

УДК 546.681

Т.В. Кірсенко

СТІЙКІСТЬ МОНОТІОЦІАНАТНОГО КОМПЛЕКСУ ГАЛІЮ (ІІ) У ВОДНОМУ І ВОДНО-АЦЕТОНОВИХ РОЗЧИНАХ**Вступ**

Комплексні тіоціанатні сполуки галію (ІІ) вивчені досить детально. У кристалічному вигляді було виділено $\text{Ga}(\text{NCS})_3 \cdot 2\text{L}$ (L – піридин, ДМСО та інші сполуки), ацидокомплекси $(\text{M}[\text{Ga}(\text{NCS})_4], \text{M}_3[\text{Ga}(\text{NCS})_6])$, в яких М – лужний метал або R_4N , де R – H, CH_3 , C_2H_5 , C_4H_9) та $\text{M}[\text{Ga}(\text{NCS})_4]_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, де М – Ca, Sr, Ba тощо [1]. Однак відомості про стійкість тіоціанатних комплексів галію в розчинах нечисленні і у зв'язку з різними експериментальними умовами погано корелюють між собою. Так, відповідно до результатів, отриманих різними авторами [2–6], стійкість $\text{Ga}(\text{NCS})^{2+}$ у воді залежно від іонної сили розчину відрізняється більш ніж на порядок ($\lg \beta_1 = 1,2\text{--}2,32$). Найбільш близькі до наших умов досліди було проведено в [4, 5], і дані зі стійкості комплексу галію у воді майже збігаються з результатами запропонованої статті. У праці [7] досліджено також термодинаміку утворення такого комплексу в ДМСО.

Постановка задачі

Головною метою даної статті є дослідження впливу неводного розчинника (ацетону) на стійкість монотіоціанатного комплексу галію у водному і водно-ацетонових розчинах.

Об'єкти і методи дослідження

Для розв'язання поставленої нами задачі було проведено вивчення стійкості $\text{Ga}(\text{NCS})^{2+}$ у водному і водно-ацетонових розчинах, в яких містяться 25, 50, 75 і 98 % ацетону (по об'єму) методом конкурентної спектрофотометрії при $25 \pm 2^\circ\text{C}$ на фоні перхлорату натрію ($\mu = 1$). При дослідженні водного і водно-ацетонових розчинів, об'єм ацетону в яких становить 25, 50 і 75 %, метал-індикаторним (конкуруючим) іоном слугував іон міді (ІІ) у вигляді $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$, який використовувався раніше при вивченні

стійкості $\text{Ga}(\text{NCS})^{2+}$ у воді [5]. Як розчин порівняння використовувався 1М розчин NaClO_4 .

Для попередження гідролізу солей галію і міді водні та водно-ацетонові розчини підкиснювалися хлорною кислотою. Концентрація кислоти в розчинах становила 0,05 М (оскільки $\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ гідролітично стійкий лише при $\text{pH} \leq 1,5$ [8]). Оптична густина розчинів $\text{Cu}(\text{NCS})^+$ при $\lambda = 364$ нм у водно-ацетонових серіях досягає постійного значення відразу після приготування розчинів і залишається такою протягом довгого часу (через 24 год практично не змінюється), що свідчить про відсутність відновлення іонів міді (ІІ).

У чистому ацетоні при наявності іона NCS^- іон Cu^{2+} практично миттєво відновлюється і утворює осад CuNCS . Тому для визначення величини β_1 комплексу $\text{Ga}(\text{NCS})^{2+}$ в ацетоні як конкуруючий іон використовувався іон заліза (ІІІ). Нами застосовувались шойно приготовлені розчини $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$, оскільки інтенсивність їх забарвлення з часом збільшується. Для запобігання гідролізу в ацетоні розчини вводилась одна крапля 70 %-ного розчину HClO_4 . У такому випадку світлопоглинанням самого $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$ можна знехтувати ($\epsilon \approx 5\text{--}8$ при $\lambda = 440$ нм). Із врахуванням води, яка потрапляла з розчинами HClO_4 і $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, в ацетоні було приблизно 1,5–2 % води. Оптична густина розчину комплексу FeNCS^{2+} в ацетоні досягає максимуму через 7–10 хв після зливання розчинів $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$ і NaNCS та залишається сталою протягом 10–20 хв, а потім починає повільно зменшуватися. Тому вимірювання абсорбції розчинів проводилось через 10 хв після їх приготування.

Сіль $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ синтезовано з нітрату міді і HClO_4 . Під час тривалого витримання у вакуумі над P_2O_5 і KOH сіль практично повністю втрачає кристалізаційну воду та залишки HClO_4 . Перхлорат галію $\text{Ga}(\text{ClO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ отримувалася з $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ і HClO_4 . Сіль $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ синтезувалась розчиненням при нагріванні порошкоподібного заліза в 57 %-ному розчині HClO_4 . Перхлорат натрію був синтезований з Na_2CO_3 і HClO_4 і не містив у собі хлорид-аніонів. Концентрація розчинів солей міді, галію і заліза визначалась трилонометричним методом, а концентрація перхлорату натрію – аргенометричним – за Фольгардом.

Експериментальна частина

Розрахунок β_1 (константи утворення) монотіоціанатних комплексів міді (II) і галію (III) проводився за методом Бенеші–Гільдебрандта [9] з використанням МНК. Умовою утворення в розчині лише монолігандних комплексів є співвідношення $C_{\text{NCS}} \ll C_{\text{M}}$. Із врахуванням цієї вимоги можна записати

$$\beta_1^{\text{Cu}} = [\text{CuNCS}^+] / C_{\text{Cu}}(C_{\text{NCS}} - [\text{CuNCS}^+]) \quad (1)$$

і

$$[\text{CuNCS}^+] = A / (\varepsilon_{\text{CuNCS}} l). \quad (2)$$

Із врахуванням (1) і (2) отримуємо

$$\frac{l C_{\text{NCS}}}{A} = \frac{1}{\varepsilon_{\text{CuNCS}}} - \frac{1}{\varepsilon_{\text{CuNCS}} \beta_1^{\text{Cu}} C_{\text{Cu}}}, \quad (3)$$

де l – товщина шару розчину (у всіх наших дослідках $l = 1$ см); C_{Cu} і C_{NCS} – загальні концентрації іонів металу і ліганду; A – оптична густина комплексу. Розв'язуючи рівняння (3) за МНК, знаходили $\varepsilon_{\text{CuNCS}}$ (молярний коефіцієнт екстинкції комплексу) і β_1^{Cu} .

При введенні в розчин CuNCS^+ іонів галію рівновага $\text{CuNCS}^+ + \text{Ga}^{3+} \rightleftharpoons \text{GaNCS}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$ зміщується вправо і величина її розчину (A) зменшується. Константу утворення GaNCS^{2+} β_1^{Ga} обчислювали з даних β_1^{Cu} , $\varepsilon_{\text{CuNCS}}$ і A при наявності галію:

$$\beta_1^{\text{Ga}} = \frac{[\text{GaNCS}^{2+}]}{[\text{Ga}^{3+}][\text{NCS}^-]} =$$

$$= \frac{C_{\text{NCS}} - [\text{CuNCS}^+] - [\text{NCS}^-]}{(C_{\text{Ga}} - C_{\text{NCS}} + [\text{CuNCS}^+] + [\text{NCS}^-]) \cdot [\text{NCS}^-]}. \quad (4)$$

Значення $[\text{CuNCS}^+]$ знаходилось за рівнянням (2), а $[\text{NCS}^-]$ – за рівнянням

$$[\text{NCS}^-] = \frac{[\text{CuNCS}^+]}{\beta_1^{\text{Cu}}(C_{\text{Cu}} - [\text{CuNCS}^+])}. \quad (5)$$

Концентраційні умови визначення величин β_1^{Cu} , $\varepsilon_{\text{CuNCS}}$ і β_1^{Ga} були такими: для водних і водно-ацетонових (25 %-них) розчинів концентрація $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$ змінювалася в діапазоні $2,5 \cdot 10^{-3}$ – $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а C_{NCS} дорівнювала 0,002 моль/л. Система Cu^{2+} – Ga^{3+} – NCS^- 75 % ацетону досліджена при $C_{\text{NCS}} = 0,001$ моль/л, із зміною $C_{\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2}$ в діапазоні $1,25 \cdot 10^{-3}$ – $1,125 \cdot 10^{-2}$ моль/л (розраховано: $\beta_1^{\text{Ga}} = 140 \pm 7$) та при $C_{\text{NCS}} = 0,002$ моль/л із зміною $C_{\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2}$ в діапазоні $2,5 \cdot 10^{-3}$ – $2,25 \cdot 10^{-2}$ моль/л (розраховано: $\beta_1^{\text{Ga}} = 152 \pm 4$). Результати дослідження системи, яка містить 50 % ацетону, наведено в табл. 1.

Концентрація $\text{Ga}(\text{ClO}_4)_3$ в усіх серіях дослідів дорівнювала 0,04 моль/л.

Розрахунок в 98 %-ному розчині ацетону проводили за рівняннями (2), (4), (5), використовуючи значення $\varepsilon_{\text{FeNCS}}$ і β_1^{Fe} , які були отримані за кривою насичення оптичної густини при концентраціях NaNCS $1 \cdot 10^{-4}$ і $2 \cdot 10^{-4}$ моль/л і змінній концентрації солі заліза ($1 \cdot 10^{-4}$ – $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л) за

Таблиця 1. Результати дослідження водно-ацетонових (50 % по об'єму ацетону) розчинів $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$ – NaNCS і $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$ – $\text{Ga}(\text{ClO}_4)_3$ – NaNCS

$\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$, ммоль/л	0,001 M NaNCS			0,002 M NaNCS		
	A	A при наявності галію	β_1^{Ga}	A	A при наявності галію	β_1^{Ga}
2,5	0,103	0,046	37,97	–	–	–
5,0	0,177	0,081	40,44	0,338	0,162	39,06
7,5	0,222	0,112	41,96	0,435	0,222	40,24
10,0	0,269	0,143	39,96	0,526	0,282	38,04
12,5	0,284	0,165	40,79	0,549	0,309	44,38
15,0	0,305	0,192	37,52	0,595	0,352	43,71
17,5	0,326	0,208	39,04	0,636	0,390	42,98
20,0	0,336	0,225	38,92	0,651	0,419	43,85
22,5	0,341	0,234	42,05	0,678	0,447	43,50
	$\varepsilon_{\text{CuNCS}^+} = 509 \pm 10^*$ $\beta_1^{\text{Cu}} = 103 \pm 2$ $\beta_1^{\text{Ga}} = 39,8 \pm 1,0$			$\varepsilon_{\text{CuNCS}^+} = 483 \pm 8$ $\beta_1^{\text{Cu}} = 109 \pm 2$ $\beta_1^{\text{Ga}} = 42 \pm 2,0$		

* – довірчий інтервал для $\alpha = 0,95$.

Таблиця 2. Величини ϵ і β_1 комплексів у водно-ацетонових розчинах

Комплекс	Об'ємний вміст ацетону, %									
	0		25		50*		75*		98	
	ϵ	β_1	ϵ	β_1	ϵ	β_1	ϵ	β_1	ϵ	β_1
CuNCS ⁺	363±5	58,0±1,0	400±5	67,0±1,0	496±13	106±3	639±11	344±6	—	—
GaNCS ²⁺	—	18,1±0,8	—	24,7±1,2	—	41±1	—	146±6	—	1068±32

* – середні значення для двох серій дослідів.

методом К.Б. Яцимирського [10]. За трьома серіями розчинів визначено ϵ_{FeNCS} , що дорівнює $(2,1 \pm 1,5) \cdot 10^3$, і $\beta_1^{\text{Fe}} = (1,3 \pm 0,1) \cdot 10^4$. Результати дослідження всіх систем наведено в табл. 2.

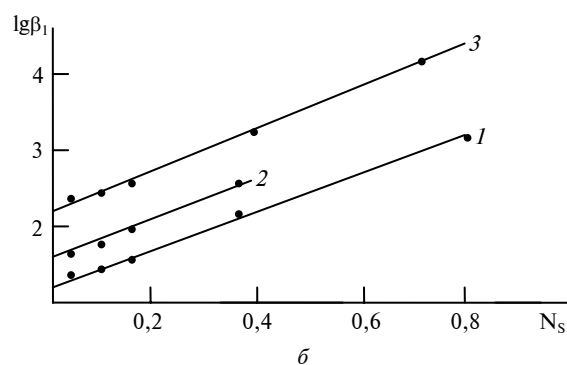
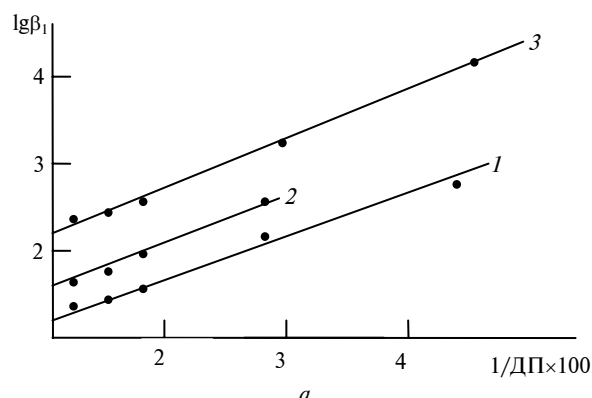
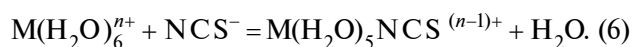
Обговорення результатів

Як впливає з табл. 2, при збільшенні вмісту ацетону в розчинах спостерігається зростання стійкості комплексів CuNCS⁺ і GaNCS²⁺. Це явище можна пояснити впливом різних факторів: зміною діелектричної проникності (ДП) та структури розчинника, зміною сольватного оточення навколо центрального атома тощо. З рисунка, а впливає, що стійкість комплексів цілком задовільно корелює з величиною $1/\text{ДП}$ розчинника. Знижену величину β_1^{Ga} в розчині, в якому міститься 98 % ацетону, можна пояснити тим, що в розрахунках використовується "формальна" константа β_1^{Fe} , при визначенні якої в даному розчині не враховувалися константи асоціації вихідних солей (перхлоратів заліза і натрію, тиоціанату натрію). Можливо також, що іон заліза (III) утворює комплекси з перхлорат-іонами. Дані про стійкість β_1^{Fe} у водно-ацетонових розчинах при $C_{\text{HNO}_3} = 0,1$ моль/л взято із статті [11]. Кут нахилу всіх трьох прямих приблизно однаковий, що може свідчити про однаковий спосіб координації NCS-груп з іонами металів (M–NCS-координація), а також про приблизно однакову частку іонності зв'язку M–N. Відомо, що при зменшенні полярності розчинника реалізується більш полярний зв'язок [1]. Тому при утворенні більш ковалентного зв'язку Cu–SCN вплив ДП розчинника проявлявся б менше (тобто кут нахилу залежностей $\lg\beta_1 - 1/\text{ДП}$ був би меншим за відповідні кути нахилу для комплексів галію і заліза).

Як видно з рисунка, б, величини $\lg\beta_1$ комплексів лінійно корелюють з молярною часткою ацетону (N_s) в змішаному розчиннику. Як правило, лінійна залежність $\lg\beta_1 - N_s$ спостерігається в тих випадках, коли відношення коефі-

цієнтів активності іонів у змішаних розчинниках і у воді прямо пропорційні молярній частці неводного розчинника. Крім того, лінійність цієї залежності передбачає наявність прямолінійності і в координатах $1/\text{ДП} - N_s$. Дійсно, така залежність є строго лінійною.

Пояснення зростання стійкості комплексів при збільшенні концентрації неводного розчинника запропоновано в [12]. Поки не починається пересольватация катіона (утворення водно-ацетонового або ацетонового сольвату), то утворення монотіоціанатних комплексів можна відобразити у вигляді такої рівноваги:



Залежність $\lg\beta_1$ монотіоціанатного комплексу галію (I), міді (II) і заліза (III) від оберненої величини діелектричної проникності (а) і молярної частки ацетону (б) у водно-ацетонових розчинниках

Таблиця 3. Значення констант рівноваги K і розраховані значення $\beta_{1(\text{розр})}$ монотіоціанатних комплексів у водно-ацетонових розчинах

Іон металу	Величина	Об'ємний вміст ацетону, %							
		0	20	25	40	50	75	80	98
Ga^{3+}	$\lg \beta_{1(\text{експ})}$	1,26	—	1,39	—	1,61	2,16	—	3,03
	$\lg [\text{H}_2\text{O}]$	1,74	—	1,62	—	1,44	1,14	—	0,04
	$\lg K$	3,00	—	3,01	—	3,05	3,30	—	3,07
	$\lg \beta_{1(\text{розр})}$	—	—	1,38	—	1,56	1,86	—	2,97
Cu^{2+}	$\lg \beta_{1(\text{експ})}$	1,76	—	1,83	—	2,02	2,54	—	—
	$\lg [\text{H}_2\text{O}]$	1,74	—	1,62	—	1,44	1,14	—	—
	$\lg K$	3,5	—	3,45	—	3,46	3,68	—	—
	$\lg \beta_{1(\text{розр})}$	—	—	1,88	—	2,06	2,36	—	—
Fe^{3+}	$\lg \beta_{1(\text{експ})}$	2,26	2,43	—	2,57	—	—	3,20	4,11
	$\lg [\text{H}_2\text{O}]$	1,74	1,65	—	1,52	—	—	1,04	0,04
	$\lg K$	4,00	4,08	—	4,09	—	—	4,27	4,15
	$\lg \beta_{1(\text{розр})}$	—	2,35	—	2,48	—	—	2,96	3,96

У водному розчині рівноважна концентрація води в процесі утворення комплексу залишається постійною і константа утворення записується у звичній формі: $\beta_1 = [\text{MNCs}^{(n-1)+}]/[\text{M}^{n+}][\text{NCS}^-]$.

У водно-ацетонових розчинах при збільшенні концентрації ацетону рівноважна концентрація води зменшується, і її також слід враховувати у виразі для константи рівноваги (6):

$$K = \frac{[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NCS}^{(n-1)+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_6^{n+}] \cdot [\text{NCS}^-]} \quad (7)$$

або

$$K = \beta_1[\text{H}_2\text{O}] \quad (8)$$

і

$$\lg K = \lg \beta_1 + \lg [\text{H}_2\text{O}]. \quad (9)$$

З рівняння (9) випливає, що, коли у водно-ацетонових розчинах не відбувається пересольватація аквакомплексів металу, значення $\lg K$ буде сталим у певному діапазоні концентрацій води (або неводного розчинника). Зростання $\lg K$, імовірно, можна пояснити входженням у гідратну оболонку першої координаційної сфери іона металу однієї або кількох молекул неводного розчинника. На підставі даних табл. 3 можна зробити висновок, що в розчинах, в яких міститься 75 % ацетону (або більше), відбувається процес пересольватації металу. Занижені значення $\lg K$ в розчинах, де 98 % ацетону, можна пояснити впливом зазначених вище факторів, які не бралися до уваги при розрахунку β_1 комплексів. Враховуючи сталі значення $\lg K$ в певному інтервалі об'ємних концентрацій ацетону (25 і 50 %), можна вважати, що останній із них зменшує концентрацію

води, а лінійна залежність $\lg \beta_1 - 1/\text{ДП}$ є наслідком лінійної залежності $1/\text{ДП} - [\text{H}_2\text{O}]$ і $1/\text{ДП} - N_s$.

Якщо припустити, що елементарний акт процесу утворення монолігандного комплексу супроводжується виділенням однієї молекули води, і визначивши β_1 у водному розчині, можна обчислити β_1 того самого комплексу і в змішаному розчиннику за такою формулою [12]:

$$\lg \beta = \lg \beta_{\text{H}_2\text{O}} + \lg \frac{55,35}{C_{\text{H}_2\text{O}}}, \quad (10)$$

де $\beta_{\text{H}_2\text{O}}$ — константа утворення комплексу у воді; β і $C_{\text{H}_2\text{O}}$ — відповідно константа утворення комплексу і концентрація води (моль/л) у змішаному розчиннику.

Значення констант утворення $\beta_{1(\text{розр})}$ у водно-ацетонових розчинах наведені в табл. 3. Як випливає з порівняння $\beta_{1(\text{експ})}$ і $\beta_{1(\text{розр})}$, рівняння (10) можна використовувати для прогнозування стійкості комплексів у змішаних розчинниках. Кут нахилу залежностей $\lg \beta_{1(\text{експ})} - \lg 55,35/C_{\text{H}_2\text{O}}$

наближається до одиниці, що свідчить про віддалення з координаційної сфери однієї молекули розчинника та збереження октаедричного оточення центрального атома у всьому діапазоні концентрацій ацетону.

Висновки

З викладеного випливає, що стійкість GaNCs^{2+} (а також CuNCs^+ і FeNCs^{2+}) лінійно залежить від $1/\text{ДП}$ розчинника та молярної частки (N_s) ацетону в змішаному водно-ацетоновому розчиннику. Спостерігається задо-

вільний збіг експериментальних значень $\lg \beta_1$ моноціанатних комплексів металів із значеннями, розрахованими за рівнянням (10).

З наведених у статті даних випливає, що

запропонований метод можна рекомендувати для визначення стійкості комплексів у змішаному розчиннику із заданою концентрацією неводного компонента.

Т.В. Кирсенко

СТОЙКОСТЬ МОНОТИОЦИАНАТНОГО КОМПЛЕКСА ГАЛЛИЯ (III) В ВОДНОМ И ВОДНО-АЦЕТОНОВЫХ РАСТВОРАХ

Методом конкурентной спектрофотометрии с использованием ионов меди (II) и железа (III) как индикаторных ионов определена устойчивость моноцианатного комплекса галлия (III) в водном и водно-ацетонных растворах по Бенеси-Гильдебрандту. Установлена зависимость устойчивости комплекса от некоторых характеристик растворителя (диэлектрической проницаемости, концентрации компонентов смешанного растворителя и др.).

T.V. Kirsenko

STABILITY OF GALLIUM (III) MONOTHIOCYANATE COMPLEX IN WATER AND WATER-ACETONE SOLUTIONS

By employing the Benesi-Hildebrand spectrophotometric method with Cu (II) and Fe (III) as indicator ions in water and water-acetone media, we determine the stability of Ga (III) monothiocyanate complex. Crucially, we establish the interrelation between the complex stability and solvent properties (dielectric permittivity and non-water component concentration).

1. *Химия псевдогалогенидов* / Под ред. А.М. Голуба, Х. Келлера, В.В. Скопенко. – К.: Высш. шк., 1981. – 360 с.
2. *Турьян Я.И., Макарова Л.М., Сирко В.Н.* Использование полярографических каталитических токов титана (IV) и индия (III) для определения константы неустойчивости роданидного комплекса галлия (III) // Журн. неорганич. химии. – 1974. – **19**, № 7. – С. 1778–1780.
3. *Турьян Я.И., Макарова Л.М.* Полярографические каталитические токи роданидных комплексов галлия // Электрохимия. – 1974. – **10**, № 9. – С. 1352–1362.
4. *Topel O., Person J., Avsar E.* Chemical Characterization of the Gallium (III) and Indium (III) Thiocyanate Systems in Aqueous and Dimethylsulfoxide Solution // J. of Molecular Liquid. – 2001. – **143**, N 2-3. – P. 89–94.
5. *Das R.C., Dash A.C., Mishra J.P.* Studies on ion-association: thiocyanate ion-pairs of Al (III), Ga (III) and In (III) // J. of Inorganic and Nuclear Chemistry. – 1988. – **30**, N 9. – P. 2417–2424.
6. *Kondziela P., Biernat J.* Polarographic determination of stability constant of indium (III) and gallium (III) // Polish Journal of Chemistry. – 1995. – **59**, N 7. – P. 665–674.
7. *Puchalska D., Grzybkowski W., Wojcik D.* Spectrophotometric and calorimetric study of Gallium (III) monothiocyanate complexes in dimethyl sulfoxide solutions // J. of Chemical Society. Faraday Transactions. – 1986. – **82**, N 5. – P. 1384–1387.
8. *Кудряшов В.П., Давыдов Ю.П., Миронов В.П.* Закономерности гидролитического поведения галлия (III) в водных растворах // II Всесоюз. конф. по аналит. химии радиоакт. элементов. Москва, 2–4 дек. 1986: Тез. докл. – М., 1986. – С. 20–21.
9. *Silber H.B., Murgule M.A.* Spectrophotometric investigations of octahedral-tetrahedral equilibrium in cobalt (II) – thiocyanate systems in methanol // Inorganic Chemistry. – 1985. – **24**, N 23. – P. 3794–3802.
10. *Яцимирский К.Б., Тетюшкина В.Д.* О влиянии ионной силы на константы нестойкости галогенидных и псевдогалогенидных комплексных соединений // Журн. неорганич. химии. – 1967. – **2**, № 2. – С. 320–329.
11. *Бабко А.К., Маркова Л.В.* Сульфатные и роданидные комплексы железа в водно-ацетонных растворах // Координационная химия. – 1959. – **25**, № 3. – С. 363–369.
12. *Белеванцев В.И., Федоров В.А.* Об изменении констант равновесия комплексообразования в зависимости от состава водно-ацетонного растворителя // Координационная химия. – 1977. – **3**, № 5. – С. 638–642.
13. *Тулюпа Ф.М., Байбарова Е.Я., Мовчан В.В.* Влияние растворителя на устойчивость йодидных комплексов ртути // Журн. неорганич. химии. – 1997. – **24**, № 9. – С. 2385–2389.

Рекомендована Радою
хіміко-технологічного факультету
НТУУ "КПІ"

Надійшла до редакції
25 грудня 2009 року