // *Russian Journal of Physical Chemistry*. — 2024. — Vol. 98. — No. 4. — PP. 577 — 582. DOI: 10.1134/S0036024424040071
9. Clark W.M. Oxidation-Reduktion Potentials of Organic Systems. Baltimore: The Williams and Wilkins Company, 1960. — P. 584.
10. Никольский Б.П., Пальчевский В.В., Пендин А.А., Якубов Х.М. Оксредметрия. Л.: Химия, 1975. — 304 с.
11. Квятковская Л.В., Масуров М.М., Якубов Х.М. Оксредметрическое изучение комплексообразования меди(II) в водных растворах одноосновных кислот. – Душанбе: ТГУ. — 1987. — 32с.
12. 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.
13. Чиркст Д.Э., Черемисина О.В., Иванов И.И., Чистяков А.А., Лобачева О.Л., Литвинова Т.Е. Количественный анализ: Методические указания к лабораторным работам. СПб. — 2010. — 54 с.
14. Правилова С.Д., Чаплинский Е.Ф., Иванова Т.А. Определение концентрации щелочи в лабораторном практикуме по химии // *Современные наукоемкие технологии*. — 2013. — № 9. — С. 62 — 63.

15. Васильев В.П. Термодинамические свойства растворов электролитов. М.: Высшая школа. — 1982. — 317 с.
16. Walkenbach, D. Formulas in Excel 2013. M.: Dialectics. — 2019. — 720 p.
17. Айзек М.П. Графики, формулы, анализ данных в Excel. Санкт-Петербург: Наука и Техника. — 2023. — 384 с. ISBN 978-5-94387-771-1.

Об авторах:

БОБОНАЗАРЗОДА Гулрухсор Бобоназар – кандидат химический наук, ведущий научный сотрудник Научно-исследовательский институт Таджикского национального университета (734025, Республика Таджикистан, г. Душанбе, проспект Рудаки, 17), e-mail: eshova81@mail.ru, ORCID: 0000-0003-0329-2785, SPIN-код: 4224-5453, Scopus ID: 57202857591.

ДАВЛАТШОЕВА Джахонгул Асанхоновна - кандидат химический наук, доцент кафедры физической и коллоидной химии Таджикского национального университета (734025, Республика Таджикистан, г. Душанбе, проспект Рудаки, 17), e-mail: kfk1964@mail.ru, ORCID: 0000-0002-0277-3758.

РАХИМОВА Мубаширхон – доктор химический наук., профессор, профессор кафедры физической и коллоидной химии Таджикского национального университета (734025, Республика Таджикистан, ш. Душанбе, проспект Рудаки, 17), e-mail: muboshira09@mail.ru, ORCID: 0000-0002-1349-2476.

МИРАМИНЗОДА Фарида - кандидат химический наук, ведущий научный сотрудник Научно-исследовательский институт Таджикского национального университета, (734025, Республика Таджикистан, г. Душанбе, проспект Рудаки, 17), e-mail: miraminzoda@mail.ru, ORCID: 0000-0002-3004-3322.

INFLUENCE OF IONIC STRENGTH ON THE EQUILIBRIUM OF COMPLEXATION PROCESSES OF CYSTEINATE COORDINATION COMPOUNDS OF Cu(II)

**G.B. Bobonazarzoda, J.A. Davlatshoeva, M. Rakhimova,
F. Miraminzoda**

Research Institute of TNU, Dushanbe

Abstract. The oxidation potential method was used to study the complexation of Cu(II) ions in aqueous cysteine solutions over a pH range of 1.0–8.0, at a

temperature of 298 K, and at various ionic strengths (NaClO_4). The nuclearity, type, and number of ligands, as well as the overall composition of the resulting coordination compounds, were determined, and their formation constants were calculated. It was found that, as the ionic strength of the solution increased, the formation constants of the forming coordination compounds decreased. The calculations were performed using a successive approximation of the theoretical and experimental oxidation functions, using Excel. The dependence of the complex formation constant on the ionic strength of the solution was calculated using the Debye-Hückel equation and SigmaPlot-16.0 software.

Keywords: *Cu(II), formation constant, ionic strength, solution, electromotive force, complex compounds, successive approximation, Debye-Hückel equation.*

Дата поступления в редакцию: 17.09.2026.

Дата принятия в печать: 24.09.2026.