

## **Индикаторный метод в исследовании водных и водно-пропиленгликолевых растворов йодида калия**

**Нечипоренко А.П\*., Кириллов В.В., Чуглова К.П., Сивачев А.Е..**

Санкт-Петербургский Государственный Университет  
низкотемпературных и пищевых технологий, Россия  
191002, г. Санкт-Петербург, ул. Ломоносова д. 9

*Методами рН-метрии и спектрофотометрии с использованием красителя бромкрезолового пурпурного в качестве сольватохромного индикатора проведено исследование кислотно-основных характеристик водных и водно-пропиленгликолевых растворов йодида калия переменной концентрации, используемых в качестве промежуточных хладоносителей в технике низких температур.*

Ключевые слова: растворы электролитов, сольватация, сольватохромия красителей.

Несмотря на то, что водные и водно-спиртовые растворы электролитов широко и достаточно давно используются в качестве хладоносителей в технике низких температур, информации по их физико-химическим свойствам явно недостаточно. Отсутствуют и общепринятые экспериментальные критерии, позволяющие устанавливать корреляцию микрохимических свойств системы, обусловленных природой компонентов, с такими ее макропараметрами, как стабильность, вязкость, температура замерзания, корродирующая способность [1].

Ранее было показано [2 - 4], что невысокую вязкость (6...18 мПа·с) при низких температурах (-15 ÷ -25°C) могут обеспечить водно-пропиленгликолевые растворы, содержащие электролит. Вязкость такого типа хладоносителей зависит от природы электролита, его концентрации и массовой доли пропиленгликоля. Объектом исследования в данной работе явились растворы йодида калия в воде и 30 % пропиленгликоле (ПГ), поскольку водно-пропиленгликолевые растворы с массовой долей ПГ 30 % и выше обладают высокой вязкостью, а введение определенного электролита, в частности KI, приводит к ее уменьшению.

При смешивании таких растворителей как вода и пропиленгликоль происходит взаимное разрушение их структуры, связанное с разрывом меж- и внутримолекулярных водородных связей (Н-связей) и образованием новых. Причем кинетика и механизм, протекающих при этом процессов, существенным образом зависят от массового соотношения растворителей, отличающихся по строению, свойствам и вязкости [5 - 7].

Процессы сольватации (гидратации) ионов, сопровождающие растворение электролита при введении его в качестве третьего компонента, образование комплексов и ассоциатов сольватированных (гидратированных) ионов, в том числе и смешанного типа, в свою очередь, приводят к разрушению Н-связей, сложившихся в системе смешанных растворителей, и формированию новых водородных и донорно-акцепторных связей, в которых отражается природа обоих ионов и влияние их концентрации [7, 8].

В литературе [8 -11] представлено значительное количество методов по расчету индивидуальной сольватируемости катионов и анионов, основанных на делении суммарных термодинамических характеристик сольватируемости стехиометрических смесей ионов электролитов разной природы, полученных на базе калориметрических экспериментальных данных. Однако в работе [8] отмечено, что решение этой проблемы чисто термодинамическим путем, по-видимому, невозможно, поскольку полученные величины в значительной мере неопределенны. Это связано с физическими

особенностями выбранного метода деления и выбора стандартной пары ионов, а также с характером ряда произвольных допущений.

Для экспериментального изучения Н-связей и процессов сольватации наиболее простыми и одновременно надёжными являются спектральные методы, особенно ИК-спектроскопия и протонный магнитный резонанс (ПМР) [10, 12, 13]. По сравнению с этими основными методами электронная спектроскопия занимает более скромное место. Однако, в ряде случаев, и она позволяет получать не только дополнительную информацию, но и ту, которая недоступна другим методам.

Любой вид меж- и внутримолекулярных взаимодействий (донорно-акцепторное, электростатическое, водородная связь) в структуре растворителей, а также их смесей, может рассматриваться с точки зрения кислотно-основного равновесия [12]. А значит, есть возможность контролировать его состояние, направление смещения при введении третьих компонентов, характер, кинетику, а в ряде случаев, и механизм межмолекулярных взаимодействий, с помощью кислотно-основных индикаторов, которые часто оказываются весьма эффективными для решения таких задач.

К настоящему времени накоплен обширный экспериментальный материал по использованию сольватохромии органических красителей в исследовании ионного равновесия в водно-солевых системах [14 -16], процессов сольватации в двойных и тройных системах смешанных растворителей разной природы [7, 13] методом электронной спектроскопии. Разработан [17] полуэмпирический метод расчета сдвигов полос поглощения в электронных спектрах красителей, обусловленных процессами сольватации и реорганизацией микроструктуры сольватной оболочки и др., позволяющий получать результаты, хорошо согласующиеся с опытными данными.

В данной работе методами электронной спектроскопии и рН-метрии исследовалось состояние кислотно-основного равновесия в водных и водно-пропиленгликолевых растворах йодида калия.

Электронные спектры поглощения исследуемых образцов снимали на спектрофотометре СФ-26 в кюветах с  $l = 1$  см относительно воды. В качестве кислотно-основного индикатора использовались растворы бромкрезолового пурпурного (БКП) –  $pK_a = 6,0$  [18]; концентрация стандартного раствора -  $C_{\text{БКП}} = 2,94 \cdot 10^{-4}$  моль/л.

Контроль рН исследуемых растворов осуществляли на рН-метре «Эксперт» со стеклянным электродом марки ЭСЛ-43-07.

Кинематическую вязкость ( $\mu$ ) полученных образцов измеряли на стеклянном капиллярном вискозиметре ВПЖ, предназначенном для исследования прозрачных жидкостей. Расчет проводили по формуле

$$\mu = g \tau k / 9,807,$$

где  $k = 0,009835 \text{ мм}^2/\text{с}^2$  – постоянная вискозиметра;  $\tau$  - время истечения жидкости, с;  $g$  – ускорение свободного падения в месте измерения принято равным  $9,8 \text{ м}/\text{с}^2$ . Внутренний диаметр капилляра –  $0,54 \text{ мм}$ .

Серии водно-пропиленгликолевых растворов (30 % ПГ) с молярной концентрацией ( $C_m$ ) йодида калия в интервале  $0,1 - 2,4 \text{ м}$  готовили растворением навесок препарата марки «х.ч.» после смешивания растворителей. В работе использован импортный 1,2-пропиленгликоль.

Спектрофотометрическое исследование кислотно-основного равновесия в жидких системах основано на наблюдении за спектральными характеристиками индикаторов. Образование Н-связей обычно приводит к заметным изменениям их электронного спектра: смещение полос поглощения, уширение, изменение интегральной интенсивности, изменение контура полос, асимметрия и структуризация, появление новых полос [12].

С одной стороны, являясь инструментом, индикаторы отражают общий характер изменения кислотности среды. С другой стороны, они в той или иной мере всегда

являются непосредственными участниками кислотно-основных реакций, вступая во взаимодействие с молекулами и гидратированными (сольватированными) ионами среды, что дает возможность более тонко изучать механизм взаимодействия компонентов разной природы в смешанных системах.

Находясь в водной среде, также как и ионы электролита, в гидратированном состоянии, индикатор через коллективные свойства ее Н-связей реагирует на изменение кислотно-основного равновесия в системе под влиянием тех или иных факторов, к числу которых относятся и процессы гидратации (сольватации) ионов электролита. Такая многопричинная комплексная кислотность, названная Гамметом [19] функцией кислотности ( $H_0$ ), суммарно отражает способность системы в целом отдавать (принимать) протон и рассчитывается по формуле [12]:

$$H_0 = pK_{a_{ind}} + \lg(C_{oc} / C_k), \quad \text{где} \quad (1)$$

$$C_{oc} / C_k = [A_2 \varepsilon_k(1) - A_1 \varepsilon_k(2)] / [A_1 \varepsilon_{oc}(2) - A_2 \varepsilon_{oc}(1)], \quad (2)$$

а  $pK_{a_{ind}}$  – кислотная сила индикатора,  $C_{oc}$  и  $C_k$  – молярные концентрации основной и кислотной форм индикатора;  $A_1$  и  $A_2$  – оптические плотности при рабочих длинах волн, отвечающие максимумам поглощения кислотной и основной форм индикатора, соответственно;  $\varepsilon$  - значения молярных коэффициентов поглощения кислотной ( $\varepsilon_k$ ) и основной ( $\varepsilon_{oc}$ ) форм для обеих рабочих длин волн. Экспериментальная задача состоит в нахождении индикаторного отношения  $C_{oc} / C_k$ .

Функцию кислотности для серий исследуемых образцов рассчитывали по формулам (1) и (2):

для БКП ( $\lambda_1 = 435$  нм,  $\lambda_2 = 590$  нм)

$$C_{oc} / C_k = \frac{A_2 \cdot 20408 - A_1 \cdot 1633}{A_1 \cdot 57143,8 - A_2 \cdot 136}; \quad H_0 = 6,0 + \lg(C_{oc} / C_k). \quad (3)$$

Результаты исследования водных растворов с переменной концентрацией йодида калия методами рН-метрии и спектрофотометрии приведены на рис. 1.

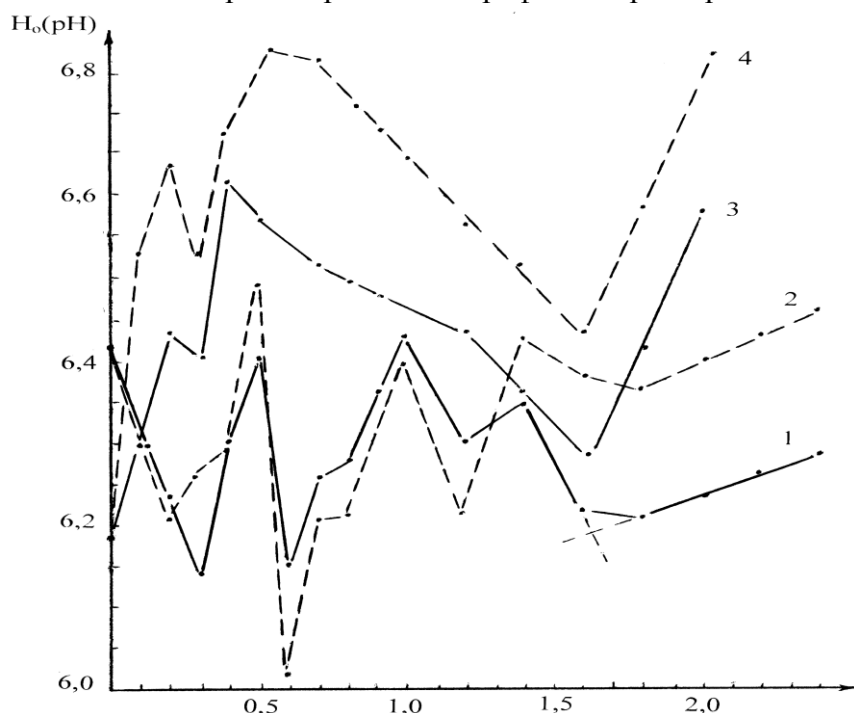
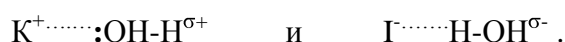


Рис. 1. Зависимость  $H_0$  (1, 3) и  $pH$  (2, 4) водных растворов от концентрации  $KI$ .

Серии: №1 –  $pH_{H_2O} = 6,42$  (1, 2); №2 –  $pH_{H_2O} = 6,18$  (3, 4).

Общий вид зависимостей  $pH = f(C_{KI})$ , как следует из рис. 1, отражает характер изменения  $H_0 = f(C_{KI})$ , но не соответствует по числовым значениям. Полиэкстремальность кривых 1 и 2 в области концентраций электролита до  $\approx 1,6$  м говорит о закономерной периодичности в изменении как  $H_0$ , так и  $pH$  среды исследуемых систем. Это связано с периодичностью преимущественной гидратации катиона и аниона, протекающих по разным механизмам – координационному и водородной связи, соответственно:



Наиболее резкие и синхронные изменения  $pH$  и  $H_0$  наблюдаются в области малых содержаний йодида калия. Это согласуется с известными представлениями [8, 11] о том, что именно низкие концентрации электролита оказывают наибольшее воздействие на растворитель – в ближней сфере формируется структура растворителя, определяемая природой гидратируемого иона. Поэтому в области низких концентраций электролита возможно наиболее яркое и дифференцированное проявление индивидуальных донорных и акцепторных свойств ионной пары, приоритетность функций катиона и аниона.

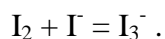
Следует заметить, что «конкуренция» за молекулы воды при гидратации стехиометрической ионной смеси, проявляемая в периодичности изменения обоих параметров кислотности системы, указывает на селективность процессов гидратации и нелинейность зависимости состав-свойство [17]. Преобладание того или иного механизма гидратации определяется оптимальным значением (интервалом)  $pH$  среды, как для катиона, так и для аниона. Для гидратации аниона требуется более кислая среда (вода), чем для катиона, что следует из различий, как донорно-акцепторных функций ионной пары, так и характера самих механизмов гидратации.

Падение начальной ветви кривой (1) обусловлено преимущественной гидратацией катиона калия, которая приводит к повышению кислотных свойств системы. Гидратация йодид-иона по  $H$ -связи проявляется в снижении кислотности среды. Начиная с  $C_m \approx 1,6$  моль/кг, в рассматриваемом диапазоне концентраций, зависимость кислотности от концентрации электролита приобретает практически линейный характер и указывает на ее убывание. Линейность данного участка зависимости может свидетельствовать о стабилизации формирующейся новой структуры раствора, в которой процессы гидратации не играют доминирующую роль.

Факт снижения кислотности системы при этом, можно объяснить наличием двух параллельно протекающих процессов – гидратации йодид-ионов и их окисления кислородом, которое интенсифицируется в более кислой среде, снижая и  $pH$  и  $H_0$ :



и далее



Заметим, что снижение кислотности имеет место, несмотря на нарушение стехиометричности ионной смеси в результате окислительно-восстановительной реакции (4), то есть, несмотря на существенное преобладание в системе концентрации ионов калия.

Однако, характер концентрационных зависимостей  $pH = f(C_{KI})$  и  $H_0 = f(C_{KI})$  действительно, как видно из кривых 3 и 4, существенно зависит от  $pH$  воды. В более кислой воде ( $pH_{H_2O} = 6,18$ ) при низких содержаниях электролита преобладает процесс гидратации аниона, что проявляется в подъеме начальной ветви обеих кривых и более резком снижении кислотных свойств системы. Перелом на всех представленных кривых в

области  $C_{KI} \approx 1,6$  м можно объяснить стабилизацией системы, обусловленной, при дальнейшем увеличении концентрации электролита, процессами формирования гидратированными ионами ассоциатов.

Существование концентрационных интервалов, в которых возможно создание наиболее благоприятных условий для парного диполь-дипольного взаимодействия считается установленным фактом [20]. В работе [10] есть указания на то, что в интервале молярных соотношении электролита и воды от 1/40 до 1/25 имеет место переход от индивидуальной гидратации ионов к образованию парных ионных ассоциатов. Концентрациям йодида калия в интервале 1,5 – 2,4 м, соответствует именно такое молярное соотношение электролит-вода.

На рис. 2 кривой 1 показано изменение вязкости для образцов серии № 1.

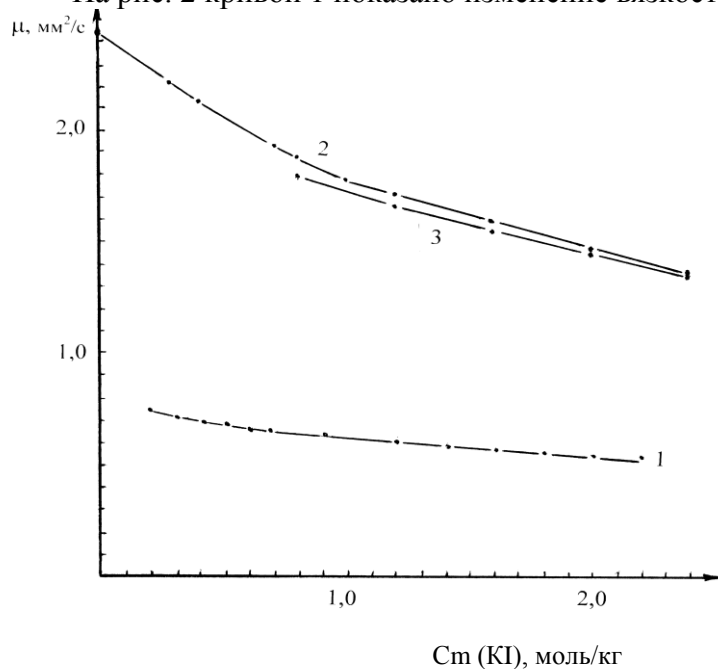


Рис. 2. Зависимость кинематической вязкости от концентрации KI водных (1) и водно-пропиленгликолиевых (2, 3) растворов.  
1, 3 –  $p_{H_2O} = 6,42$ ; 2 –  $p_{H_2O} = 6,18$ .

Характер зависимости  $\mu = f(C_{KI})$  говорит о том, что смена механизма гидратации не влияет на вязкость системы. Определяющим фактором является увеличение концентрации йодида калия. Данный экспериментальный факт можно объяснить тем, что оба иона электролита относятся к группе ионов с отрицательной гидратацией [8]:

$$\Delta S(K^+) = 34,3 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \quad \text{и} \quad \Delta S(I^-) = 54,8 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1},$$

где  $\Delta S$  – изменение энтропии воды при гидратации одноатомных ионов калия и йодид-ионов.

С количественной стороны отрицательная гидратация ионов характеризуется преимущественным действием эффекта разупорядочения структуры растворителя над эффектом ее упорядочения, выраженным как изменение энтропии воды при гидратации ионов ( $\Delta S > 0$ ). Отрицательная гидратация является следствием особенностей воды, как растворителя, принятого за эталон [8]. Положительная гидратация обусловлена более прочной связью молекул воды с ионом (более длительным нахождением молекул  $H_2O$  в составе гидратной оболочки) и является характеристикой «локальной» вязкости в системе.

Рис. 3 иллюстрирует изменение обоих параметров кислотности 30 % раствора ПГ с увеличением молярной концентрации KI.

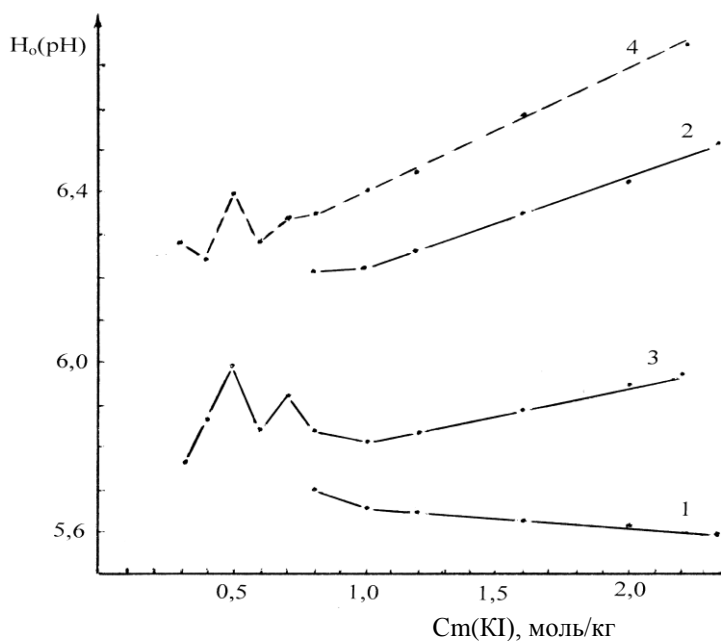


Рис. 3. Зависимость  $H_0$  (1, 3) и рН (2, 4) водно-пропиленгликолиевых растворов от концентрации KI.  
 $\text{pH}_{\text{H}_2\text{O}}$ : 1, 2 – 6,42; 3, 4 – 6,18.

Для водно-пропиленгликолевых систем йодида калия, также как и в случае водных растворов, в области низких концентраций на зависимостях  $\text{pH} = f(C_{\text{KI}})$  и  $H_0 = f(C_{\text{KI}})$  проявляется «зубчатая» структура. Кроме того, кривые  $H_0 = f(C_{\text{KI}})$  по шкале кислотности расположены ниже, чем аналогичные зависимости для водной среды (рис. 1). Это говорит о том, что, во-первых, добавление 30 % ПГ к воде существенно повышает кислотность среды. И, во-вторых, наличие «зубчатости» на обеих кривых (3 и 4) кислотности указывает на то, что при данном соотношении растворителей ионы не только гидратируются, но и соблюдается последовательность и периодичность в их гидратации, характерная для чисто водных растворов. Однако периодическая смена механизмов гидратации в данном случае заканчивается при более низких концентрациях электролита ( $\approx 1,0$  моль/кг). Интересно то, что и в данном случае при  $C_{\text{KI}} \approx 1,0$  мольное отношение электролита и воды в смешанной системе растворителей составляет 1 : 25.

Сопоставление полученных данных с зависимостью (2) на рис. 2 указывает на увеличение  $H_0$  при снижении вязкости растворов в интервале концентраций йодида калия 1,0 – 2,4 м, то есть на доминирующую роль йодид-ионов в разрушении структуры смешанного растворителя. Однако снижение кислотности воды, вводимой в состав формируемой смеси растворителей, как это видно из зависимостей 1 и 2 на рис. 3, существенным образом меняет картину. Тенденция функции кислотности системы к снижению при повышении рН воды, входящей в смесь с ПГ, является указанием на то, что в этом случае доминантным разрушителем структуры смешанного растворителя является катион. В работах [17, 20] показано, что первичные сольваты играют определяющую роль в протекании процессов пересольватации в бинарных растворителях.

Отметим, что линейные зависимости между вязкостью и  $H_0$  в условиях эксперимента имели место только при достаточно высоких содержаниях электролита независимо от кислотности вводимой в систему воды. Однако эти зависимости антибатны, поскольку направление изменения  $H_0$  системы зависит от преобладающего механизма гидратации (сольватации). То есть, от доминирующей роли катиона или аниона в разрушающем действии на структуру растворителя, которая во многом предопределяется рН воды, входящей в состав системы. Кроме того, следует иметь в виду, что механизм и знак гидратации – параметры очень чувствительные не только к

изменению концентрации электролита и pH среды, их изменения зависят от температуры, внешнего давления, массовой доли ПГ, порядка смешивания и степени чистоты реактивов [8, 10]. Известно [8], что катион калия при увеличении концентрации электролита в водной среде раньше меняет знак гидратации на положительный, чем йодид ион, но присутствие ПГ оказывает обратный эффект - тормозит этот процесс. Причем эффективность противоположного влияния возрастает с увеличением массовой доли ПГ в системе.

Анализ кривых изменения показателей поглощения кислотной и основной форм БКП в водных растворах йодида калия серии № 1, приведенных на рис. 4, показывает, что они антибатны до  $C_{KI} \approx 1,6$  м.

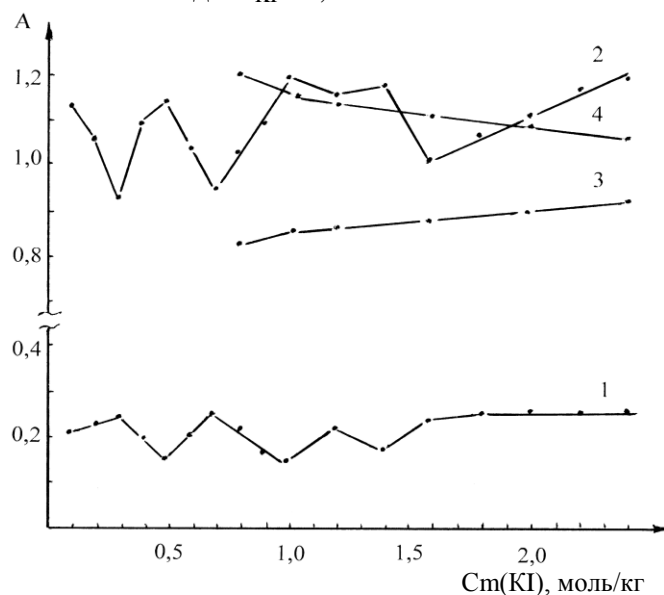


Рис. 4. Изменение интенсивности кислотной и основной полос поглощения БКП в зависимости от концентрации KI ( $pH_{H_2O} = 6,42$ ).  
1,2 – водные растворы; 3, 4 – 30 % ПГ; 1, 3 -  $\lambda_1$ ; 2, 4 -  $\lambda$

При дальнейшем повышении концентрации электролита – в области формирования ассоциатов гидратированных ионных пар наблюдается стабилизация интенсивности показателя поглощения кислотной полосы и линейный рост интенсивности основной полосы. В случае йодида калия, несмотря на то, что в данном интервале концентраций  $A_K = const$ , однозначность вывода о преимущественной гидратации аниона по изменению интегральной интенсивности основной полосы затруднена из-за параллельного процесса его окисления.

Дополнительную информацию о процессах, протекающих в системе при варьировании содержания электролита, может дать анализ спектров по изменению положения полос поглощения индикатора, что является прямым свидетельством изменения энергетического состояния гидратированных ионов.

Так на рис. 5 показано изменение положения максимума кислотной полосы поглощения БКП в водных растворах йодида калия (1) для той же серии образцов №1.

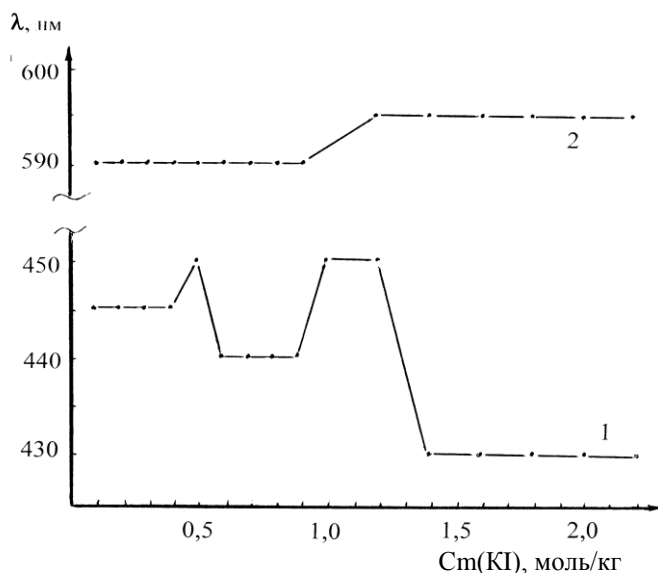


Рис. 5. Спектральный сдвиг полос поглощения БКП в водных растворах KI.  
 $pH_{H_2O}$ : 1 – 6,42 ( $\lambda_1$ ); 2 – 6,18 ( $\lambda_2$ ).

Гипсохромный сдвиг кислотной полосы на 15 нм с увеличением концентрации электролита, происходящий последовательно и скачкообразно, указывает на реструктуризацию гидратной оболочки катиона и изменение энергетического состояния молекул воды, входящих в ее состав, которое стабилизируется начиная с  $C_m \approx 1,4$ . Коротковолновый сдвиг говорит в пользу того, что кислотность молекул воды в окружении катиона калия снижается, что может быть связано с увеличением гидратного числа и сменой знака гидратации. Сдвиг кислотной полосы в области обоих скачков сопровождается ее уширением, что также свидетельствует об увеличении степени энергетической неоднородности молекул воды в составе гидратной оболочки катиона. При этом положение основной полосы индикатора остается неизменным (590 нм).

Для второй серии водных растворов йодида калия (кр. 2, рис.5), напротив, при неизменном положении (435 нм) кислотной полосы, основная полоса поглощения БКП смещается на 5 нм батохромно. Положение максимума поглощения БКП при  $\lambda = 595$  нм характерно для его спектра в щелочной среде.

Полученные данные позволяют высказать предположение, что началу образования устойчивых ассоциатов гидратированных ионных пар предшествует период подготовки к этому процессу кислотно-основного состояния молекул воды, входящих в состав гидратного окружения обоих ионов.

В водно-пропиленгликолевых растворах йодида калия, независимо от его концентрации, смещения полос БПК не наблюдалось. Положению максимумов соответствовали  $\lambda_1 = 435$  нм и  $\lambda_2 = 595$  нм. Это говорит о стабилизирующем влиянии ПГ, обусловленном образованием его комплексов с гидратированными ионами электролита и их ассоциатами и самоорганизации системы посредством обратной дативной связи.

Анализируя результаты по совокупности полученных данных, можно сказать:

- как и в случае чисто водных растворов, низкие концентрации электролита производят наибольшие изменения и в смешанной системе растворителей при заданной массовой доле ПГ. Это проявляется и в более заметном снижении вязкости системы  $H_2O$ -ПГ в области низких содержаний KI;

- различие механизмов гидратации ионов электролита и их периодичность, регистрируемые через изменение  $H_o$  системы, не особенно заметно влияют на характер изменения ее вязкости, поскольку оба гидратированных иона участвуют в разрушении межмолекулярных связей ПГ и нейтрализации зарядов его функциональных группировок, например по совмещенной схеме:





относящихся к группе ионов с отрицательной гидратацией. Линейная зависимость между кинематической вязкостью и функцией кислотности отмечена только в области высоких содержаний электролита, где доминируют процессы ассоциации и комплексообразования гидратированных ионов с молекулами пропиленгликоля.

## Список литературы

- [1]. **Кириллов В.В.** Теоретические основы создания и оптимизации свойств хладоносителей для систем косвенного охлаждения. Автореф...д.т.н. С.-Пб.: СПГУНиПТ, (2009) 3 - 4; 6 – 7.
- [2]. **Бараненко А.В., Кириллов В.В.** // Холодильная техника, 3 (2007) 38 - 41 .
- [3]. **Кириллов В.В.** // Холодильная техника, 1 (2006) 27 – 30.
- [4]. **Кириллов В.В., Польская Ю.В.** // Известия СПбГУНиПТ, 1 (2006) 64 – 68.
- [5]. Водородная связь. / Под ред. Н.Д.Соколова. М.: Наука, (1981).
- [6]. **Григорьев Я.М., Свердлова О.В., Богачева О.И.** // Спектрохимия внутри- и межмолекулярных взаимодействий. Л.: ЛГУ, 3 (1983) 206.
- [7]. **Бахшиев Н.Г.** Спектроскопия межмолекулярных взаимодействий. Л.: Наука, (1972) 206; 230.
- [8]. **Крестов Г.А.** Термодинамика ионных процессов в растворах. Л.: Химия, (1984) 94; 117; 165.
- [9]. Проблемы химии растворов. Ионная сольватация. / Под ред. Г.А Крестова. М.: Наука, (1987) 144.
- [10]. Проблемы химии растворов. Экспериментальные методы химии растворов: спектроскопия и калориметрия. / Под ред. Г.А. Крестова. М.: Наука, (1995) 234.
- [11]. Проблемы химии растворов. Термодинамика растворов электролитов. / Под ред. Г.А. Крестова. М.: Наука, (1992) 115.
- [12]. **Свердлова О.В.** Электронные спектры в органической химии. Л.: Химия, (1985) 188; 195.
- [13]. Сольватохромия. Проблемы и методы. / Под ред. Н.Г.Бахшиева. Л.: ЛГУ, (1989) 11-52.
- [14]. **Вашурина И.Ю., Телегин Ф.Ю., Бусыгина Т.Ю.** // Проблемы сольватации и комплексообразования. Тез. докл. VI Межд. конф. Иваново, 10 - 12 окт., (1995) 15.
- [15]. **Мчедлов-Петросян Н.О., Р. Соликас Майорга, Рубцов М.И., Черная Т.А.** / Сб. Специфика сольватационных процессов в растворах. Иваново: ИХТИ, (1991) 46-50.
- [16]. **Бахшиев Н.Г.** / Оптика и спектроскопия, 91 (2001) 721-727.
- [17]. **Бахшиев Н.Г.** Фотофизика диполь-дипольных взаимодействий. Процессы сольватации и комплексообразования. СПб.: СПбГУ, (2005) 216.
- [18]. Справочник химика. Л.-М.: Гос. научно-технич. изд-во химической литературы, 4 (1963) 357.
- [19]. **Гаммет. Л.** Основы физической органической химии. М.: Мир, (1972) 345.
- [20]. **Бахшиев Н.Г.** // Проблемы сольватации и комплексообразования. Тез. докл. VI Межд. конф. Иваново, 10 - 12 окт. (1995) 1.

## **Indicated method in analyzing potassium iodide water and aqueous-propyleneglycol solution**

**Nechiporenko A.P., Kirillov V.V., Chuglova K.P., Sivatchyov A.E.**

Saint Petersburg State University of Refrigeration and Food Engineering,

191002, Saint Petersburg, Lomonosov Str. 9

*Acid-base characteristics of potassium iodide water and aqueous-propyleneglycol solution of variable concentration were analysed by pH- and spectrophotometry with bromide cresol purple dye used as a solvatochromism indicator, the solutions being used as intermediate coolants in temperature engineering.*

*Key words: electrolyte solutions, salvation, dye solvatochromism*