

Рис. 4. Зависимость содержания оксида кадмия в расплавах NaOH—Cd (1); KOH—Cd (2); (0.5NaOH—0.5KOH)—Cd (3) от времени при 723 К.

дера—Ле-Шателье в виде: $\ln C = A + B/T$, где A и B — постоянные. Используя метод наименьших квадратов, мы получили такие уравнения:

$$\text{для NaOH} \quad \ln C = -5.35 - 1710/T,$$

$$\text{для KOH} \quad \ln C = -5.32 - 1572/T,$$

$$\text{для 0.5NaOH—0.5KOH} \quad \ln C = -5.43 - 1430/T.$$

В ряду расплавов NaOH — KOH — 0.5NaOH — 0.5KOH растворимость CdO возрастает. Это объясняется тем, что в данном ряду усиливаются основные свойства растворителя. Таким образом, нами определена растворимость окси-

да кадмия, установлено, что при внесении оксида в расплав образуются суспензии.

РЕЗЮМЕ. Наведено результати дослідження систем CdO—MeOH (Me = Li, Na, K) методом ізотермічного насичення в температурному інтервалі 673—873 К. Показано, що в даних сумішах при розчиненні оксиду кадмію утворюються суспензії. Встановлено вплив температури та природи розчинника на поведінку CdO у расплавах гідроксидів лужних металів.

SUMMARY. In the paper, the results of investigation of the CdO—MeOH (Me = Li, Na, K) systems by isothermal saturation of temperature range 673—873 K has been presented. It has been shown in these mixtures the suspension are formed. It has been determined the influence of temperature and nature of solvent on behaviour of CdO in molten alkali metal hydroxides.

1. Зарубицкий О.Г. Очистка металлов в расплавах щелочей. -М.: Металлургия, 1981.
2. Чижиков Д.М. Металлургия тяжелых цветных металлов. -М.;Л.: Изд-во АН СССР, 1948.
3. Ловчиков В.С. Щелочное рафинирование свинца. -М.: Металлургия, 1964.
4. Зарубицкий О.Г., Салабай О.А. // Журн. прикл. химии. -1970. -43, № 9.—С. 2088—2090.
5. Щербов Д.П., Матвеев М.А. Аналитическая химия кадмия. -М.: Наука, 1973.
6. Скриптунов И.Н., Зарубицкий О.Г. // Журн. неорган. химии. -2000. -45, № 9. -С. 1592—1594.
7. Скриптунов И.Н., Бильченко М.Н., Зарубицкий О.Г. // Расплавы. -2001. -№ 3. -С. 68—74.

Институт общей и неорганической химии им. В.И. Вернадского
НАН Украины, Киев

Поступила 24.01.2004

УДК 541.135

В.И. Булавин, И.Н. Вьюнник

РАВНОВЕСИЯ ИОНИЗАЦИИ HCl В РАЗБАВЛЕННЫХ СПИРТОВЫХ РАСТВОРАХ

Произведен расчет многостадийного процесса ионизации HCl в *n*-спиртах — от метилового до октилового — при 25 °С с использованием экспериментальных и расчетных констант ряда стадий. В основу расчета положена схема ионизации кислот Н.А. Измайлова, дополненная стадиями конверсии КИП в РИП и диссоциации РИП на ионы.

Вопрос об образовании и состоянии ионов в растворе относится к фундаментальным проблемам химии и не потерял своего значения и сегодня. Образование ионов в растворе при растворении вещества КА в растворителе М (кро-

ме реакций окисления—восстановления) может происходить в результате либо ион-молекулярных взаимодействий (ионофоры), либо специфических межмолекулярных взаимодействий (ионогены) между полярными молекулами рас-

© В.И. Булавин, И.Н. Вьюнник, 2005

творенного вещества и растворителя. При этом в случае ионофоров происходит гомолитический разрыв ионной связи, а в случае ионогенов — гетеролитический разрыв ковалентной связи. Образование электролитного раствора из ионогенов возможно лишь при условии, что энергия межмолекулярного взаимодействия достаточна для разрушения ковалентной связи в молекуле растворенного вещества.

Многими экспериментальными и теоретическими методами показано [1], что заметная доля ионов в растворе находится в виде ионных пар и агрегатов из простых ионов более высокого порядка. Строение и устойчивость ионных агрегатов являются функцией структурных характеристик ионов и растворителя. Ионные пары представляют собой термодинамически отличные от других частицы. Они могут быть как заряженными, так и нейтральными. Ионная пара является промежуточным звеном между ионами и молекулами ионогена. С помощью различных релаксационных методов [1] было доказано существование в электролитных растворах двух различных форм ионных пар — контактные ионные пары (КИП) и сольватно разделенные растворителем ионные пары (РИП).

Процесс ионизации ионогенов под влиянием растворителя является многостадийным. Возникновению электролитного раствора может предшествовать многообразие взаимодействий, ведущих к образованию новых частиц.

Между всеми частицами в растворе устанавливаются равновесия, количественно характеризующиеся своей константой равновесия. Наиболее общая схема равновесий, учитывающая межчастичные взаимодействия при растворении ионофоров и ионогенов, была предложена Н.А. Измайловым [2]. Рассматривая с единой позиции ионофоры и ионогены, Н.А. Измайлов вывел теоретическое уравнение для константы диссоциации, связывающее ее с физическими и химическими характеристиками ионов и растворителя. Предложенная Н.А. Измайловым схема позволяет в общих чертах объяснить поведение веществ, образующих электролитные растворы, а также дать трактовку экспериментальных констант равновесий, определенных электрохимическими и спектрофотометрическими методами. На основании предложенной схемы равновесий Н.А. Измайловым для обычной экспериментальной константы ($K_{об}$) были получены выражения, связывающие ее с константами других, учитываемых в этой схеме, равновесий.

Однако вопросы, связанные с количественными характеристиками отдельных стадий равновесий, с их относительным влиянием на $K_{об}$, с влиянием физических и химических факторов на константы равновесий отдельных стадий, не нашли должного внимания в научной литературе. Основной причиной этого является отсутствие экспериментальных данных, необходимых для количественного описания отдельных стадий многостадийного равновесия.

В настоящей работе с использованием экспериментальных и расчетных констант ряда стадий произведен расчет многостадийного процесса ионизации HCl в *n*-спиртах от метилового до октилового при 25 °С. В основу расчета положена схема ионизации кислот Н.А. Измайлова, дополненная стадиями конверсии КИП в РИП и диссоциации РИП на ионы.

Для наглядности представим схему равновесий в виде пятиугольника (рис. 1). При таком представлении схемы в каждой из вершин пятиугольника находятся частицы равновесной

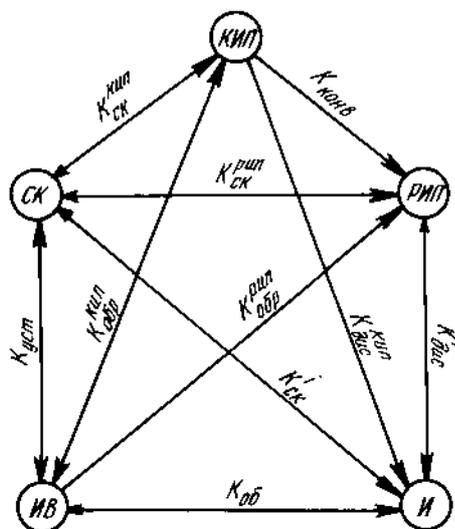


Рис. 1. Схема ионизации HCl в *n*-спиртах.

системы: ковалентные молекулы HCl и молекулы растворителя М (ИВ), продукт присоединения (сольватоккомплекс) $HCIM_n$ (СК), контактные ионные пары $MH^+Cl_c^-$, разделенные одной молекулой растворителя ионные пары $MH^+||Cl_c^-$, сольватированные ионы MH^+ и Cl_c^- (И) соответственно. Кроме того, из схемы видны все возможные стадии равновесий ионизации HCl с участием перечисленных выше частиц. Включение в схему стадий конверсии

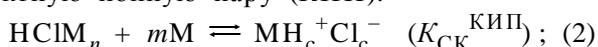
КИП в РИП и диссоциации РИП на ионы существенно расширяет рассмотрение совокупности межчастичных взаимодействий в процессе образования электролитного раствора из ковалентных молекул HCl.

Как следует из рис. 1, схема ионизации HCl включает 10 взаимосвязанных равновесий, количественно характеризующихся соответствующими константами равновесия:

1. Образование сольватокompлекса HClM_n , содержащего n молекул растворителя M:



2. Превращение сольватокompлекса в контактную ионную пару (КИП):



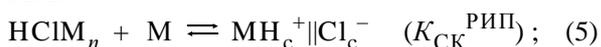
3. Суммарный процесс образования КИП из ковалентных молекул ионогена и растворителя:



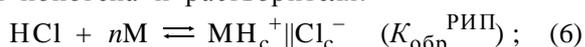
4. Конверсия контактной ионной пары в разделенную одной молекулой растворителя ионную пару (РИП):



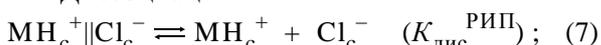
5. Превращение сольватокompлекса HClM_n в РИП:



6. Образование РИП из ковалентных молекул ионогена и растворителя:



7. Диссоциация РИП:



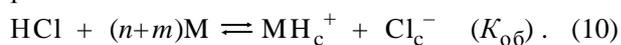
8. Диссоциация КИП:



9. Ионизация сольватокompлекса:



10. Суммарный процесс ионизации электролита HCl:



Из представленной схемы (рис. 1) следует ряд уравнений, аналитически связывающих между собой константы соответствующих равновесий:

$$K_{\text{об}} = K_{\text{уст}} K_{\text{СК}}^{\text{КИП}} K_{\text{конв}} K_{\text{дис}}^{\text{РИП}}; \quad (11)$$

$$K_{\text{конв}} = K_{\text{дис}}^{\text{КИП}} / K_{\text{дис}}^{\text{РИП}}; \quad (12)$$

$$K_{\text{конв}} = K_{\text{обр}}^{\text{РИП}} / K_{\text{обр}}^{\text{КИП}}; \quad (13)$$

$$K_{\text{конв}} = K_{\text{СК}}^{\text{РИП}} / K_{\text{СК}}^{\text{КИП}}; \quad (14)$$

$$K_{\text{об}} = K_{\text{обр}}^{\text{РИП}} K_{\text{дис}}^{\text{КИП}}; \quad (15)$$

$$K_{\text{об}} = K_{\text{обр}}^{\text{КИП}} K_{\text{дис}}^{\text{КИП}}; \quad (16)$$

$$K_{\text{об}} = K_{\text{уст}} K_{\text{СК}}^i; \quad (17)$$

$$K_{\text{уст}} = K_{\text{обр}}^{\text{РИП}} / K_{\text{СК}}^{\text{РИП}}; \quad (18)$$

$$K_{\text{уст}} = K_{\text{обр}}^{\text{КИП}} / K_{\text{СК}}^{\text{КИП}}; \quad (19)$$

$$K_{\text{СК}}^i = K_{\text{СК}}^{\text{РИП}} K_{\text{дис}}^{\text{РИП}}; \quad (20)$$

$$K_{\text{СК}}^i = K_{\text{СК}}^{\text{КИП}} K_{\text{дис}}^{\text{КИП}}. \quad (21)$$

Уравнения (12)—(21) являются основой дальнейших расчетов. При этом величины $K_{\text{об}}$, $K_{\text{уст}}$ для HCl в n -спиртах получены из экспериментальных данных, а $K_{\text{дис}}^{\text{КИП}}$ и $K_{\text{дис}}^{\text{РИП}}$ найдены расчетным путем. Величины $K_{\text{об}}$ для HCl в n -спиртах 25 °C определены нами ранее [3] из концентрационной зависимости электрической проводимости с использованием совокупного метода.

Значения констант устойчивости продукта присоединения ($K_{\text{уст}}$), рассчитанных по уравнению (22) [2]:

$$K_{\text{уст}} = K_{\text{дис}}^{\text{вак}}(\text{HCl}) \cdot K_c^i / K_{\text{об}}, \quad (22)$$

взяты из работы [4]. Константы диссоциации HCl в вакууме ($K_{\text{дис}}^{\text{вак}}$) определяли по данным работы [5]. Для расчета константы $K_{\text{СК}}^i$ (ур. (22)) были использованы экспериментальные данные по суммарным энергиям Гиббса сольватации ионов H^+ и Cl^- в n -спиртах [6]. Результаты расчета представлены в таблице.

Константы диссоциации КИП ($K_{\text{дис}}^{\text{КИП}}$) и РИП ($K_{\text{дис}}^{\text{РИП}}$) были рассчитаны нами по уравнению Фуосса [7]:

$$K_{\text{дис}} = \frac{3000}{4\pi N_A a^3} \exp\left(\frac{-e^2}{a\epsilon kT}\right), \quad (23)$$

где a — параметр наибольшего сближения ионов; ϵ — диэлектрическая проницаемость растворителя; T — абсолютная температура; k — постоянная Больцмана; N_A — число Авогадро.

В случае контактной ионной пары $\text{MH}_c^+ \text{Cl}_c^-$ параметр a принимали равным сумме кристаллографического радиуса иона Cl^- и радиуса молекулы растворителя $a = r_{\text{Cl}^-} + r_{\text{M}}$, а для РИП $\text{MH}_c^+ \| \text{Cl}_c^-$ к кристаллографическому радиусу иона Cl^- добавляли три радиуса молекулы растворителя $a = r_{\text{Cl}^-} + 3r_{\text{M}}$. Радиус молекулы растворителя определяли из данных по плотности растворителя (ρ):

Константы процесса ионизации HCl в *n*-спиртах при 298.15 К

Спирт	$K_{уст}$	$K_{СК}^{КИП} \cdot 10^6$	$K_{обр}^{КИП} \cdot 10^3$	$K_{конв}$	$K_{СК}^{РИП} \cdot 10^5$	$K_{обр}^{РИП}$	$K_{дис}^{РИП} \cdot 10^4$	$K_{дис}^{КИП} \cdot 10^3$	$K_{СК}^i \cdot 10^8$	$K_{об} \cdot 10^5$
CH ₃ OH	779.28	1421.7	1107.9	0.83144	118.20	0.92115	924.00	76.825	10922	8511.4
C ₂ H ₅ OH	1371.0	211.50	289.98	1.3765	29.114	0.39916	281.09	38.693	818.37	1122.0
C ₃ H ₇ OH	2614.9	48.057	125.67	1.9413	9.3292	0.24395	126.68	24.591	118.18	309.03
C ₄ H ₉ OH	3760.0	15.765	59.275	3.0493	4.8071	0.18075	49.309	15.036	23.704	89.125
C ₅ H ₁₁ OH	10312	2.4713	25.482	4.8667	1.2027	0.12401	19.343	9.4137	23.263	23.988
C ₆ H ₁₃ OH	4600.6	2.3691	10.899	8.5389	2.0229	0.09307	6.6252	5.6572	1.3403	6.1660
C ₇ H ₁₅ OH	3468.5	2.2892	7.9401	12.758	2.9207	0.10130	3.0506	3.8920	0.8910	3.0903
C ₈ H ₁₇ OH	1746.6	4.2641	7.4479	23.446	9.9978	0.17463	0.9952	2.3333	0.9949	1.7378

$$r_M = \left(\frac{3M}{4\pi N_A \rho} \right)^{1/3} \quad (24)$$

Необходимые для расчета по уравнениям (23) и (24) данные по плотности и диэлектрической проницаемости растворителя взяты из работы [8]. Обоснованием выбора уравнения Фуосса для расчета $K_{дис}^{КИП}$ и $K_{дис}^{РИП}$ является тот факт, что катионы и анионы в ионной паре связаны преимущественно кулоновскими силами в отличие от молекулы HCl. Результаты расчета констант диссоциации КИП и РИП представлены в таблице. Константы равновесий $K_{СК}^{КИП}$, $K_{СК}^{РИП}$, $K_{СК}^i$, $K_{конв}$, $K_{обр}^{КИП}$, $K_{обр}^{РИП}$ вычисляли по уравнениям (12)—(21) с использованием известных данных. Результаты расчета приведены в таблице. Там же представлены и экспериментальные величины обычных констант ($K_{об}$).

Из анализа изменения констант рассматриваемых равновесий ионизации HCl в ряду спиртов установлен ряд закономерностей:

1. Наиболее вероятным является процесс химического взаимодействия между молекулами HCl и растворителя. Во всех спиртах в равновесной смеси преобладают частицы продукта присоединения (сольватоконплекса) HClM_n. При этом с ростом числа атомов углерода в молекуле спирта $K_{уст}$ сначала растет от метанола до *n*-пентанола, а затем падает. Такой характер изменения $K_{уст}$ обусловлен, с одной стороны, увеличением числа мономерных молекул спирта [9], что способствует усилению сольватации недиссоциированных молекул HCl. С другой стороны, высшие спирты, начиная с *n*-гексанола, стремятся к гексагональной упаковке [10], при

которой каждая молекула имеет шесть параллельно ориентированных друг к другу соседей как за счет H-связей, так и за счет дисперсионных сил. Последние с ростом длины углеводородного радикала спирта растут. Такие образования (ассоциаты) препятствуют сольватации молекул, что и приводит к уменьшению $K_{уст}$.

2. Согласно схеме равновесий (рис. 1) частицы продукта присоединения, численно преобладающие в растворе, могут превратиться в КИП, в РИП и сольватированные ионы MH_c^+ и Cl^- . Из анализа величин констант указанных равновесий ($K_{СК}^{КИП}$, $K_{СК}^{РИП}$, $K_{СК}^i$) следует, что вероятность образования перечисленных частиц незначительна, при этом наименее вероятным является превращение продукта присоединения в сольватированные ионы. В общем, в ряду *n*-спиртов вероятность реализации стадий превращения сольватоконплекса в КИП и в свободные ионы уменьшается, кроме *n*-октанола. Константа превращения сольватоконплекса в РИП ($K_{СК}^{РИП}$) изменяется с увеличением длины углеводородного радикала спирта антибатно $K_{уст}$. Наиболее значительное уменьшение в ряду метанол *n*-октанол наблюдается для константы превращения сольватоконплекса HClM_n в ионы ($K_{СК}^i$) (~ в 10⁴ раза). Вызвано это, как нам представляется, тем, что в ряду спиртов, с одной стороны, падает диэлектрическая проницаемость, определяющая диссоциирующую способность растворителя, а с другой стороны — его ионизирующая способность, то есть способность превращать ковалентную связь в ионную. Это приводит к тому, что в равновесной смеси ионизированная часть молекул

НСІ находится в виде ионных пар.

3. Стадии образования из молекул ионогена НСІ и растворителя КИП и РИП наиболее вероятны. При этом с ростом длины углеводородного радикала спирта вероятность таких равновесных процессов уменьшается. Константа образования КИП из молекул НСІ под влиянием растворителя в ряду метанол—*n*-октанол уменьшается ~ в 150 раз. Резкое уменьшение $K_{обр}^{КИП}$ в ряду спиртов является результатом уменьшения донорно-акцепторных свойств спиртов, что сказывается на их ионизирующей способности.

4. Концентрация ионов MH_c^+ и Cl^- , в основном, определяется величинами констант диссоциации КИП ($K_{дис}^{КИП}$) и РИП ($K_{дис}^{РИП}$). С ростом молекулярной массы спирта указанные константы диссоциации уменьшаются, что подтверждается экспериментальными данными по электрической проводимости НСІ в *n*-спиртах.

5. Среди рассматриваемых констант равновесия наибольшие величины имеют (кроме метанола) константы конверсии КИП в РИП ($K_{конв}$). В изученных растворителях среди ионных пар (кроме метанола) преобладают РИП. В ряду метанол—*n*-октанол их концентрация увеличивается от 45 до 96 % , а величин $K_{конв}$ — в 28 раз (таблица).

Сам факт существования РИП можно объяснить сильной координацией ионом лиония MH_c^+ молекул растворителя. При сильной координации растворителя ионом лиония MH_c^+ кулоновская энергия межмолекулярного взаимодействия недостаточна для выталкивания молекулы растворителя, находящейся между ионами в РИП.

Рост $K_{конв}$ в ряду спиртов свидетельствует об увеличении прочности сольватно-разделенной ионной пары. В ряду спиртов энергия сродства к протону меняется незначительно (от 753 кДж/моль у метанола до 788 кДж/моль для октанола [11]). Такие изменения сродства к протону обусловлены, вероятнее всего, уменьшением основности в ряду спиртов. Зависимость $K_{конв}$ от протонного сродства *n*-спиртов описывается гиперболой (рис. 2). На кривой зависимости просматриваются три участка в изменении $K_{конв}$ с увеличением протонного сродства. Характер изменения $K_{конв}$ для НСІ в ряду спиртов качественно согласуется с представлением о трех группах спиртов [12]: 1) метанол—этанол—*n*-пропанол; 2) *n*-бутанол—*n*-пентанол; 3) *n*-гексанол—

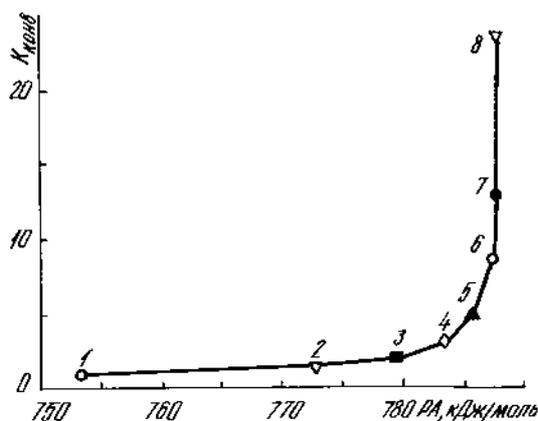


Рис. 2. Зависимость константы конверсии КИП в РИП ($K_{конв}$) от протонного сродства (РА) в ряду *n*-спиртов: 1 — метанол; 2 — этанол; 3 — пропанол; 4 — бутанол; 5 — пентанол; 6 — гексанол; 7 — гептанол; 8 — октанол.

n-деканол. Каждой из этих групп свойственно сходство в структуре и типе межмолекулярного взаимодействия.

Рост прочности РИП в ряду спиртов обуславливает и довольно существенное падение силы НСІ с ростом молекулярной массы спирта. Обычная экспериментальная константа диссоциации НСІ в *n*-октанол ($1.73 \cdot 10^{-5}$) сравнима с константой диссоциации уксусной кислоты в воде.

Таким образом, из анализа многостадийного процесса ионизации ионогена НСІ в *n*-спиртах следует, что в равновесной смеси преобладают частицы продукта присоединения $НСІM_n$ и ионные пары. Среди последних (кроме метанола) в равновесной смеси преобладают сольватно-разделенные ионные пары. Резкое падение диэлектрической проницаемости в ряду спиртов от метанола до *n*-октанола приводит к уменьшению диссоциирующей способности спиртов и обуславливает существование РИП.

РЕЗЮМЕ. Проведено розрахунок багатостадійного процесу йонізації НСІ у *n*-спиртах від метилового до октилового при 25 °С з використанням експериментальних та розрахункових констант ряду стадій. Основною розрахунку є схема йонізації кислот Н.А. Ізмайлова, яку доповнено стадіями конверсії контактних йонних пар (КІП) у розділені розчинником йонні пари (РІП) та дисоціації РІП на йони.

SUMMARY. The calculation of many-stage ionization process for HCl in normal alcohols (from methanol to octanol) was carried out at 25 °C. Experimental and

theoretically calculated constants for some stages was used. We use the Izmaylov's acid ionization scheme with conversion stage of contact ion pair to solvate separated ion pair (CIP to SSIP). Dissociation of SSIP to ions also was took into account.

1. Шварц М. Ионы и ионные пары в органической химии. -М.: Мир, 1975. -Т. 1.
2. Измайлов Н.А. Электрохимия растворов. -М.: Химия, 1976.
3. Булавин В.І., В'юнник І.М., Берегова Н.П. // Вісн. Львівськ. ун-ту. Сер. хім. -2002. -Вип. 42. -Ч. 1. -С. 52—55.
4. Булавин В.І., В'юнник І.Н., Береговая Н.П. // Вопросы химии и хим. технол. -1999. -№ 1. -С. 59—61.
5. Булавин В.І., В'юнник І.Н., Береговая Н.П., Гуцин О.Э. // Информ. технологии: наука, техника, техно-

логия, образование, здоровье: Сб. научн. тр. ХГПУ. -Вып. 6. -Ч. 3. -С. 16—20. -Харьков: Харьк. гос. политехн. ун-т., 1998.

6. Булавин В.І. // Журн. общ. химии. -1999. -69, вып. 12. -С. 1962—1965.
7. Fuoss R.M. // J. Amer. Chem. Soc. -1958. -8, № 19. -P. 5059—5061.
8. Булавин В.І. // Вестн. Харьк. гос. политехн. ун-та: Сб. научн. тр. -Вып. 26. -С. 37—44. -Харьков: Харьк. гос. политехн. ун-т., 1999.
9. Дуров В.А., Усачева Т.М. // Журн. физ. химии. -1982. -56. -Вып. 3. -С. 648—652.
10. Ганиев Ю.А. // Теплофизические свойства жидкостей. -М.: Наука, 1970. -С. 95—98.
11. Ligon A.P. // J. Phys. Chem. -2000. -104. -P. 8739—8743.
12. В'юнник І.М., Галушков П.Я. // Вісн. Харк. ун-ту. -1973. -№ 97. Хімія. -С. 27—33.

Национальный технический университет "Харьковский политехнический институт"

Поступила 26.05.2004

УДК 543.183:543.42

Б.М. Кац, А.Н. Пурич, Л.М. Солдаткина

АДСОРБЦИЯ КРАСИТЕЛЕЙ И ПАВ НА АКТИВНОМ УГЛЕ ФИЛЬТРАСОРБ 300

Для адсорбционного выделения красителей прямого алого и прямого бордо, а также катионного ПАВ бромида гексадецилпиридиния впервые использован активный уголь марки Филтрасорб 300. Определено время наступления адсорбционного равновесия исследованных адсорбтивов. Изучены и проанализированы изотермы адсорбции, найдены константы адсорбционного равновесия. Проведен термодинамический анализ процесса адсорбции прямых красителей и катионного ПАВ.

Для глубокой очистки сточных вод текстильной промышленности, загрязненных такими органическими веществами, как синтетические красители и поверхностно-активные вещества (ПАВ), все чаще применяют адсорбционную технологию с использованием природных минеральных адсорбентов [1] либо активных углей [2]. Наиболее эффективными адсорбентами для извлечения органических веществ из водных растворов считают активные угли, поскольку величина дисперсионных сил взаимодействия органических молекул с поверхностными атомами активных углей намного превышает величину дисперсионных сил взаимодействия молекул воды с минеральной поверхностью [3].

При выборе конкретной марки активного угля для выделения веществ, способных к ассоциации, необходимо учитывать размер пор таким образом, чтобы его внутренняя поверх-

ность была доступна для диффузии как больших ионов красителей и ПАВ, так и для их ионных ассоциатов. Выпускаемые промышленностью активные угли, как правило, микропористые [4], поэтому их удельная поверхность при адсорбции красителей и ПАВ используется незначительно, в связи с чем в адсорбционной технологии предпочтительнее использовать мезопористые активные угли [5].

Перспективным в этом плане является активный уголь марки Филтрасорб 300, который производится из специально отобранных марок каменного угля. Несомненными достоинствами этого угля являются развитая микро- и мезопористая структура, а также высокая сопротивляемость износу при неоднократной реактивации, гидравлической транспортировке, обратной промывке и механической обработке, благодаря чему уголь марки Филтрасорб 300

© Б.М. Кац, А.Н. Пурич, Л.М. Солдаткина, 2005