

УДК 543.245.2:[546.72:547.474.1]:502.2

© 2013 Свириденко В.Г.¹, Хаданович А.В.², Суховсєв В.В.¹

¹ УО «Гомельський державний університет імені Франциска Скорини»

² Ніжинський державний університет імені Миколи Гоголя

КОМПЛЕКСОУТВОРЕННЯ ФЕРУМУ З ЛИМОННОЮ КИСЛОТОЮ ПРИ АНАЛІЗІ БІОЛОГІЧНИХ ОБ'ЄКТІВ

При аналізі ґрунтів, рослин та природних вод на вміст двовалентних іонів металів заважають іони Fe^{3+} , які співосаджують їх, впливаючи на достовірність визначення макрокількостей елементів. Розроблена методика дозволяє маскувати Fe^{3+} лимонною кислотою з утворенням розчинної комплексної сполуки. Встановлено склад комплексу цитратів феруму при різних значеннях рН і визначена його стійкість.

Ключові слова: Ферум, лимонна кислота, комплексоутворення, стійкість, ліганди, купрум, цинк, кадмій, рослини, ґрунти, води.

Ферум належить до елементів, біологічні функції яких вивчені найбільш повно. Входячи до складу великої кількості ферментних систем, Ферум бере участь у складних біохімічних процесах, виконуючи в організмі багатогранну роль. Він є складовою частиною гему гемоглобіну, що здійснює транспорт кисню, входить до складу дихальних ферментів – каталази, пероксидази, цитохрому, які сприяють переміщенню електронів у дихальному ланцюгу, а також є складовою частиною коензимів, що беруть участь у переносі гідрогенових комплексів і переміщенні електронів у мітохондріях [1].

Ферум міститься у великих кількостях у біологічних системах, зокрема, у ґрунті, і по ланцюгу живлення потрапляє в живі організми. Він є гарним комплексоутворювачем, тому що здатний утворювати хелатні сполуки з різними органічними лігандами. Кількісні дані про вміст феруму не дають повної інформації про його метаболізм в організмі, тому необхідне вивчення реакцій цього елементу з різними компонентами для встановлення хімічного складу утворюваних сполук [2-4].

Живі організми знаходяться в постійній динамічній рівновазі з навколишнім середовищем. Різноманітні форми впливу на середовище порушують збалансованість між окремими її компонентами та погіршують їх нормальне функціонування. Промислові викиди хімічних сполук в атмосферу (у тому числі йонів важких металів, таких як Ферум, Цинк, Купрум, Кадмій, Плюмбум тощо), призводить до включення їх у біогеохімічний кругообіг і є найважливішим антропогенним чинником, який спричиняє руйнування екосистем.

Питання впливу важких металів на фізіологічні процеси у рослинних і тваринних організмах викликає певний інтерес. Накопичено великий теоретичний і практичний матеріал з вивчення елементного складу рослин; виявлено закономірності між поглинанням, накопиченням важких металів і продукуванням ними біологічно активних речовин.

При підготовці до визначення слідових кількостей (10^{-4} і 10^{-6} моль/л) двовалентних іонів біометалів у природних об'єктах (ґрунтах, рослинах, природних водах) однією з аналітичних проблем є їх співосадження Ферум (III) гідроксидом, який випадає в осад. Маскування Феруму проводять аскорбіною кислотою, аскорбатами, лимонною кислотою, цитратами та фторидами. При проведенні масових аналізів компоненти, використувані для маскування, вимагають щойно виготовлених розчинів. Дослідження показали, що для аналізу природних розчинів найбільш зручним реагентом для маскування Феруму є лимонна кислота. Для одержання достовірних результатів визначення катіонів купруму, кадмію, плюмбуму в природних об'єктах використано комплекс інструментальних методів аналізу (фотоколориметричний, вольтамперометричний, атомно-адсорбційний, спектрометрія).

Метою цього дослідження було вивчення процесу комплексоутворення Fe^{3+} з лимонною кислотою та кількісне визначення двозарядних катіонів біометалів у природних об'єктах.

Експериментальна частина

Об'єктом дослідження були зразки дерново-підзолистих піщаних і супіщаних ґрунтів Гомельського району та рослини, що

ростуть на них, а саме: нагідки лікарські – *Calendula officinalis* L.; череда трироздільна – *Bidens tripartita* L.; хамоміла лікарська – *Chamomilla recutita* (L.) Rauschert; грицики звичайні – *Capsella bursa-pastoris* L.; природні води (р. Уть Гомельського району).

Ґрунтови та рослинні витяги, а також природну воду обробляли розчином 0,1 м НСІ. Потім вводили лимонну кислоту, доводили до відповідних значень рН, додаючи 0,1 М розчин амоніаку. При рН 7,4 утворювалися відповідні гідроксиди.

Визначення концентрацій йонів металів проводили на полярографі ПУ-1 із застосуванням ртутного крапельного електрода (у трапецієдальному режимі розгортки), період капання ртуті 3,2 с, швидкість розгортки – 4 мВ/с, амплітуда – 8 мВ. Потенціали на полярограмах віднесено до потенціалу донної ртуті, полярографування проведено в інтервалі потенціалів від 0 до 1,3 В. Як індиферентний електроліт використано розчин 0,1 М хлоридної кислоти з додаванням водного розчину амоніаку при різних значеннях рН. Іони плюмбуму визначали на фоні 0,1 М розчину хлоридної кислоти при рН 1. Одержані результати вольтамперометричного визначення йонів купруму, плюмбуму, кадмію підтверджено їх кількісним визначенням методом атомно-адсорбційної спектроскопії. Вивчення процесів комплексоутворення проводилося фотометричним методом при рН = 3,6 і 7,4 в такому порядку:

- утворення цитратного комплексу феруму (III) у водному розчині;
- утворення цитратного комплексу феруму (III) при різних рН.

У системі Fe (III) – лимонна кислота – H₂O утворився один комплекс, склад якого визначали методом ізомолярних серій (метод Остромисленського–Жоба). На основі цих визначень розраховували величину константи утворення комплексу.

Метод ізомолярних серій використовували за такою схемою: готували розчини зі змінним відношенням концентрації металу – комплексоутворювача до концентрації ліганду (C_M/C_L) при C_M + C_L = const. При дослідженні комплексів слабких кислот необхідно підтримувати рН на постійному рівні.

Техніка експерименту зводилася ось до чого: у мірних колбах на 50 мл змішували 0,001М розчини лимонної кислоти і ферум (III) нітрату в таких молярних співвідношеннях:

$$\frac{M_{Fe^{3+}}}{M_{Fe^{3+}} + M_{цитрат-іон}} =$$

$$= 0,1; 0,2; 0,3; 0,4; 0,5; 0,6; 0,7; 0,8; 0,9,$$

де $M_{Fe^{3+}}$ – кількість грам-молів ферум (III) нітрату в 50 мл суміші,

$M_{цитрат-іон}$ – кількість грам-молів лимонної кислоти в 50 мл суміші.

Сума $M_{Fe^{3+}}$ та $M_{цитрат-іон}$ у зазначеній ізомолярній серії розчинів залишалася постійною.

Спектр поглинання розчинів знімали в області від 340 до 600 нм. За отриманими даними будували графік залежності оптичної щільності розчину від його концентрації. За положенням максимуму на кривій робили висновок про склад комплексу, що утворюється.

Визначення константи утворення комплексу за методом ізомолярних серій проводилося з використанням будь-яких двох точок кривої: оптична густина – склад розчину. У системі мала місце реакція $M + L = ML$, для якої:

$$\beta = \frac{C'_K}{(C'_L - C'_K)(C'_M - C'_K)} = \frac{C''_K}{(C''_L - C''_K)(C''_M - C''_K)},$$

де C_K, C_L, C_M – загальні концентрації комплексу, адендів (ліганду), металу в першому (C') і другому (C'') розчинах.

У разі, нехтування поглинанням комплексів у розчині, C_K = D/E_K, звідки після відповідних перетворень знаходили E_K:

$$E_K = \frac{1}{C} \sqrt{\frac{D' D''^2 - D'' D'^2}{D''(x' - x'^2) + D'(x''^2 - x''')}}.$$

Знаючи E_K та C_K, знаходили константу утворення комплексу (β). При розведенні розчину, склад якого відповідав складу утворюваного комплексу, розчинником у «р» разів; ступінь дисоціації комплексу змінювався відповідно до рівняння Бабка [5]:

$$\frac{D_1 - pD_p}{D_1} = \alpha_1(\sqrt{p-1}),$$

де D₁ – оптична густина вихідного розчину;

D_p – оптична густина у «р» разів розведеного розчину;

α₁ – ступінь дисоціації комплексу у вихідному розчині.

Визначивши величину α₁, обчислювали величину β відповідно з рівнянням

$$\beta = \frac{1 - \alpha_1}{\alpha_1^2 \cdot C_M}.$$

При утворенні в розчині комплексу M_mL_n ця формула мала вигляд:

$$\beta = \frac{(1 - \alpha) \cdot C_M}{m \cdot (\alpha \cdot C_M)^m \cdot \left(\frac{n}{m} \cdot \alpha_1 \cdot C_M\right)^n}$$

Визначення стійкості цитратного комплексу Феруму проводили за методом послідовного розведення (метод Бабка). Готували серію розчинів зі співвідношенням концентрацій $C_{Fe}:C_{цитрат-іон} = 1:1$, але різними значеннями $C_{Fe}:C_{цитрат-іон}$. Для цього в колбах на 100 мл змішували 0,001 М розчини ферум(III) нітрату і лимонної кислоти в таких співвідношеннях:

Кількість 0,001 М розчину $Fe(NO_3)_3$, мл	Кількість 0,001 М лимонної кислоти, мл
10	10
15	15
20	20
25	25
30	30
35	35
40	40
45	45

Розчини доводили до поділки дистильованою водою. При дослідженні впливу рН розчину на процес комплексоутворення використовували водний розчин при різних рН. Оптичну густину отриманих розчинів вимірювали при довжині хвилі, що відповідає смузї поглинання на спектрі.

При визначенні випадкової складової похибки методики кількісного визначення досліджуваних катіонів на стадії усунення дії іонів Fe^{3+} були проведені дослідження вольтамперометричним методом (табл. 1, 2).

Відносна похибка при введенні 2 мл 0,05 М лимонної кислоти не перевищувала стандартне відхилення і склала в середньому $\pm 0,10$. Експериментальні дані, що одержані при дослідженні процесів комплексоутворення Fe^{3+} з лимонною кислотою, дозволили врахувати особливості підготовки природних зразків до аналізів на вміст мікрокількостей окремих елементів (табл. 3).

Таблиця 1

Результати визначення вмісту іонів Cu^{2+} , Zn^{2+} та Cd^{2+} у розчинах у присутності лимонної кислоти (концентрація Fe^{3+} складає 10^{-2} моль/л) ($n = 4$, $p = 0,95$)

Концентрація лимонної кислоти, моль/л	Катіон, що визначено		
	Купрум, моль/л	Цинк, моль/л	Кадмій, моль/л
0,025	$1,12 \cdot 10^{-3+}$	$3,36 \cdot 10^{-4}$	$2,28 \cdot 10^{-5}$
0,050	$2,36 \cdot 10^{-3}$	$4,12 \cdot 10^{-4}$	$3,08 \cdot 10^{-5}$
0,075	$2,38 \cdot 10^{-3}$	$4,18 \cdot 10^{-4}$	$3,10 \cdot 10^{-5}$
0,10	$2,36 \cdot 10^{-3}$	$4,14 \cdot 10^{-4}$	$3,06 \cdot 10^{-5}$

Таблиця 2

Результати визначення вмісту іонів Cu^{2+} , Zn^{2+} та Cd^{2+} у розчинах у присутності 0,5 моль/л лимонної кислоти (0,1 М хлоридно-амоніачний фон) ($n = 5$, $p = 0,95$)

Катіон, що визначено	Введено іонів феруму, моль/л			
	$3,68 \cdot 10^{-2}$, моль/л		$6,12 \cdot 10^{-2}$, моль/л	
	введено	знайдено	введено	знайдено
Купрум 10^{-3}	1,68	$1,70 \pm 0,10$	2,32	$2,34 \pm 0,12$
Цинк 10^{-4}	3,12	$3,15 \pm 0,10$	4,08	$4,10 \pm 0,20$
Кадмій 10^{-4}	1,12	$1,10 \pm 0,08$	3,08	$3,10 \pm 0,15$

Таблиця 3

Вміст іонів Cu^{2+} , Zn^{2+} та Cd^{2+} у природних об'єктах, мг/кг

Природні об'єкти	Визначувані елементи		
	Купрум	Цинк	Кадмій
рослини: нагідки лікарські;	2,2	10,3	0,12
череда трироздільна;	1,8	11,2	0,21
хамоміла лікарська;	2,5	12,0	0,26
грицики звичайні	2,0	11,8	0,06
грунти: дерново-підзолисті (рухомі форми) піщані;	4,22	3,3	0,09
супіщані	1,1	2,5	0,06
природні води: поверхневі;	2,41	45,3	0,15
стічні	2,38	35,6	0,14

Для розуміння поведінки іонів металів у розчинах, необхідно знати природу та стійкість комплексів, що утворюються при взаємодії цих іонів з розчинником і можливими лігандами. Фактори, що визначають переважну схильність іона до сполучення із зазначеним аніоном та регулюючі величини координаційного числа, зводяться до зарядів, радіусів і поляризаційної характеристики взаємодії компонентів.

Іони Fe^{3+} утворюють характерні й стійкі комплекси з найрізноманітнішими молекулами, при цьому утворюються амоніакати, амінати, гідрати, естероати, подвійні солі, внутрішні комплексні солі тощо. Сіль тривалентного Феруму і триосновної лимонної кислоти ($K_1 = 7 \cdot 10^{-4}$, $K_2 = 2 \cdot 10^{-5}$, $K_3 = 4 \cdot 10^{-7}$) – добре розчинна у воді. Утворений цитрат дуже малодисоційований ($K=1 \cdot 10^{-12}$), тому Fe^{3+} міцно зв'язується лимонною кислотою. При використанні як розчинника дистильованої води, лимонна кислота вступала у взаємодію з іонами Феруму при малій кількості останнього ($0,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л), при цьому концентрація комплексної сполуки мала найменше значення ($5,97 \cdot 10^{-7}$ моль/л). Зі зростанням концентрації тривалентного Феруму, а отже, і зі зниженням вмісту ліганду, кількість Ферум(III) цитрату збільшувалася і досягала максимуму в розчині з однаковою концентрацією металу - комплексоутворювача і ліганду ($5,5 \cdot 10^{-6}$ моль/л). При подальшому збільшенні вмісту Феруму в розчині попередня залежність не зберігалася: концентрація Ферум(III) цитрату падала, що пов'язано з недостатнім вмістом ліганду – лимонної кислоти (табл. 4).

Одержані результати добре узгоджувалися з літературними даними [6]. Так, у присутності надлишку одного з компонентів (а саме, йона металу - комплексоутворювача) комплекс був досить міцний, і рівновага реакції зміщувалася вправо. У міру наближення

складу розчину до складу комплексу надлишок одного з компонентів М або L знижувався, відношення кількостей М і L наближалось до стехіометричного. При подальшому збільшенні концентрації ліганду співвідношення М і L відхилялося від стехіометричного і починалася дисоціація комплексу.

Таким чином, у момент, коли оптична щільність розчину набувала максимального значення, утворювалася комплексна сполука, склад якої відповідав співвідношенню стехіометричних коефіцієнтів рівняння реакції. У зв'язку з тим, що це співвідношення складало 1:1, ми припустили, що склад комплексу відповідав загальній формулі $[ML]$.

При дослідженні комплексоутворення в системі ферум(III) – лимонна кислота при $pH=7,4$ Ферум активно вступав у реакцію взаємодії з лимонною кислотою, засвідчували дані про концентрацію комплексу в розчині й константи стійкості комплексів. Процес комплексоутворення відбувався як при надлишку лимонної кислоти, так і при надлишку металу - комплексоутворювача. Обчислене значення константи стійкості ($K_{ст.} = 2,58 \cdot 10^6$) перевищувало теоретичне (${}_mK_{ст.} = 2,00 \cdot 10^6$), що вказувало на більшу міцність цитратного комплексу в лужному середовищі. У цих умовах утворювався стійкий комплекс, нездатний до дисоціації, а отже, цим методом не можна було встановити його склад.

Вивчення процесу комплексоутворення в кислому середовищі показало, що за цих умов утворювався цитратний комплекс феруму (III), концентрація якого при вмісті феруму $0,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л і ліганду $4,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л становила $1,83 \cdot 10^{-6}$. Потім його концентрація збільшувалася до $1,4 \cdot 10^{-5}$ моль/л, у цій точці комплексоутворення відбувалося згідно з рівнянням реакції взаємодії тривалентного феруму з лимонною кислотою з урахуванням

Таблиця 4

Утворення цитратного комплексу при різних значеннях pH розчину

Концентрація Fe^{3+} , моль/л 10^{-4}	Концентрація лимонної кислоти, моль/л 10^{-4}	Дистильована вода		(pH >7)		(pH <7)	
		Концентрація комплексу, моль/л 10^{-6}	$K_{ст.}$, 10^6	Концентрація комплексу, моль/л 10^{-6}	$K_{ст.}$, 10^6	Концентрація комплексу, моль/л 10^{-6}	$K_{ст.}$, 10^4
0,5	4,5	0,59	2,08	1,46	2,60	1,83	1,12
1,0	4,0	1,06	1,54	4,51	2,56	2,92	1,21
1,5	3,5	2,59	1,79	4,58	2,67	3,67	1,21
2,0	3,0	2,96	1,92	5,61	2,63	5,74	1,13
2,5	2,5	5,00	1,98	5,80	2,50	6,43	1,14

стехіометричних коефіцієнтів. Комплекс Ферум (III) дисоціював в умовах подальшого збільшення концентрації Феруму і зменшення концентрації ліганду. Обчислення значення константи стійкості цитратного комплексу становило $1,15 \cdot 10^4$. Константа стійкості цього ж комплексу в нейтральному середовищі була $1,90 \cdot 10^6$, у лужному – $2,58 \cdot 10^6$, що вказувало на утворення в кислому середовищі найменш міцної сполуки. При $\text{pH} = 3,6$ концентрація комплексу мала найбільше значення – $1,40 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Стійкість цитратного комплексу в розчинах вивчалася шляхом аналізу ступеня дисоціації і константи стійкості комплексів [7].

При концентрації феруму $4,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л у розчині з дистильованою водою ступінь дисоціації комплексного йона склав 0,339 (33,9%), константа стійкості – $1,28 \cdot 10^5$. При концентрації металу-комплексоутворювача $2,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л ступінь дисоціації становив 0,766 (76,6 %), а константа стійкості – $1,60 \cdot 10^4$. У точці максимального розведення початковий розчин розбавили у 5 разів – α прагнула до 1 і мала значення 0,900 (90,0 %), а константа стійкості комплексного йона продовжувала зменшуватися: $K_{\text{ст.}} = 1,23 \cdot 10^4$ (табл. 5).

У міру розбавлення розчину тривалентного феруму і лимонної кислоти дистильованою водою значення ступеня дисоціації збільшувалися, а константи стійкості зменшувалися, а отже, стійкість і міцність цитратного комплексу зменшувалася. У сильно розбавленому розчині практично 90 % комплексних іонів було дисоційовано і знаходилося у вигляді катіона Fe^{3+} та аніона $[(\text{OOC})(\text{CH}_2)\text{C}(\text{OH})(\text{COOH})(\text{CH}_2)(\text{COO})]^{2-}$, і тільки 10 % комплексних іонів зберігалася в розчині й мало константу стійкості $1,23 \cdot 10^4$.

При використанні для розбавлення комплексу водного розчину з $\text{pH} = 7,4$, ступінь дисоціації комплексу з концентрацією феруму $4,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л становив 0,010 (1,0 %), а константа стійкості – $2,56 \cdot 10^6$. З розведенням розчину ступінь дисоціації збільшувався й досягав 0,030 (3,0 %) у точці максимального розведення розчину, константа стійкості знижувалася і становила $1,23 \cdot 10^5$. Отже, у системі: Fe^{3+} – лимонна кислота міцність комплексного йона також зменшувалася в міру розбавлення розчину.

При використанні як розчинника відповідного розчину з $\text{pH} = 3,6$ ступінь дисоціації комплексного йона збільшувався від 0,700 (70,0 %) при концентрації феруму $4,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л до 0,910 (91,0 %) при концентрації $1,0 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Значення констант стійкості знижувалося від $1,15 \cdot 10^4$ до $2,20 \cdot 10^3$. Таким чином, у міру розбавлення розчину, стійкість і міцність комплексу феруму(III) зменшувалася.

Ступінь дисоціації комплексу в розчині з дистильованою водою змінювався від 33,9 до 90,0 %, а в розчині з $\text{pH} 4,4$ – від 1,0 до 3,0 %, з $\text{pH} 3,6$ – від 70,0 до 91,0 %. Значення констант стійкості було вище в розчині ($1,28 \cdot 10^5$ – $1,23 \cdot 10^4$ – для дистильованої води; $2,56 \cdot 10^6$ – $1,23 \cdot 10^5$ – для $\text{pH} 7,4$; $1,15 \cdot 10^4$ – $2,20 \cdot 10^3$ – для $\text{pH} 3,6$), що свідчило про утворення в лужному середовищі більш міцного комплексу феруму(III) з малим значенням ступеня дисоціації.

Розчин при $\text{pH} 7,4$ характеризувався підвищеним вмістом гідроксо-груп, які, на відміну від лимонної кислоти, були лігандами сильного поля, тому в складі цитратного комплексу відбувалося поступове заміщення йонів лимонної кислоти на гідроксо-групи. Однак добутку розчинності, що дорівнює

Таблиця 5

Залежність констант стійкості ферум(III) цитратного комплексу від розбавлення розчину

Концентрація Fe^{3+} , моль/л 10^{-4}	Розбавлення розчину	Дистильована вода		(pH=7,4)		(pH=3,6)	
		Ступінь дисоціації	$K_{\text{ст.}}$	Ступінь дисоціації	$K_{\text{ст.}}$	Ступінь дисоціації	$K_{\text{ст.}}$
5,0	-	-	-	-	-	-	-
4,5	1,11	0,34	$1,28 \cdot 10^5$	0,01	$2,56 \cdot 10^6$	0,70	$1,15 \cdot 10^4$
4,0	1,25	0,64	$2,24 \cdot 10^4$	0,01	$2,00 \cdot 10^6$	0,71	$1,13 \cdot 10^4$
3,5	1,43	0,70	$1,75 \cdot 10^4$	0,01	$1,61 \cdot 10^6$	0,76	$1,10 \cdot 10^4$
3,0	1,67	0,73	$1,69 \cdot 10^4$	0,02	$1,45 \cdot 10^6$	0,79	$1,05 \cdot 10^4$
2,5	2,00	0,77	$1,60 \cdot 10^4$	0,02	$1,83 \cdot 10^5$	0,80	$6,41 \cdot 10^3$
2,0	2,50	0,81	$1,52 \cdot 10^4$	0,02	$1,70 \cdot 10^5$	0,81	$4,00 \cdot 10^3$
1,5	3,33	0,84	$1,49 \cdot 10^4$	0,03	$1,67 \cdot 10^5$	0,90	$2,57 \cdot 10^3$
1,0	5,00	0,90	$1,23 \cdot 10^4$	0,03	$1,23 \cdot 10^5$	0,91	$2,20 \cdot 10^3$

10^{-17} , не було досягнуто й тому осад ферум(III) гідроксиду не випадав. Утворювався новий комплекс, у внутрішню сферу якого входили групи OH^- . Константа стійкості такого комплексу набагато вища, ніж у цитратного комплексу.

Наявність у розчині з рН 3,6 іона гідроксонію призводила до руйнування цитратного комплексу, тому спочатку утворений комплекс з високим значенням ступеня дисоціації руйнувався і в розчині переважали катіони Fe^{3+} та аніони лимонної кислоти $[(\text{OOC})(\text{CH}_2)\text{C}(\text{OH})(\text{COOH})(\text{CH}_2)(\text{COO})]^{2-}$.

Висновки

Результати проведених досліджень показали, що процес комплексоутворення Fe^{3+} з лимонною кислотою в дистильованій воді відрізняється від реакцій у розчинах з рН 7,4 і з рН 3,6. Змінюється склад комплексу, його стійкість, а в разі розчину з рН 7,4 – відбувається заміна цитратних лігандів на ліганди гідроксокомплексів.

Нами визначено такий склад комплексів: у лужному середовищі – $[\text{Fe}(\text{OH})_2]^+$, у нейтральному – $[\text{Fe}(\text{OOC})(\text{CH}_2)\text{C}(\text{OH})(\text{COOH})(\text{CH}_2)(\text{COO})]^+$, а

у кислому – $[\text{Fe}(\text{OOC})(\text{CH}_2)\text{C}(\text{OH})(\text{COOH})(\text{CH}_2)(\text{COO})]^-$.

Одержані експериментальні дані використані при підготовці природних об'єктів до визначення мікрокількостей двовалентних катіонів.

Список літератури

1. Биологическая роль микроэлементов в организме животных и человека./ Войнар А. – М.: Наука, 1985. – 208 с.
2. Химия комплексных соединений./ Желиговская Н.Н., Черняев И.И. – М.: Высшая школа, 1966. – 388 с.
3. Электрохимическая активация / Бахир В.Н. – М.: Наука, 1992. – 175 с.
4. Комплексообразование в растворах./ Шлефер Г.А. – Л.: Химия, 1964. – 438 с.
5. Физико-химический анализ комплексных соединений в растворах./ Бабко А.К. – М.: Высшая школа, 1955. – 255 с.
6. Исследование комплексообразования новейшими методами./ Бек М., Надьпал Ч. – М.: Мир, 1989. – 413 с.
7. Химия координационных соединений./ Костромина Н.А., Кумак В.Н., Скорик Н.А. – М.: Высшая школа, 1990. – 432 с.

Summary

Sviridenko V. G., Khadanovich A. V., Sukhoveev V.V.

COMPLEXATION OF FERRUM WITH CITRIC ACID IN THE ANALYSIS OF BIOLOGICAL OBJECTS

During the analysis of soil, plants and natural waters on the content of the two-valent ions of metals interfere with ions of ferrum (III), which sludge their influencing on the accuracy of determination of microquantities of elements. Our research has shown that citric acid of different strength is the most practical reagent in masking off ferrum (III), which was proved while analyzing natural objects. In our research the structure of the complex of ferrum with citric acid with different values pH and its stability was defined.

Key words: ferrum, citric acid, chelation, stability, ligands, cuprum, zinc, cadmium, plants, soil, water.