

ІНСТИТУТ
ФІЗИКИ
КОНДЕНСОВАНИХ
СИСТЕМ

ICMP-01-29U

І.В.Стасюк, О.В.Величко*

КВАНТОВО СТАТИСТИЧНИЙ ОПИС УТВОРЕННЯ
КОМПЛЕКСІВ АКТИНІДІВ У ВОДНОМУ РОЗЧИНІ

*Інститут фізики конденсованих систем НАН України,
79011 Львів, вул. Свенціцького, 1

ЛЬВІВ

УДК: 539.21, 538.97

PACS: 82.20.Db, 82.20.Hf, 82.30.b

Квантово статистичний опис утворення комплексів актинідів у водному розчині

І.В.Стасюк, О.В.Величко

Анотація. Запропоновано конфігураційну модель для квантово статистичного опису процесу утворення комплексів іонів актинідів у водному розчині. Особливу увагу звернено на утворення гідроксокомплексів. Виявлено існування ефекту насичення, що приводить до різкої зміни концентрації лігандів в розчині. Вивчається також варіант утворення гідроксокомплексів за рахунок відщеплення/приєднання іонів водню. Модель застосовано і до процесу утворення солей актинідів.

Quantum statistical description of formation of actinide complex in water solutions

I.V.Stasyuk, O.V.Velychko

Abstract. Configurational model for quantum statistical description of process of metal ion complex formation in water solution is proposed. Special attention is paid to formation of hydroxocomplexes. Existence of saturation effect which leads to sharp change of ligand concentration in solution. A different way of hydroxocomplex formation due to loss of hydrogen ions from surrounding water molecules. The model is also applied to description of formation of actinide salts.

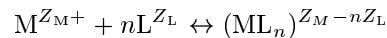
**Подається в Journal of Molecular Liquids
Submitted to Journal of Molecular Liquids**

© Інститут фізики конденсованих систем 2001
Institute for Condensed Matter Physics 2001

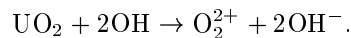
1. Вступ

Однією з важливих складових забруднення навколишнього середовища внаслідок аварії на 4-му блоці Чорнобильської атомної електростанції (ЧАЕС) є проникнення актинідів та їх сполук (UO_2 , PuO_2 , U , Pu , Am і т.д.) у водні розчини. Зокрема, можна виділити такі основні шляхи потрапляння актинідів у розчин: під час самої аварії та гасінні пожежі (основна частка); вихід актинідів з лавоподібних паливовмісних матеріалів (ЛПВМ) за рахунок водяної ерозії, викликаной атмосферними опадами, явищами конденсації, роботою системи пылепридушення і т.п.; вихід актинідів за рахунок розпаду ЛПВМ на дрібнодисперсні (0,5–2 мікрони) частки. Проведені на об'єкті “Укриття” дослідження вказують, що левова частка актинідів, які знаходяться у водних розчинах об'єкта, потрапила туди під час аварії. Однак у зв'язку зі спостережуваною наростаючою втратою міцності ЛПВМ, що супроводжується їх руйнуванням, важливість двох інших шляхів проникнення актинідів у воду може різко зрости. Вміст актинідів у підреакторних водах є достатньо високим (наприклад концентрація урану коливається від 10 мг/л до 0,1 мг/л [1,2], а у приміщенні 001/3 становить 50 мг/л). Таким чином, виникає нагальна потреба дослідження комплексоутворення актинідів та їх сполук у водних розчинах залежно від концентрацій компонент, рН розчинів, температури та інших параметрів з метою вивчення можливостей їх вилучення з розчину.

У загальному вигляді реакція комплексоутворення металів може бути записана у такому вигляді:

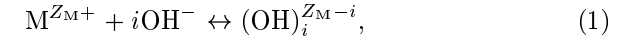


де M^{Z_M+} – катіон металу з валентністю Z_M , L^{Z_L} – ліганд з валентністю Z_L і n – число лігандів, прикріплених до катіона. Найчастіше лігандами є просто гідроксо групи OH . У цьому випадку рівняння вгорі описує вельми поширений процес гідролізу. Слід зауважити, що іони H та OH є дуже активними реагентами. Так, дослідження ЛПВМ виявили зниження їх стійкості при зростанні концентрації груп OH . Іони H і OH руйнують силікатну матрицю, збільшуючи імовірність виходу у воду актинідів [3]. Цьому сприяє процес алкалізації урану з ЛПВМ, оскільки UO_2 реагує з утвореним в процесі радіолізу радикалами OH

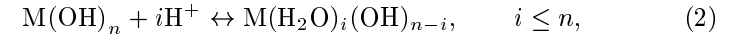


В подальшому іон уранілу UO_2^{2+} гідролізується.

Загально прийнято [1–5] записувати рівняння гідролізу так



тобто у ролі ліганда виступає група OH^- . Однак результати кватово хімічних розрахунків показують, що іон актиніда одразу ж гідратується, тобто замість вищенаведеного рівняння слід би записати таке:



якому відповідає константа реакції K'_p . З хімічної точки зору великої різниці між обома рівняннями нема, однак з фізичної точки зору природа ліганда відіграє велике значення. Тому дане дослідження присвячене також вивченню реакції гідролізу, в якій лігандом виступає іон H^+ .

Процеси утворення солей актинідів теж можуть описуватись запропонованою моделлю. Результати відповідних досліджень показують велику подібність у поведінці систем, де лігандом є, наприклад, нітрат чи сульфат, порівняно з випадком груп OH^-

Дослідження гідроксокомплексів актинідів (іони U^{4+} , Pu^{4+} , Pu^{3+} , Am^{3+} , Th^{4+} , Np^{4+} , Np^{3+} і т.д.) та їх оксидів (таких, як іони UO_2^{2+} , PuO_2^+ , PuO_2^{2+} , NpO_2^{2+} , NpO_2^+ і т.д.) присвячено значне число експериментальних робіт [4–8]. В них визначено, зокрема, такі характеристики реакції гідролізу, як добуток розчинностей твердих форм, константи утворення гідроксоформ та їх парціальні мольні частки.

Запропонований нижче підхід до проблеми спрямований на вирішення таких питань:

- запропонувати просту і зручну квантово-статистичну модель для опису комплексоутворення іонів актинідів у водних розчинах;
- виконати напівемпіричні оцінки конфігураційних енергій на базі експериментальних даних;
- дослідити ефект насичення при комплексоутворенні в розчині з фіксованою концентрацією лігандів.

2. Конфігураційна модель

Основні термодинамічні властивості процесу взаємодії іона металу з катіонами лігандів можна описати на основі простого гамільтоніану

$$\hat{H} = \sum_{ip} (\kappa_p - \mu_p) X_i^{pp}, \quad p = 0, \dots, n, \quad i = 1, \dots, N_M,$$

де X_i^{pp} – оператор, що проектує комплекс i в конфігурацію p , κ_p і μ_p є, відповідно, енергією та хімпотенціалом комплексу в конфігурації p , n – максимальне число конфігурацій комплексу і N_M – число іонів металу. Надалі вважатимемо, що p відповідає числу приєднаних лігандів.

Незважаючи на простоту, цей гамільтоніан здатен описати основні властивості реакції іонів металу з групами лігандів у водній середовищі: середнє число лігандів у комплексі (функція Б'єррума), імовірність утворення певної форми комплексу (парціальна мольна частка), константи реакції та ін.

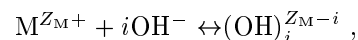
Припустивши, що комплекси є моноядерними і не взаємодіють між собою, та використавши умову хімічної рівноваги $\mu_p = \mu_M + p\mu$ (μ_p, μ_M і μ – хімпотенціали комплексу з p лігандами, “голого” іона металу та лігандів, відповідно), отримуємо імовірність існування комплексу з p лігандами:

$$w_p = \frac{\bar{N}_p}{N_M} = \frac{(m_p/m_0)^{3/2} e^{\beta(\Delta_p + p\mu)}}{1 + \sum_{q=1}^n (m_q/m_0)^{3/2} e^{\beta(\Delta_q + q\mu)}},$$

де \bar{N}_p – число комплексів з p лігандами, $N_M = \sum_p \bar{N}_p$ – число іонів металу, $\Delta_p = \kappa_0 - \kappa_p$ – різниця енергій відповідних конфігурацій, m_p – маса комплексу з p лігандами. Відповідно, середнє число лігандів на комплекс $\bar{n}_L = \sum_p p w_p$, а число лігандів, приєднаних до комплексів, $N_L = \bar{n}_L N_M$.

3. Розрахунок енергій комплексів для гідроксидів актинідів

Реакції гідролізу



відповідає константа реакції (константа утворення)

$$B_i = \frac{[M(OH)_i]}{[M][OH]^i}.$$

Відповідна парціальна мольна частка комплексів типу $M(OH)_p$ становить

$$f_p = \frac{B_p [OH]^p}{1 + \sum_{i=1}^n B_i [OH]^i}.$$

Іон	p	B_p	$\Delta_p, \text{см}^{-1}$	Джерело
Pu^{4+}	1	$3.020 \cdot 10^{12}$	9412	[4]
	2	$1.900 \cdot 10^{24}$	18500	
	3	$3.415 \cdot 10^{35}$	27330	
	4	$2.669 \cdot 10^{46}$	35990	
	1	$3.5 \cdot 10^{13}$	9600	[7]
	2	$6.3 \cdot 10^{26}$	19000	
	3	$3.2 \cdot 10^{37}$	27300	
	4	$1.6 \cdot 10^{45}$	34100	
UO_2^{2+}	1	$1.0 \cdot 10^9$	7300	[7]
	2	$6.3 \cdot 10^{16}$	14000	
	3	$7.9 \cdot 10^{24}$	21000	

Табл. 1. Значення різниць конфігураційних енергій Δ_p , обчислені для різних іонів.

Хімічний потенціал лігандів можна виразити через їх концентрацію: $\beta\mu = \psi + \ln C_L$ (явний вигляд залежної від параметрів константи ψ наведено нижче). Порівнявши вирази для імовірностей w_p та парціальних мольних часток f_p , можна отримати значення різниць енергій конфігурацій комплексів з виміряними на експерименті відповідних констант утворень

$$\Delta_p = \frac{1}{\beta} \{ \ln[(m_p/m_0)^{-3/2} B_p] - p\psi \}.$$

Обчислені за допомогою цієї формули різниці енергій для деяких актинідів представлені в таблиці 1. Слід зауважити, що у більшості випадків із задовільною точністю виконується співвідношення $\Delta_p = p\Delta_1$ (при цьому слід мати на увазі невисоку точність вимірювання B_p), що вказує на слабку кореляцію між приєднаними до комплексу лігандами і застосовність адитивного підходу.

4. Розрахунок парціальних мольних часток для розчинів у різних режимах

Детальний опис водного розчину при довільних концентраціях є сам по собі складною проблемою, що враховує особливості дипольної

структури молекул води [9–12]. Однак, при малих концентраціях достатньо обмежитися лише вкладом ідеального газу та електростатичної взаємодії в наближенні Дебая-Хюккеля) [13]

$$\psi = \ln \left[P \left(\frac{2\pi\hbar^2}{m} \right)^{3/2} \beta^{5/2} \right] - \sqrt{2}e^3 \left(\frac{\pi}{v} \right)^{1/2} z^2 I^{1/2} \beta^{3/2},$$

де m – маса ліганда, P – зовнішній тиск (що рівний атмосферному), e – елементарний заряд, z – іонна сила розчину, v – заряд ліганда, v – об’єм на одну молекулу розчинника. Нижче розглянемо два якісно відмінні режими існування розчину.

4.1. Фіксована концентрація лігандів у розчині (фіксоване значення рН)

Ввівши позначення $pA = -\lg C_A$ і скориставшись зв’язком $C_H C_{OH} = K_w$, можна визначити області рН реакції розчину, в яких існує певний різновид гідросокомплексу (Рис. 1). Ці межі сильно залежать від значень Δ_p (що видно на порівнянні Рис. 1а та 1б), та в меншій мірі від температури (Рис. 1с). Така поведінка системи характерна для експериментів, де рН підтримується на заданому рівні за допомогою буферних сумішей.

4.2. Ефект насичення

Умову фіксованого повного числа лігандів зручно записати так

$$C_{Ltot} = \bar{n}_L C_M + C_L,$$

де $C_M = N_M/N$, $C_L = N_{Lsol}/N$ і $C_{Ltot} = N_{Ltot}/N$ – відповідні концентрації, $N = N_M + N_{Lsol} + N_{solv}$ – повне число частинок у розчині, N_{solv} – число молекул розчинника. Це рівняння можна розв’язати чисельно і знайти значення C_L . Такий режим відповідає неконтрольованій системі, в якій рівновага встановлюється самоузгодженим чином.

У цьому режимі при зміні концентрації металу виникає ефект насичення, що виявляється у різкому зменшенні числа повністю заселених форм гідросокомплексів та відповідному зростанні кількості “голих” іонів металу при зростанні концентрації C_M (Рис. 2а). Зростання температури певною мірою розмиває ефект (Рис. 2б), однак у всьому температурному діапазоні чітко видно скачкоподібне зменшення концентрації лігандів C_L від значення насичення C_{Ltot} при

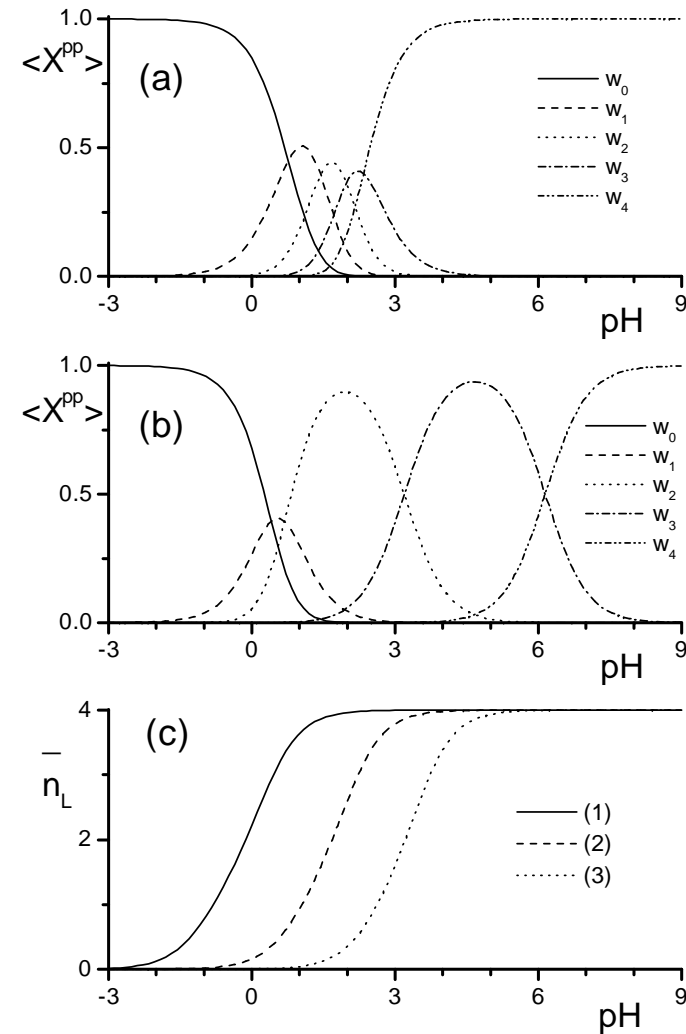


Рис. 1. Залежність комплексоутворення катіону металу від рН реакції розчину при таких значеннях параметрів: $I=0,01$, $t=25^\circ\text{C}$, значення Δ_p взяті з таблиці 1 для Pu^{4+} [4]; парціальні мольні частки ((a) – дані з [4], (b) – дані з [7]); (c) – середнє число лігандів при різних температурах t ((1) – 0°C , (2) – 25°C , (3) – 50°C).

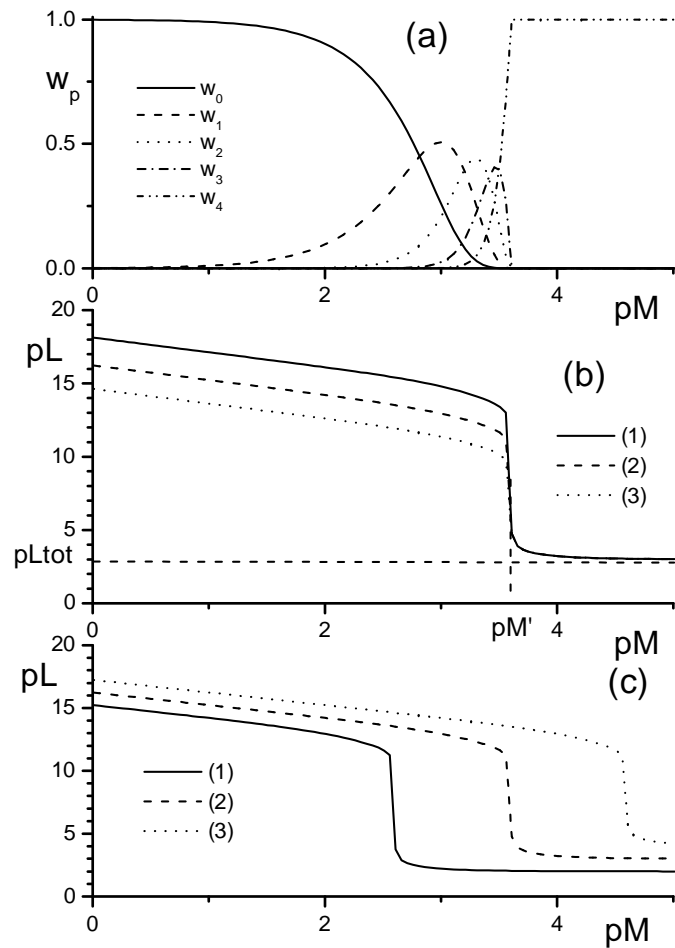


Рис. 2. Эффект насыщения при зміні концентрації іонів металу C_M у системі з фіксованою повною концентрацією лігандів C_{Ltot} : (a) – парціальні мольні частки різних форм гідроксокомплексів; (b) – концентрації лігандів при різних температурах t ((1) – 0°C , (2) – 25°C , (3) – 50°C); (b) – концентрації лігандів при різних концентраціях C_{Ltot} ((1) – $1 \cdot 10^{-2}$, (2) – $1 \cdot 10^{-3}$, (3) – $1 \cdot 10^{-4}$). Значення всіх інших параметрів такі ж, як на рис. 1, окрім $C_{Ltot} = 1 \cdot 10^{-3}$.

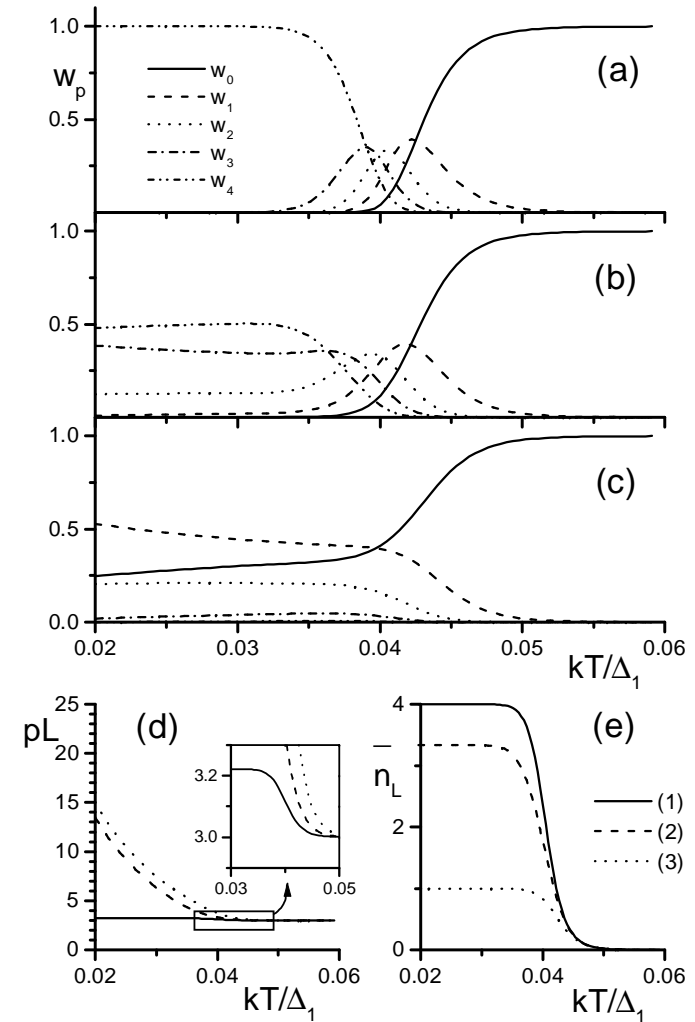


Рис. 3. Вплив ефекту насыщения на температурні залежності у системі з фіксованою повною концентрацією лігандів C_{Ltot} : залежність парціальних мольних часток від температури при різних C_M ((a) – $1 \cdot 10^{-4}$, (b) – $3 \cdot 10^{-4}$, (c) – $1 \cdot 10^{-3}$); залежності значень середнього числа лігандів у комплексі \bar{n}_L (d) та концентрації лігандів у розчині C_L (e) від температури при різних C_M ((1)– $1 \cdot 10^{-4}$, (2) – $3 \cdot 10^{-4}$, (3) – $1 \cdot 10^{-3}$). Значення всіх інших параметрів такі ж, як на рис. 1 та 2.

проходженні концентрації металу через поріг $C_M' = nC_{Ltot}$. Як видно з Рис. 2с порогова концентрація металу залежить від повної концентрації лігандів C_{Ltot} , хоч форма залежностей залишається практично незмінною.

Характер температурних залежностей визначається кількістю іонів металу (Рис. 3). При C_M вище порогу пониження температури веде до домінування повністю заселених форм гідроксокомплексів. При C_M нижче порогу повністю заселені форми мають максимум при певній температурі, викликаний змаганням двох чинників: тенденцією лігандів зв'язуватись з комплексом при пониженні температури і зростанням імовірності втратити ліганд через вичерпання їх кількості у розчині. У цьому випадку при прямуванні температури до нуля середнє число лігандів на комплекс приймає асимптотичне значення $\bar{n}_L = C_{Ltot}/C_M$. У будь-якому випадку комплекси мають тенденцію розпадатися при високих температурах.

5. Розрахунок парціальних мольних часток для розчинів у різних режимах

Константа реакції K_p' пов'язана з константою рівняння (1) B_i такими співвідношеннями:

$$K_p' = K_{n-p}/K_n, \quad K_i = (K_w)^i B_i. \quad (3)$$

Це дає можливість скористатися для подальших розрахунків отриманими з експерименту константами B_i . Через K_p' , в свою чергу, виражається парціальна мольна частка комплексу $M(H_2O)_p(OH)_{n-p}$

$$w_p = \frac{K_{n-p}' C_H^{n-p}}{1 + \sum_{q=1}^n K_q' C_H^q}, \quad (4)$$

де C_H – концентрація іонів H^+ . На основі конфігураційної моделі можна встановити зв'язок між експериментально виміряними величинами та різницями енергій конфігурацій

$$K_p' = \left(\frac{m_{n-p}}{m_n} \right)^{3/2} e^{\beta(E_n - E_{n-p})} e^{p\psi}. \quad (5)$$

Таблиця 1 ілюструє розраховані на основі виразу (5) різниці енергій для UO_2^{2+} .

Іон	p	K_p'	$E_0 - E_p, \text{ }^{-1}$	Джерело
UO_2^{2+}	1	$8.0 \cdot 10^5$	5400	[4]
	2	$1.3 \cdot 10^{12}$	11000	
	3	$1.3 \cdot 10^{17}$	17000	

Табл. 2. Значення різниць конфігураційних енергій, обчислені для різних UO_2^{2+} .

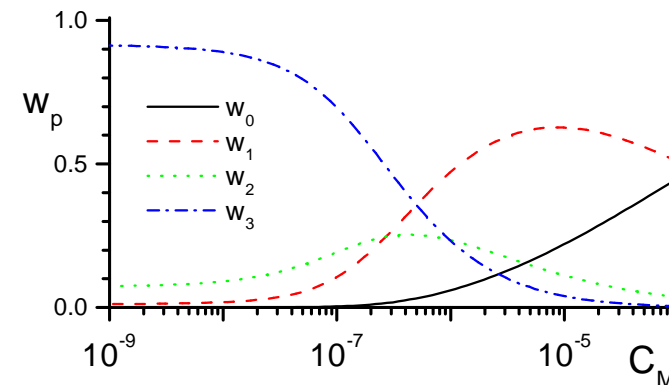


Рис. 4. Перерозподіл парціальних мольних часток гідролізованих форм UO_2^{2+} зі зміною концентрації комплексоутворювача ($t=25^\circ C$).

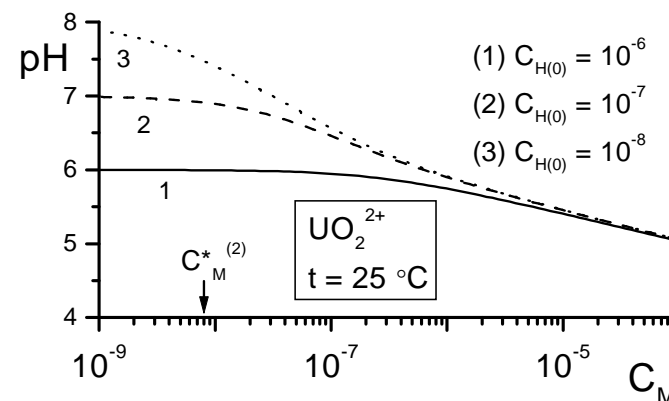


Рис. 5. Залежність pH реакції розчину від концентрації комплексоутворювача (ефект насичення) для різних початкових pH ($t=25^\circ C$).

Області існування різних конфігурацій $\{p\}$ комплексів залежно від концентрації комплексоутворювача зображено на Рис. 1.

Ефект насичення, що приводить до суттєвої зміни концентрації іонів H^+ в розчині після проходження концентрації іонів металу C_M через певне значення (C_M^*), тут менш виражений порівняно з випадком груп $(OH)^-$ і описується рівнянням

$$C_H = C_{H(0)} + \left(\sum_p w_p p \right) C_M. \quad (6)$$

Вищесказане ілюструється (Рис. 2) на прикладі гідроконлексоутворення на базі іонів уранілу $[UO_2]^{2+}$ у водному середовищі з вихідним рівнем рН, що дорівнює 6, 7 або 8 (відповідно, $C_{H(O)} = 10^{-6}$, 10^{-7} або 10^{-8} моль/літр). Реакція комплексоутворення (2) пов'язується з частковим виходом протонів (пооявою груп OH^-) з гідратної оболонки іона $M = [UO_2]^{2+}$. Критичне значення концентрації іонів $[UO_2]^{2+}$ при вихідному рівні рН = 7 складає $C_M^* = 8 \cdot 10^{-9} \dots 1 \cdot 10^{-8}$ моль/літр. Збільшення C_M на 1/10 вище цього значення приводить до зростання C_H (і відповідного зменшення C_{OH}) на 25%.

6. Комплексоутворення солей актинідів

Описана модель цілком придатна для опису реакцій типу



отже, скориставшись тією самою формулою, що і у випадку OH^- . Нижче наведено значення різниць конфігураційних енергій для сульфатних та нітратних комплексів, розрахованих на основі отриманих з експерименту констант утворення B_p [14], і зображено відповідні залежності: парціальні мольні частки і середнє число лігандів на комплексі як функції концентрації лігандів та ефект насичення при зміні концентрації іонів металу C_M у системі з фіксованою повною концентрацією лігандів C_{Ltot} .

7. Висновки

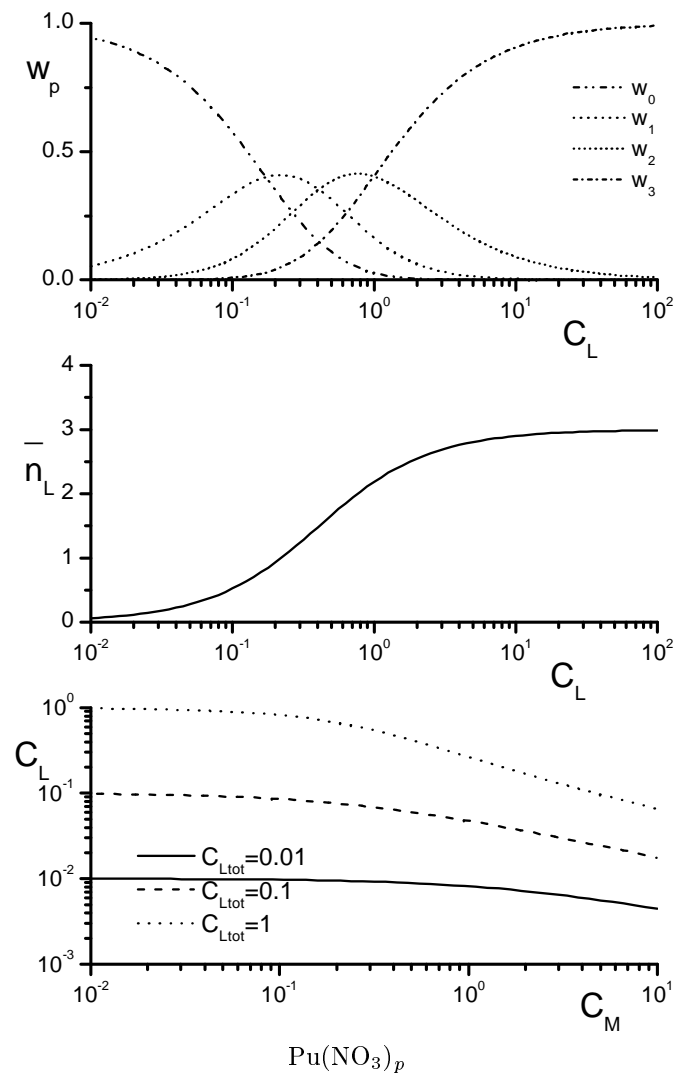
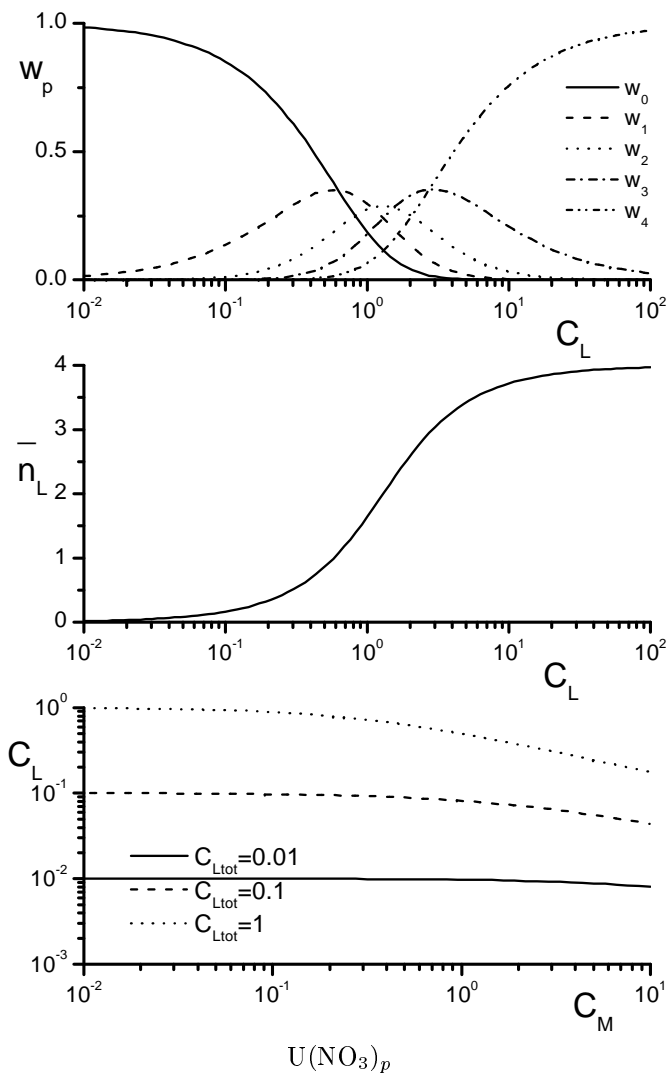
Статистичний підхід до задачі дозволяє дослідити систему в широкому діапазоні параметрів (включаючи температуру) і кількісно описати процес переходу від однієї конфігурації комплексу до іншої (перерозподіл його парціальних мольних часток).

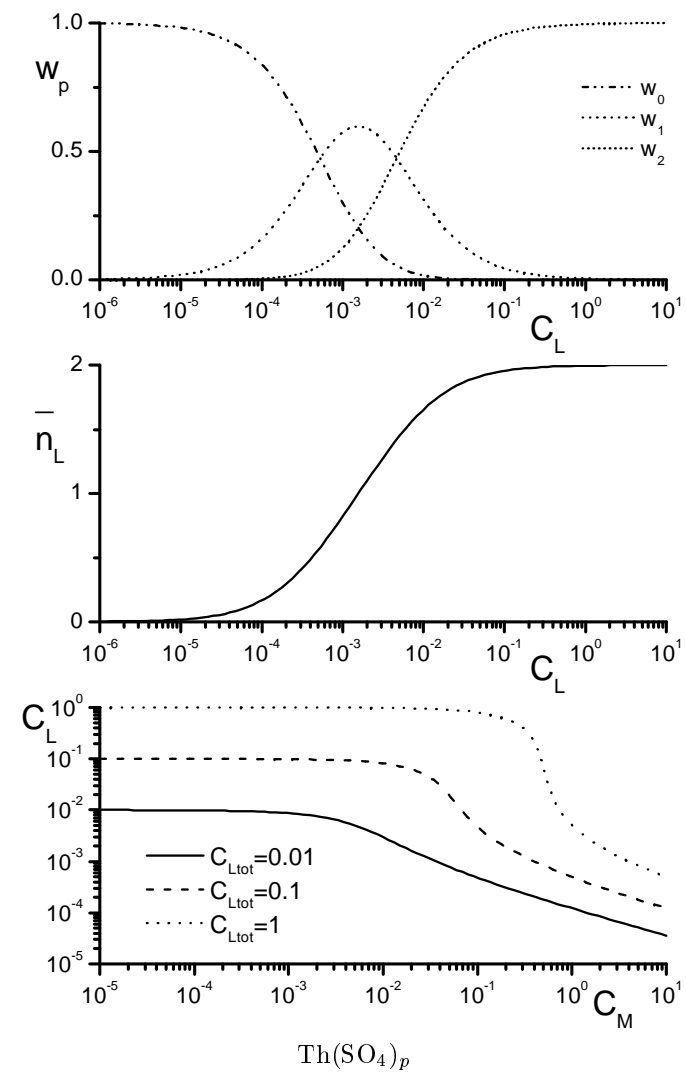
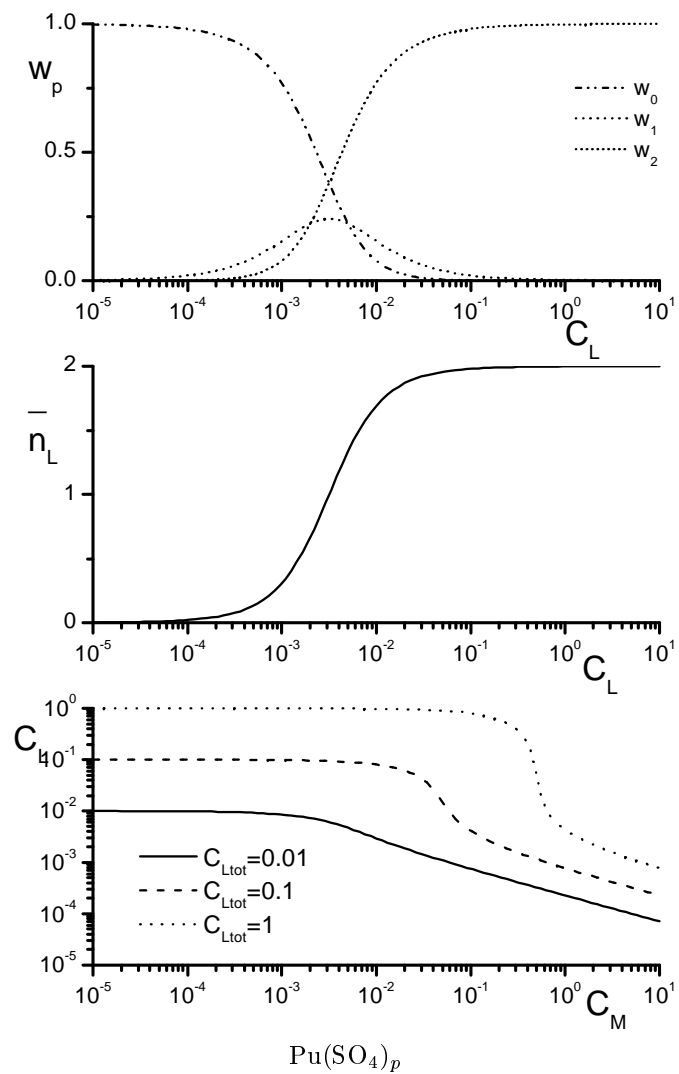
Ліганд	Іон	p	B_p	$\Delta_p, \text{см}^{-1}$
NO_3^-	Pu^{3+}	1	5.8	4900
		2	14.3	9700
		3	14.4	14300
	U^{4+}	1	1.6	4700
		2	1.48	9200
		3	0.96	13700
		4	0.35	18100
	Th^{4+}	1	6.03	4940
		2	12.9	9670
		3	10.0	14200
		4	5.5	18700

Табл. 3. Значення різниць конфігураційних енергій Δ_p , обчислені для різних сульфатів актинідів.

Ліганд	Іон	p	B_p	$\Delta_p, \text{см}^{-1}$
SO_4^-	Pu^{4+}	1	$2.0 \cdot 10^2$	5900
		2	$1.0 \cdot 10^5$	12100
	Th^{4+}	1	$1.9 \cdot 10^3$	7200
		2	$4.1 \cdot 10^5$	14000

Табл. 4. Значення різниць конфігураційних енергій Δ_p , обчислені для різних нітратів актинідів.





Для випадку гідросокомплексів показано, що область рН реакції розчину, в якій має місце співіснування різних форм комплексу, суттєво залежить від різниць енергій конфігурацій комплексу, температури та інших параметрів моделі.

Якщо повне число лігандів фіксоване, має місце ефект насичення, викликаний вичерпанням лігандів у розчині. Цей ефект веде до швидкої зміни концентрації лігандів у розчині при переході значення концентрації іонів металу через певний поріг. Прямування до нуля парціальних мольних часток конфігурацій з великим числом лігандів при пониженні температури через вичерпання вільних лігандів є ще одним проявом цього ефекту.

Вивчення реакції гідролізу актинідів, що відбувається за схемою $M(H_2O)_n \leftrightarrow M(H_2O)_{n-p}(OH)_p^- + pH^+$ і пов'язана з частковим виходом протонів (появою груп OH^-) з гідратної оболонки іона актиніда, виявило певні відмінності від випадку загальноприйнятої схеми безпосереднього приєднання груп OH^- до комплексоутворювача. Дослідження, проведені для іонів UO_2^{2+} , Pu^{4+} , $[PuO_2]^{2+}$, Am^{3+} та ін., демонструють приблизне співпадіння енергій відриву протонів з гідратної оболонки, які складають $4000 \dots 6000 \text{ см}^{-1}$ на протон (що менше за $7000 \dots 9000 \text{ см}^{-1}$ на групу OH^-).

Вказане зменшення енергії відриву послаблює ефект насичення, що приводить до суттєвої зміни концентрації іонів H^+ в розчині після проходження концентрації іонів металу через певне значення. Проявом цього є зниження рівня рН розчину і, відповідно, підвищення його кислотності.

Дослідження комплексоутворення з основами кислот (що веде до виникнення солей актинідів) показали, що різниці конфігураційних енергій є одного порядку з випадком груп OH^- , хоча існує доволі велика різниця між різними лігандами. Ефект насичення більш різко виявляється у випадку сильнішого зв'язку між лігандом та комплексоутворювачем.

Література

1. I.R. Yukhnovskii, M.V. Tokarchuk, V.V. Ignatyuk, A.E. Kobryn, I.P. Omelyan, R.I. Zhelem, G.S. Dmytriv, O.L. Ivankiv (1997) *Cond. Matt. Phys.*, No. 12, 63.
2. І.Р. Юхновський, М.В. Токарчук, О.Є. Кобрин, Г.С. Дмитрів, Й.А. Гуменюк Аналіз хімічних реакцій α -радіолізу, гідролізу та комплексоутворень у лужних розчинах об'єкта "Укриття". Дослідження коефіцієнтів переносу іонів UO_2^{2+} , PuO_2^{2+} у водних роз-

чинах. Препринт Інституту фізики конденсованих систем НАН України, ІФКС-98-16У, Львів, 27 с.

3. I.R. Yukhnovskii, M.V. Tokarchuk, I.P. Omelyan, E.M. Sovyak, R.I. Zhelem (1997) *Cond. Matt. Phys.*, No. 9, 153.
4. Э.М. Пазухин, С.М. Кочергин (1990) *Радиохимия*, № 4, 18.
5. Э.М. Пазухин, С.М. Кочергин (1989) *Радиохимия*, № 4, 72.
6. А.И. Москвин (1971) *Радиохимия*, **13** № 4, 681.
7. В.А. Назаренко, В.П. Антонович, Е.М. Невская Гидролиз ионов металлов в разбавленных растворах (Атомиздат, Москва, 1979).
8. Ю.П. Давидов Состояния радионуклидов в растворах ("Наука и техника", Минск, 1978).
9. S.N. L'vov, V.A. Umniashkin, M.F. Golovko The molecular statistical theory of infinite dilute solutions. The ion-dipole model with Lennard-Jones reference-system. Preprint of the Institute of Theoretical Physics, ІТР-88-67Е, Kyiv, 1988, 40 p.
10. С.Н. Львов, В.Н. Долбунов, А.Д. Трохимчук, И.А. Процикевич, М.Ф. Головки Термодинамические свойства растворов электролитов. Простая ион-дипольная модель в оптимизированном приближении хаотических фаз. Препринт Института теоретической физики, ІТФ-88-150Р, Киев, 1988, 32 с.
11. М.Ф. Holovko, E.M. Sovyak (1995) *Cond. Matt. Phys.*, No. 6, 49.
12. М.Ф. Holovko (1997) *Cond. Matt. Phys.*, No. 12, 13.
13. Л.Д. Ландау, Е.М. Лифшиц Теоретическая физика. Том 5. Статистическая физика. Часть 1. (Наука-Физматлит, Москва, 1995).
14. А.И. Москвин Координационная химия актиноидов (Атомиздат, Москва, 1975)

Препринти Інституту фізики конденсованих систем НАН України розповсюджуються серед наукових та інформаційних установ. Вони також доступні по електронній комп'ютерній мережі на WWW-сервері інституту за адресою <http://www.icmp.lviv.ua/>

The preprints of the Institute for Condensed Matter Physics of the National Academy of Sciences of Ukraine are distributed to scientific and informational institutions. They also are available by computer network from Institute's WWW server (<http://www.icmp.lviv.ua/>)

Ігор Васильович Стасюк
Олег Володимирович Величко

КВАНТОВО СТАТИСТИЧНИЙ ОПИС УТВОРЕННЯ КОМПЛЕКСІВ
АКТИНІДІВ У ВОДНОМУ РОЗЧИНІ

Роботу отримано 30 листопада 2001 р.

Затверджено до друку Вченою радою ІФКС НАН України

Рекомендовано до друку семінаром відділу квантової статистики

Виготовлено при ІФКС НАН України

© Усі права застережені