

**СТАНДАРТНАЯ ЭНТАЛЬПИЯ ОБРАЗОВАНИЯ ИОНА Sn⁴⁺
В ВОДНОМ РАСТВОРЕ**А.А. Гуров¹С.Н. Соловьёв²Е.А. Горчакова²А.Я. Дупал²

snsol@muctr.ru

¹ МГТУ им. Н.Э. Баумана, Москва, Российская Федерация² Российский химико-технологический университет им. Д.И. Менделеева,
Москва, Российская Федерация**Аннотация**

При температуре 298,15 К измерена энтальпия взаимодействия избытка Zn_(к) с SnCl₄ в его водном растворе моляльной концентрации, равной 0,00100 моль/кг, а также при указанной температуре определены энтальпии разбавления названного раствора. По полученным экспериментальным значениям и литературным данным вычислено значение стандартной энтальпии образования при температуре 298,15 К иона Sn⁴⁺ в водном растворе

Ключевые слова

Энтальпия взаимодействия, энтальпия разбавления, термохимические уравнения, стандартная энтальпия образования иона

Поступила в редакцию 23.06.2017
© МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2017

Введение. Энтальпии образования ионов Sn²⁺ и Sn⁴⁺ в водных растворах являются важнейшими характеристиками термодинамики соединений олова. Необходимость переопределения стандартной энтальпии образования иона Sn²⁺ была обоснована в работах [1, 2]. В указанных работах также приведены результаты измерения энтальпий взаимодействий Zn_(к) и Mg_(к), находящихся в мелко раздробленном состоянии (в виде пыли), с избытком SnCl₂ в его водном растворе моляльной концентрации, равной 0,025 моль/кг, а также энтальпий ряда вспомогательных процессов. Значения энтальпий и первых, и вторых необходимы для осуществления термохимических расчетов. В результате двумя независимыми методами было получено совпадающее в пределах погрешности значение стандартной энтальпии образования иона Sn²⁺ в водном растворе. При этом ее среднее взвешенное значение оказалось равным $-20,9 \pm 1,2$ кДж/моль, что на 10...20 кДж/моль отличается от принятых значений, приводимых в лучших отечественных и зарубежных справочниках [3–5].

Ввиду того, что значение энтальпии образования иона Sn⁴⁺, приведенное в указанных справочниках, было определено через термодинамические характеристики образования иона Sn²⁺ (по результатам фактически только одной работы [6], в которой авторы измеряли температурную зависимость ЭДС системы Sn⁴⁺/Sn²⁺ в растворе хлороводородной кислоты), целесообразно переопределить

энтальпию образования иона Sn^{4+} путем ее непосредственного прямого нахождения.

Экспериментальная часть. Исходный раствор хлорида олова (IV) SnCl_4 готовили растворением в дистиллированной воде кристаллогидрата этого соединения марки «х.ч.» производства Донецкого завода химреактивов. Для подавления гидролиза SnCl_4 в него добавляли раствор хлороводородной кислоты. Затем полученный подкисленный раствор был проверен на наличие в нем ионов Sn^{2+} титрованием кислотным раствором KMnO_4 ; результаты титрования с погрешностью определения, равной 0,1 %, показали их отсутствие в растворе. Для определения концентрации подкисленного исходного раствора применяли осаждение избытком водного раствора аммиака гидроксида олова (IV) [7] в целях последующего гравиметрического определения в виде SnO_2 . В калориметрических опытах использовали раствор с моляльной концентрацией SnCl_4 0,00100 моль/кг. Его готовили непосредственно перед экспериментом путем разбавления исходного раствора. Масса раствора в калориметре составляла 180 г.

Термохимические измерения проводили на высокочувствительном калориметре с изотермической оболочкой, описанном в работе [8], который имел следующие характеристики:

- термометрическая чувствительность мостовой измерительной схемы установки $1,5 \cdot 10^{-5}$ К; в опытах по измерению энтальпий разбавления растворов SnCl_4 чувствительность дополнительно увеличивали еще в 2 раза;
- калориметрическая чувствительность 0,013 Дж;
- сопротивление полупроводникового термометра сопротивления 10 020 Ом при температуре 298,15 К;
- температурный коэффициент сопротивления 350 Ом/К;
- точность поддержания постоянной температуры изотермической оболочки $\pm 0,005$ К.

Перемешивание содержимого калориметра осуществляли магнитной мешалкой. Теплота разбивания стеклянной ампулы, найденная в серии специальных опытов, составила $0,00 \pm 0,020$ Дж. Тепловое значение калориметра определяли электрическим способом. При этом систематическая погрешность не превышала 0,1 %. Надежность работы калориметрической установки проверяли путем измерения энтальпии растворения $\text{KCl}_{(к)}$ в воде с образованием раствора моляльной концентрации, равной 0,048 моль/кг, а также энтальпий разбавления водного раствора KCl исходной моляльной концентрации, составляющей 2,82 моль/кг, до моляльных концентраций, равных соответственно 0,140 и 0,070 моль/кг. Указанные характеристики измеряли при температуре 298,15 К; их значения составили, кДж/моль: $17,47 \pm 0,08$; $1,45 \pm 0,05$; $1,38 \pm 0,07$. Эти значения в пределах погрешности совпали с наиболее надежными литературными данными.

Результаты измерений и расчетов представлены в табл. 1–3. В таблицах использованы следующие сокращенные обозначения:

- начальная температура калориметрического опыта t_0 ;

- поправка на теплообмен δ ;
- исправленное изменение температуры ΔR ;
- масса раствора SnCl_4 $m_{p-ра}$, масса навески цинковой пыли m ;
- количество теплоты Q , выделившееся в опыте за счет взаимодействия (см. табл. 2) или вследствие разбавления (см. табл. 1);
- энтальпия взаимодействия $\Delta_r H$, энтальпия разбавления $\Delta H_{разб}$;
- начальная ($C_{т\ нач}$) и конечная ($C_{т\ кон}$) молярные концентрации раствора;
- средние значения энтальпий разбавления ($\Delta H_{разб. ср}$) и взаимодействия ($\Delta_r H_{ср}$);
- стандартное отклонение σ среднего результата;
- критерий Стьюдента $t_{0,05}$.

Таблица 1

Энтальпии разбавления водных растворов SnCl_4 различной молярной концентрации при температуре 298,15 К

t_0 , К	δ , К	ΔR , Ом	Q , Дж	$\Delta H_{разб}$, кДж/моль
$C_{т\ нач} = 0,175$ моль/кг; $C_{т\ кон} = 0,00921$ моль/кг; $m_{p-ра} = 10,0$ г; $\sigma = 0,02$ кДж/моль; $\sigma t_{0,05} = 0,05$ кДж/моль				
128,316	0,472	4,440	12,48	-7,13
120,841	0,289	4,409	12,39	-7,08
101,739	-0,194	4,415	12,41	-7,09
115,653	0,175	4,403	12,37	-7,07
110,947	-0,066	4,447	12,50	-7,14
$\Delta H_{разб. ср} = -7,10$ кДж/моль				
$C_{т\ нач} = 0,100$ моль/кг; $C_{т\ кон} = 0,00923$ моль/кг; $m_{p-ра} = 16,6$ г; $\sigma = 0,02$ кДж/моль; $\sigma t_{0,05} = 0,05$ кДж/моль				
115,745	0,181	3,338	9,379	-5,65
118,456	0,202	3,290	9,246	-5,57
110,541	-0,054	3,285	9,230	-5,56
112,693	0,097	3,332	9,362	-5,64
111,374	0,085	3,302	9,279	-5,59
$\Delta H_{разб. ср} = -5,60$ кДж/моль				
$C_{т\ нач} = 0,0785$ моль/кг; $C_{т\ кон} = 0,00920$ моль/кг; $m_{p-ра} = 21,1$ г; $\sigma = 0,02$ кДж/моль; $\sigma t_{0,05} = 0,05$ кДж/моль				
111,932	0,078	2,894	8,133	-4,91
112,061	0,085	2,930	8,232	-4,97
113,274	0,099	2,918	8,199	-4,95
109,817	-0,054	2,888	8,116	-4,90
110,948	-0,038	2,935	8,249	-4,98
$\Delta H_{разб. ср} = -4,94$ кДж/моль				

Окончание табл. 1

t_0 , К	δ , К	ΔR , Ом	Q, Дж	$\Delta H_{\text{разб}}$, кДж/моль
$C_{\text{т нач}} = 0,0510$ моль/кг; $C_{\text{т кон}} = 0,00921$ моль/кг; $m_{\text{р-ра}} = 32,5$ г; $\sigma = 0,02$ кДж/моль; $\sigma t_{0,05} = 0,05$ кДж/моль				
112,038	-0,015	2,283	6,414	-3,87
115,274	0,077	2,241	6,299	-3,80
114,591	0,052	2,259	6,348	-3,83
113,417	0,048	2,247	6,315	-3,81
110,059	-0,023	2,271	6,381	-3,85
$\Delta H_{\text{разб. ср}} = -3,83$ кДж/моль				
$C_{\text{т нач}} = 0,00921$ моль/кг; $C_{\text{т кон}} = 0,000512$ моль/кг; $m_{\text{р-ра}} = 10,0$ г; $\sigma = 0,02$ кДж/моль; $\sigma t_{0,05} = 0,05$ кДж/моль				
113,296	0,017	0,100	0,281	-3,09
115,748	0,082	0,100	0,282	-3,06
110,873	-0,034	0,103	0,290	-3,15
114,339	0,047	0,104	0,291	-3,16
110,428	-0,026	0,100	0,281	-3,05
$\Delta H_{\text{разб. ср}} = -3,10$ кДж/моль				

Таблица 2

Энтальпия взаимодействия $Zn_{(к)}$ в виде пыли с $SnCl_4$ в его водном растворе моляльной концентрации, равной 0,00100 моль/кг, при температуре 298,15 К

t_0 , К	δ , К	ΔR , Ом	m , мг	Q, Дж	$\Delta_r H$, кДж/моль
$\sigma = 0,3$ кДж/моль; $\sigma t_{0,05} = 0,7$ кДж/моль					
120,31	1,72	-18,83	47,18	52,90	-293,9
122,02	1,94	-18,74	48,52	52,67	-292,6
117,39	0,67	-18,83	49,14	52,92	-294,0
114,16	-0,34	-18,72	52,67	52,61	-292,3
123,75	2,15	-18,82	53,71	52,88	-293,8
113,92	-1,95	-18,74	76,39	52,67	-292,6
111,76	-2,13	-18,70	91,46	52,56	-292,0
120,97	1,74	-18,85	102,25	52,97	-294,3
$\Delta_r H_{\text{ср}} = -293,2$ кДж/моль					

Таблица 3

Энтальпии разбавления водных растворов $SnCl_4$ различной моляльной концентрации при температуре 298,15 К

$C_{\text{т нач}}$, моль/кг	$C_{\text{т кон}}$, моль/кг	$\Delta H_{\text{разб. эксп}}$, кДж/моль	$\Delta H_{\text{разб. д-х}}$, кДж/моль	$\Delta H_{\text{разб. эксп}} - \Delta H_{\text{разб. д-х}}$, кДж/моль
0,01750	0,009210	-7,10±0,05	-5,60±0,28	-1,50±0,28
0,10000	0,009230	-5,60±0,05	-4,50±0,23	-1,10±0,24
0,07850	0,009200	-4,94±0,05	-4,01±0,20	-0,93±0,21
0,05100	0,009210	-3,83±0,05	-3,15±0,16	-0,68±0,17
0,00921	0,000512	-3,10±0,05	-3,08±0,15	-0,02±0,16

Обработка и обсуждение результатов. Измеренные в работе значения энтальпий разбавления $\Delta H_{\text{разб. эксп}}$ водных растворов SnCl_4 различной начальной моляльной концентрации были обработаны по методике [9], которая основана на представлении о существовании равновесия между ионами и ионными парами одного типа; согласно этой методике, полностью ионизированный электролит любой концентрации описывается теорией Дебая — Хюккеля в ее втором приближении. Данные, необходимые для этой обработки, и ее результаты — значения энтальпий разбавления $\Delta H_{\text{разб. Д-Х}}$ растворов SnCl_4 — приведены в табл. 3.

В результате обработки были рассчитаны энтальпия и константа ассоциации ионов в ионные пары. При этом $\Delta H_{\text{асс}} = 5,1 \pm 0,2$ кДж/моль, а $K_{\text{асс}} = 310 \pm 15$. Концентрационная зависимость стандартной энтальпии растворения $\Delta H_{\text{раств}}^0$ описывается следующим уравнением:

$$\Delta H_{\text{раств}}^0 = \Delta H_{\text{раств}} + (1 - \alpha)\Delta H_{\text{дисс}} + \Delta H_{\text{разб. Д-Х}}$$

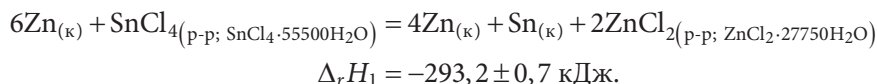
где $\Delta H_{\text{раств}}$ — энтальпия растворения SnCl_4 с образованием водного раствора моляльной концентрации C_m ; α — степень диссоциации ионных пар; $\Delta H_{\text{разб. Д-Х}}$ — энтальпия разбавления водного раствора SnCl_4 от моляльной концентрации, равной C_m , до образования бесконечно разбавленного раствора, рассчитанная на основе теории Дебая — Хюккеля в ее втором приближении [10].

Расчет степени диссоциации ионных пар в водном растворе моляльной концентрации, равной 0,00100 моль/кг, показал, что ее значения составляли не менее 99,8...99,9 %, т. е. электролит в растворе находится практически в полностью ионизированном состоянии. Кроме того, результаты измерения энтальпии разбавления раствора SnCl_4 с моляльной концентрацией 0,00921 моль/кг до моляльной концентрации 0,0000512 моль/кг продемонстрировали отсутствие ассоциации ионов в растворах моляльной концентрации менее 0,00921 моль/кг. Таким образом, в качестве значения энтальпии разбавления раствора SnCl_4 моляльной концентрации, равной 0,00100 моль/кг, до образования бесконечно разбавленного раствора вполне может быть использовано значение энтальпии разбавления, вычисленное на основе теории Дебая — Хюккеля в ее втором приближении [10] и составляющее $-1,78 \pm 0,09$ кДж/моль.

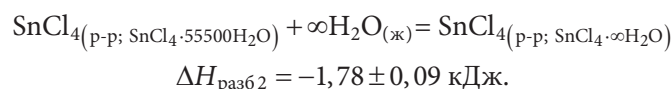
Согласно данным, приведенным в табл. 2, значение энтальпии взаимодействия $\text{Zn}_{(\text{к})}$ в виде пыли с SnCl_4 в его водном растворе не зависит от масс навесок металла в интервале их значений, равных 0,05...0,10 г. В связи с этим указанное значение было отнесено примерно к среднему значению массы навески. Следует отметить, что независимость значения энтальпии взаимодействия от массы навески цинковой пыли является дополнительным свидетельством полноты протекания реакции в калориметре по компоненту SnCl_4 , который всегда брался в недостатке.

Значение энтальпии образования иона Sn^{4+} вычисляли на основе системы следующих термодимических уравнений.

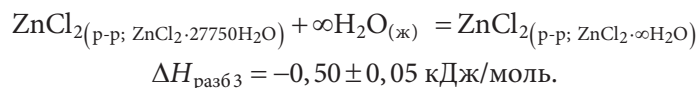
1. Уравнение взаимодействия избытка цинковой пыли с SnCl₄ в его водном растворе:



2. Уравнение разбавления водного раствора SnCl₄ определенной моляльной концентрации до образования бесконечно разбавленного раствора:

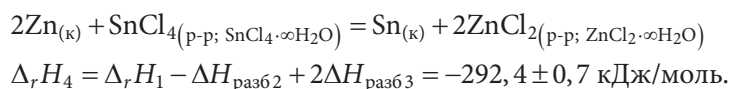


3. Уравнение разбавления водного раствора ZnCl₂ определенной моляльной концентрации до образования бесконечно разбавленного раствора [1]:

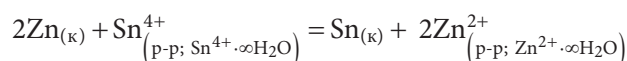


Вычитая из первого уравнения второе, затем складывая с удвоенным третьим, получаем четвертое уравнение.

4. Уравнение, отражающее взаимодействие стехиометрических количеств Zn_(к) в виде пыли и SnCl₄ в его водном растворе:



В молекулярно-ионной форме это уравнение имеет вид



В соответствии со следствием из закона Гесса для последнего уравнения:

$$\Delta_r H_4^0 = \Delta_f H_{298}^0(\text{Sn}_{(к)}) + 2\Delta_f H_{298}^0\left(\text{Zn}_{(п-р, ст.с)}^{2+}\right) - 2\Delta_f H_{298}^0(\text{Zn}_{(к)}) - \Delta_f H_{298}^0\left(\text{Sn}_{(п-р, ст.с)}^{4+}\right)$$

С учетом того, что $\Delta_f H_{298}^0(\text{Sn}_{(к)}) = \Delta_f H_{298}^0(\text{Zn}_{(к)}) = 0$ и найденного в работе [1] значения стандартной энтальпии образования иона Zn²⁺ $\Delta_f H_{298}^0\left(\text{Zn}_{(п-р, ст.с)}^{2+}\right) = -152,81 \pm 0,90$ кДж/моль, значение стандартной энтальпии образования иона Sn⁴⁺ в водном растворе составит:

$$\Delta_f H_{298}^0\left(\text{Sn}_{(п-р, ст.с)}^{4+}\right) = 2(-152,81 \pm 0,90) - (-292,4 \pm 0,7) = -13,2 \pm 1,5 \text{ кДж/моль.}$$

Заключение. В результате выполнения настоящей работы и проведенных ранее исследований [1, 2] определены с высокой степенью точности надежные значения стандартных энтальпий образования ионов Sn²⁺ и Sn⁴⁺, являющиеся

ключевыми величинами термодинамики соединений олова в водных растворах. Они приблизительно на 10 кДж/моль отличаются от значений, рекомендованных фундаментальными отечественными и зарубежными справочниками [3–5]. При этом значение стандартной энтальпии образования иона Sn^{2+} , полученное А.Ф. Капустинским [1], в пределах погрешности совпадает со значением, найденным авторами настоящей работы. Следует также отметить, что при анализе работ, в которых определялась стандартная энтальпия образования иона Sn^{2+} , упомянутая работа А.Ф. Капустинского по непонятной причине была признана ненадежной. В связи с этим полученное в ней значение указанной характеристики при формировании справочников [3–5] не было в них включено. Предстоит еще провести тщательный анализ того, как и на каких термодинамических характеристиках отразятся новые значения стандартных энтальпий образования ионов Sn^{2+} и Sn^{4+} в водных растворах.

ЛИТЕРАТУРА

1. Соловьёв С.Н., Горчакова Е.А., Степанов В.Н. Энтальпии образования ионов Sn^{2+} и Zn^{2+} в водном растворе // Ж. физ. химии. 2017. Т. 91. № 6. С. 969–972.
2. Дунал А.Я., Соловьёв С.Н., Горчакова Е.А., Шаталов К.И. Стандартная энтальпия образования иона Sn^{2+} в водном растворе при 298,15 К // Физико-химические характеристики неорганических веществ и растворов. Вып. 189. М.: РХТУ им. Д.И. Менделеева. 2017. С. 106–109.
3. Глушко В.П., ред. Термические константы веществ. Вып. 1–10. М.: ВИНТИ, 1965–1982.
4. *Selected values of chemical thermodynamic properties* / F.D. Rossini, D.D. Wagman, W.H. Evans, S. Levine, J. Jaffe, eds. Washington: Institute for Materials Research, National Bureau of Standards, 1952. 320 p.
5. Cox J.D., Wagman D.D., Medvedev V.A., eds. CODATA key values of chemical thermodynamics. Washington: Hemisphere Publ. Corp., 1989. 295 p.
6. Huby C.S., Tartar H.V. The stannous–stannic oxidation–reduction potential // J. Am. Chem. Soc. 1934. Vol. 56. No. 12. P. 2585–2588. DOI: 10.1021/ja01327a016
URL: <http://pubs.acs.org/doi/abs/10.1021/ja01327a016?journalCode=jacsat>
7. Спиваковский В.Б. Аналитическая химия олова. М.: Наука, 1975. 252 с.
8. Соловьёв С.Н., Шаталов К.И., Дунал А.Я. Стандартная энтальпия образования кристаллов $\text{Ca}[\text{NiF}_6]$ // Ж. физ. химии. 2014. Т. 88. № 5. С. 902–904. DOI: 10.7868/S0044453714050367
9. Соловьёв С.Н., Хекало Т.В. Определение термодинамических характеристик ассоциации электролитов в растворах на основе термохимических измерений // Труды МХТИ им. Д.И. Менделеева. Вып. 158. М.: МХТИ им. Д.И. Менделеева, 1989. С. 129–138.
10. Соловьёв С.Н., Привалова Н.М., Воробьёв А.Ф. Относительно использования теории Дебая — Хюккеля для расчета энтальпий разбавления неводных растворов электролитов // Ж. физ. химии. 1976. Т. 50. № 10. С. 2719–2720.

Гуров Александр Алексеевич — канд. хим. наук, доцент кафедры «Химия» МГТУ им. Н.Э. Баумана (Российская Федерация, 105005, Москва, 2-я Бауманская ул., д. 5, стр. 1).

Соловьёв Сергей Николаевич — д-р хим. наук, профессор, заведующий кафедрой общей и неорганической химии Российского химико-технологического университета им. Д.И. Менделеева (Российская Федерация, 125047, Москва, Миусская пл., д. 9).

Горчакова Екатерина Александровна — студентка магистратуры кафедры общей и неорганической химии Российского химико-технологического университета им. Д.И. Менделеева (Российская Федерация, 125047, Москва, Миусская пл., д. 9).

Дупал Алексей Ярославович — канд. хим. наук, профессор общей и неорганической химии Российского химико-технологического университета им. Д.И. Менделеева (Российская Федерация, 125047, Москва, Миусская пл., д. 9).

Просьба ссылаться на эту статью следующим образом:

Гуров А.А., Соловьёв С.Н., Горчакова Е.А., Дупал А.Я. Стандартная энтальпия образования иона Sn^{4+} в водном растворе // Вестник МГТУ им. Н.Э. Баумана. Сер. Естественные науки. 2017. № 6. С. 79–87. DOI: 10.18698/1812-3368-2017-6-79-87

STANDARD ENTHALPY OF ION Sn^{4+} FORMATION IN AQUEOUS SOLUTION

A.A. Gurov¹

S.N. Solov'ev²

snsol@muctr.ru

E.A. Gorchakova²

A.Ya. Dupal²

¹ Bauman Moscow State Technical University, Moscow, Russian Federation

² Dmitry Mendeleev University of Chemical Technology of Russia, Moscow, Russian Federation

Abstract

The enthalpies of reaction of $\text{Zn}_{(\text{c., excess})}$ with 0.00100 m SnCl_4 aqueous solution and enthalpies of dilution of SnCl_4 solutions at different concentrations were measured in an isothermic-shell calorimeter. The results and literature data were used together to determine thermodynamic characteristics of ion association in SnCl_4 solutions and standard enthalpy of ion Sn^{4+} formation (new quantity) in aqueous solution at 298.15 K

Keywords

Enthalpy of interaction, enthalpy of delution, thermochemical aquations, standard enthalpy of ion formation

Received 23.06.2017

© BMSTU, 2017

REFERENCES

- [1] Solov'yev S.N., Gorchakova E.A., Stepanov V.N. Enthalpies of formation of ions Sn^{2+} and Zn^{2+} in aqueous solution. *Zh. fiz. Khimii*, 2017, vol. 91, no. 6, pp. 969–972 (in Russ.).
- [2] Dupal A.Ya., Solov'yev S.N., Gorchakova E.A., Shatalov K.I. Standartnaya ental'piya obrazovaniya iona Sn^{2+} v vodnom rastvore pri 298,15 K. *Fiziko-khimicheskie kharakteristiki neorganicheskikh veshchestv i rastvorov. Vyp. 189* [Standard enthalpy of formation of ion Sn^{2+} in aqueous solution at 298.15 K. In: Physical-chemical properties of inorganic substances and ions. Iss. 189]. Moscow, MUCTR Publ., 2017, pp. 106–109 (in Russ.).

- [3] Glushko V.P., ed. Termicheskie konstanty veshchestv. Vyp. 1–10 [Thermal constants of substances. Iss. 1–10]. Moscow, VINITI Publ. 1965–1982 (in Russ.).
- [4] Rossini F.D., Wagman D.D., Evans W.H., Levine S., Jaffe J., eds. Selected values of chemical thermodynamic properties. Washington, Institute for Materials Research, National Bureau of Standards, 1952. 320 p.
- [5] Cox J.D., Wagman D.D., Medvedev V.A., eds. CODATA key values of chemical thermodynamics. Washington, Hemisphere Publ. Corp., 1989. 295 p.
- [6] Huby C.S., Tartar H.V. The stannous–stannic oxidation–reduction potential. *J. Am. Chem. Soc.*, 1934, vol. 56, no. 12, pp. 2585–2588. DOI: 10.1021/ja01327a016a
Available at: <http://pubs.acs.org/doi/abs/10.1021/ja01327a016?journalCode=jacsat>
- [7] Spivakovskiy V.B. Analiticheskaya khimiya olova [Tin analytical chemistry]. Moscow, Nauka Publ., 1975. 252 p.
- [8] Solov'yev S.N., Shatalov K.I., Dupal A.Ya. Standard enthalpy of formation of crystalline Ca[NiF₆]. *Russian Journal of Physical Chemistry A*, 2014, vol. 88, iss. 5, pp. 893–895. DOI: 10.1134/S003602441405032X
- [9] Solov'yev S.N., Khekalov T.V. Opredelenie termodinamicheskikh kharakteristik assotsiatsii elektrolitov v rastvorakh na osnove termokhimicheskikh izmereniy. *Trudy MKhTI im. D.I. Mendeleeva. Vyp. 158* [Thermodynamic characteristics definition of electrolyte association in solutions based on thermochemical measurements. Iss. 158]. Moscow, MUCTR Publ., 1989, pp. 129–138 (in Russ.).
- [10] Solov'yev S.N., Privalova N.M., Vorob'yev A.F. Relatively employ the theory of Debye — Hückel for the calculation of dilution enthalpies of nonaqueous electrolyte solutions. *Russian Journal of Physical Chemistry A*, 1976, vol. 50, no. 10, pp. 2719–2720.

Gurov A.A. — Cand. Sc. (Chem.), Assoc. Professor of Chemistry Department, Bauman Moscow State Technical University (2-ya Baumanskaya ul. 5, str. 1, Moscow, 105005 Russian Federation).

Solov'ev S.N. — Dr. Sc. (Chem.), Professor, Head of General and Inorganic Chemistry Department, Dmitry Mendeleev University of Chemical Technology of Russia (Miusskaya pl. 9, Moscow, 125047 Russian Federation).

Gorchakova E.A. — Master's Degree student, General and Inorganic Chemistry Department, Dmitry Mendeleev University of Chemical Technology of Russia (Miusskaya pl. 9, Moscow, 125047 Russian Federation).

Dupal A.Ya. — Cand. Sc. (Chem.), Professor of General and Inorganic Chemistry Department, Dmitry Mendeleev University of Chemical Technology of Russia (Miusskaya pl. 9, Moscow, 125047 Russian Federation).

Please cite this article in English as:

Gurov A.A., Solov'ev S.N., Gorchakova E.A., Dupal A.Ya. Standart Enthalpy of Ion Sn⁴⁺ Formation in Aqueous Solution. *Vestn. Mosk. Gos. Tekh. Univ. im. N.E. Baumana, Estestv. Nauki* [Herald of the Bauman Moscow State Tech. Univ., Nat. Sci.], 2017, no. 6, pp. 79–87 (in Russ.). DOI: 10.18698/1812-3368-2017-6-79-87