

УДК 628.543.4

ИЗВЛЕЧЕНИЕ МЕДИ (II) ИЗ ПРОМЫВНЫХ ВОД КОМПОЗИЦИОННЫМ СОРБЕНТОМ DOWEX MARATHON C – ГИДРОКСИД ЖЕЛЕЗА

© 2006 В.Ф. Марков, Н.И. Формазюк, Л.Н. Маскаева, Ю.Н. Макурин, Е.И. Степановских

ГОУ ВПО Уральский государственный технический университет

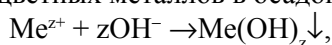
Поступила в редакцию 05.07.05

Расчеты ионных равновесий с использованием термодинамических констант устойчивости комплексов меди показали, что осаждение ее в виде гидроксидов не обеспечивает очистку сточных вод до требуемых остаточных концентраций. Показано, что обезвреживание промышленных стоков от меди (II) комбинационным сорбентом на основе катионита Dowex Marathon C – гидроксид железа, учитывая его селективность и высокую емкость, значительно эффективнее применения универсального сильнокислотного катионита.

Медь обладает высоким токсическим действием на живые организмы [1]. В связи с этим ПДК по меди для рыбохозяйственных водоемов составляет 0,001 мг/л. Основным поставщиком меди в систему водного хозяйства являются сточные воды гальванических цехов, которые имеются практически на каждом предприятии машиностроения и приборостроения. Поэтому к очистным сооружениям этих предприятий предъявляются высокие требования на предмет извлечения меди. В связи с изложенным, возникает необходимость физико-химического анализа процессов, положенных в основу функционирования традиционных очистных сооружений, с целью разработки оптимального варианта технологии обезвреживания промышленных стоков.

Термодинамический анализ эффективности очистных сооружений, работающих по технологии осаждения гидроксидов металлов

В основу обезвреживания больших объемов сточных вод (СВ) от тяжелых цветных металлов на большинстве предприятий положена идея осаждения гидроксидов металлов, т.е. обезвреживание стоков заключается в их нейтрализации 5%-ным раствором «известкового молока». При этом рабочая величина pH доводится до значения 7,0-8,5, что благоприятствует выпадению гидроксидов тяжелых и цветных металлов в осадок



и, следовательно, задача обезвреживания СВ сводится к отделению осадка гидроксида металла от

водной фазы.

Эффективность такой технологии очистки всегда обосновывалась малой величиной произведения растворимости (ПР) осаждаемого металла. В самом деле, для $Cu(OH)_2$ $ПР = 2,2 \cdot 10^{-20}$ [2]. Из уравнения, описывающего равновесие между твердой фазой осадка $Cu(OH)_2$ и водным раствором $Cu(II)$, следует

$$C_0 = \frac{ПР}{[OH^-]^2} = \frac{ПР \cdot [H_3O^+]^2}{Kw^2}$$

где C_0 – концентрация ионов Cu^{2+} , а Kw – ионное произведение воды. В табл. 1 приведены значения C_0 в зависимости от величины pH.

Из приведенных данных видно, что уже при $pH \approx 8$ концентрация меди (II) достигает концентрации ПДК для рыбохозяйственных водоемов. Однако в данной модели совсем не учитывается свойство меди образовывать комплексные соединения в водных растворах.

У меди, как типичного 3d-элемента, способность к комплексообразованию выражена очень сильно [3,4]. Для нее известны соединения с кислородсодержащими лигандами, аммиакаты и аминаты, производные с серусодержащими лигандами, комплексы типа двойных солей и внутрикомплексные соединения. Эта особенность в частности обусловлена тем, что энергия образования иона Cu^{2+} очень велика, что способствует образованию в значительной мере ковалентных связей с соответствующими лигандами. Для комплексных соединений Cu^{2+}

Таблица 1

Зависимость остаточной концентрации ионов Cu^{2+} от величины pH

pH	5	6	7	8	9	10
$C_{\Sigma}, \text{моль/л}$	0,056	$5,6 \cdot 10^{-4}$	$5,6 \cdot 10^{-6}$	$5,6 \cdot 10^{-8}$	$5,6 \cdot 10^{-10}$	$5,6 \cdot 10^{-12}$
$C_{\Sigma}, \text{мг/л}$	3560	35,6	0,356	$3,56 \cdot 10^{-1}$	$3,56 \cdot 10^{-3}$	$3,56 \cdot 10^{-5}$

характерно к.ч. = 4 и к.ч. = 6, причем стереохимия последних характеризуется искаженным октаэдром с четырьмя лигандами, расположенными в одной плоскости (ху) с ионом Cu^{2+} , и двумя значительно более слабо связанными другими лигандами, расположенными по оси z.

Для растворов комплексных соединений меди (II) характерно многообразие ионных форм, которые необходимо учитывать, исходя из химического состава типичных промышленных стоков. Так, например, известны четыре гидроксокомплекса Cu^{2+} , которые характеризуются следующими константами нестойкости [5,6]: $[\text{Cu}(\text{OH})]^+$ ($\text{pK}_1 = 7,0$); $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ ($\text{pK}_{1,2} = 13,68$); $[\text{Cu}(\text{OH})_3]^-$ ($\text{pK}_{1,2,3} = 17,0$); $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$ ($\text{pK}_{1,2,3,4} = 18,5$). С аммиаком медь (II) образует шесть комплексов: $[\text{CuNH}_3]^{2+}$ ($\text{pK}_1 = 3,99$); $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+}$ ($\text{pK}_2 = 7,33$); $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+}$ ($\text{pK}_3 = 10,06$); $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ($\text{pK}_4 = 12,03$); $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_5]^{2+}$ ($\text{pK}_5 = 11,43$); $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ ($\text{pK}_6 = 8,9$). Нужно учесть также один сульфатный комплекс меди (II): $[\text{CuSO}_4]$ ($\text{pK}_1 = 2,36$), а также один фторидный комплекс – $[\text{CuF}]^+$ ($\text{pK}_1 = 1,23$). Медь (II) образует четыре комплекса

с хлор-ионом: $[\text{CuCl}]^+$ ($\text{pK}_1 = 2,80$); $[\text{CuCl}_2]$ ($\text{pK}_{1,2} = 4,40$); $[\text{CuCl}_3]^-$ ($\text{pK}_{1,2,3} = 4,88$); $[\text{CuCl}_4]^{2-}$ ($\text{pK}_{1,2,3,4} = 5,62$). Известны также цианидные комплексы меди (II).

Для расчета равновесных состояний таких многокомпонентных систем с большим разнообразием ионных равновесий была специально разработана компьютерная программа, которая, имея на входе брутто-концентрации исходных компонентов и соответствующие константы нестойкости комплексных форм, дает на выходе долевые концентрации всех рассматриваемых ионных форм металла в зависимости от величины pH.

В табл. 2 приведены результаты расчета ионных равновесий для предельно простой системы ($\text{Cu}^{2+} - \text{H}_2\text{O} - \text{OH}^-$), т.е. учитывается образование только гидроксокомплексов меди (II). Результаты расчета приведены в виде долевых концентраций соответствующих ионных форм:

Таблица 2

Характеристика гетерогенной системы « $\text{Cu}^{2+} - \text{H}_2\text{O} - \text{Cu}(\text{OH})_2^{\text{тв}}$ »

Содержание меди	Величина pH						
	4	5	6	7	8	9	10
α_0	0,999	0,990	0,905	0,403	0,017	$2 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-6}$
α_1	$1 \cdot 10^{-3}$	$9,9 \cdot 10^{-3}$	0,090	0,403	0,169	0,020	0,002
α_2	$5 \cdot 10^{-7}$	$5 \cdot 10^{-5}$	0,004	0,194	0,812	0,960	0,826
α_3	$1 \cdot 10^{-13}$	$1 \cdot 10^{-10}$	$9 \cdot 10^{-8}$	$4 \cdot 10^{-5}$	0,002	0,020	0,172
α_4	$3 \cdot 10^{-22}$	$3 \cdot 10^{-18}$	$3 \cdot 10^{-14}$	$1 \cdot 10^{-10}$	$5 \cdot 10^{-8}$	$6 \cdot 10^{-6}$	$5 \cdot 10^{-4}$
$C_{\Sigma}^{\text{min}},$ моль/л	5,626	0,056	$6,2 \cdot 10^{-4}$	$1,4 \cdot 10^{-5}$	$3,3 \cdot 10^{-6}$	$2,8 \cdot 10^{-6}$	$2,8 \cdot 10^{-6}$
$C_{\Sigma}^{\text{min}},$ мг/л	357250	3556	39,37	0,889	0,210	0,178	0,178

$$\alpha_0 = \frac{C_0}{C_\Sigma} = \frac{1}{\beta}$$

$$\alpha_1 = \frac{C_1}{C_\Sigma} = \frac{K_w}{K_1 [H_3O^+] \beta}$$

$$\alpha_2 = \frac{C_2}{C_\Sigma} = \frac{K_w^2}{K_{1,2} [H_3O^+]^2 \beta}$$

$$\alpha_3 = \frac{C_3}{C_\Sigma} = \frac{K_w^3}{K_{1,2,3} [H_3O^+]^3 \beta}$$

$$\alpha_4 = \frac{C_4}{C_\Sigma} = \frac{K_w^4}{K_{1,2,3,4} [H_3O^+]^4 \beta}$$

$$\beta = 1 + \frac{K_w}{K_1 [H_3O^+] \beta} + \frac{K_w^2}{K_{1,2} [H_3O^+]^2 \beta} + \frac{K_w^3}{K_{1,2,3} [H_3O^+]^3 \beta} + \frac{K_w^4}{K_{1,2,3,4} [H_3O^+]^4 \beta}$$

Здесь (C_0, C_1, C_2, C_3, C_4), ($K_1, K_{1,2}, K_{1,2,3}, K_{1,2,3,4}$) – концентрации и константы нестойкости соответствующих ионных форм: Cu^{2+} , $[CuOH]^+$, $[Cu(OH)_2]$, $[Cu(OH)_3]^-$, $[Cu(OH)_4]^{2-}$; C_Σ – суммарная концентрация растворимых форм меди (II), определяемая соотношением:

$$C_\Sigma = C_0 + C_1 + C_2 + C_3 + C_4.$$

Для расчета минимальной суммарной концентрации меди (II) $C_\Sigma^{\min}$, достижимой в рамках технологии осаждения гидроксида меди, нужно одновременно учитывать два типа равновесия: ионные равновесия в водном растворе и гетерогенное равновесие «водный раствор – твердый осадок $Cu(OH)_2$ ».

Величина $C_\Sigma^{\min}$ может быть рассчитана по уравнению

$$C_\Sigma^{\min} = \frac{C_0^{кр}}{\alpha_0},$$

где величина $C_0^{кр}$ определяется гетерогенным равновесием «водный раствор – твердый осадок $Cu(OH)_2$ », а величина α_0 определяется ионными равновесиями в водном растворе.

Приведенные в табл. 2 значения $C_\Sigma^{\min}$ показывают, что очистные сооружения, построенные на принципе осаждения гидроксидов меди, по определению не могут обеспечить остаточную концентрацию меди (II) в стоках, сравнимую с ПДК. Из табл. 2 видно, что при $pH \geq 8$ остаточная

концентрация меди (II) становится постоянной ($\sim 0,2$ мг/л) и дальнейшее повышение pH, вопреки ожиданиям не приводит к ее уменьшению. Ситуация еще более усугубляется, если в приведенном физико-химическом анализе учесть лигандный фон сточных вод, присутствие которого неизбежно по технологическим причинам.

Таким образом, схема обезвреживания сточных вод от меди (II), основанная на осаждении гидроксида меди, оказывается совершенно несостоятельной. В связи с этим возникает необходимость разработки альтернативных методов извлечения меди из сточных вод.

Сорбция меди комбинационным сорбентом: сильнокислотный катионит – гидроксид железа

Прежде всего, промышленные стоки, загрязненные медью, целесообразно обрабатывать на локальных очистных сооружениях непосредственно после технологического процесса, связанного с загрязнением промстоков медью. Это во много раз сократило бы объем обрабатываемых промстоков в соответствующих процессах обезвреживания. В качестве последних особенно перспективными выглядят ионообменные методы.

Большинство используемых на практике катионитов характеризуются недостаточной селективностью по отношению к меди и другим тяжелым металлам при сорбции их из вод сложного солевого состава. Так емкость сильнокислотного и наиболее распространенного катионита КУ-2×8 по меди при извлечении ее из шахтных вод в сотни раз уступает сорбируемости из них щелочноземельных элементов – кальция и магния [7]. В связи с этим универсальные катиониты не нашли широкого практического применения для избирательного извлечения меди из сточных вод с высоким солевым фоном, в том числе и из промышленных вод аммиачного травления. В то же время известна относительно высокая селективность к тяжелым металлам ряда труднорастворимых гидроксидов, в частности гидроксида железа [8]. Однако использование гидроксидных сорбентов в непрерывном технологическом процессе в динамических условиях требует перевода их в гранулированную форму. Применение для этой цели термической обработки гелей с последующим дроблением, а также метода криогранулирования [9, 10] либо резко снижает сорбционную способность гидроксида, либо при

относительной трудоемкости процесса приготовления путем замораживания приводит к получению гранул с невысокой механической прочностью. Эти недостатки могут быть устранены в композиционных сорбентах. Исследование сорбционного поведения таких ионообменников при поглощения меди и других тяжелых металлов известны [11, 12]. В приведенных работах основой их являлись гидратированный диоксид циркония и диоксид марганца, нанесенные на частицы активных углей. Однако данные по их эффективному применению в очистке сточных вод отсутствуют. Очень слабо освещается в литературе также вопрос использования в качестве основы композиционных сорбентов ионообменных смол.

Целью настоящей работы являлось исследование сорбции меди из нейтральных и щелочных аммиакосодержащих растворов и промывных вод композиционным сорбентом: сильноокислотный катионит – гидроксид железа.

Получение композиционного сорбента и исследование сорбции проводили в динамических условиях в колонках из стекла сечением $0,785 \text{ см}^2$ с предварительной загрузкой 1 г катионита Dowex Marathon C (Италия) в Na^+ форме (аналог катионита КУ–2×8). Высота слоя загрузки составляла 2,8 см. Крупность зерен ионита находилась в пределах $585 \pm 50 \text{ мкм}$.

Композиционный сорбент получали по следующей методике: через колонку с загруженной ионообменной смолой пропускали 150 мл 0,2 М раствора FeCl_3 со скоростью $1 \text{ мл/см}^2 \cdot \text{мин}$, затем для удаления остатков соли железа сорбент промывали 100 мл дистиллированной воды. Далее ионит обрабатывался в динамических условиях 3 % раствором гидроксида аммония. Остатки щелочи удалялись дистиллированной водой до $\text{pH} = 8$. Композиционный сорбент после приготовления представлял собой гранулы темно-коричневого цвета. Массовая доля железа составляла в нем 12–13%. Фильтрацию рабочих растворов проводили со скоростью $2 \text{ мл/см}^2 \cdot \text{мин}$ до достижения исходной концентрации меди в фильтрате. Фильтрат отбирался в мерные колбы фракциями по 100–500 мл. В качестве исходных для сорбции служили растворы CuSO_4 с различными значениями pH , а также промывные воды участка аммиачного травления предприятия ООО “Юниборд”. Величина pH устанавливалась путем добавления в раствор гидроксида аммония и контролировалась с помощью pH -метра “ pH

121” с точностью $\pm 0,02$ ед. Содержание меди в растворах определяли объемным иодометрическим титрованием [13], а при относительно низких концентрациях находили фотоколориметрически с использованием диэтилдитиокарбамата натрия согласно [13].

РЕЗУЛЬТАТЫ И ИХ ОБСУЖДЕНИЕ

В водноаммиачных растворах медь образует ряд устойчивых амино- и гидроксокомплексов. Расчеты ионных равновесий в этой системе на основе констант нестойкости комплексов показывают, что до $\text{pH} = 5–6$ (в зависимости от содержания свободного аммиака) медь преимущественно находится в растворе в форме CuSO_4 или ионов Cu^{2+} . При более высоких значениях pH начинают преобладать амино-комплексы. В диапазоне pH от 9,0 до 11,5 около 50–90 % меди находится уже в форме тетрааммиакатов вида $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2^{2+}$, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$. В сильнощелочной области образуются отрицательно заряженные гидроксокомплексы меди. Все это в конечном итоге определяет поведение металла при его поглощении ионитами.

На рис. 1 приведены выходные кривые сорбции меди композиционным сорбентом, а также для сравнения катионитом Dowex Marathon C из 0,01 н. растворов $\text{CuSO}_4\text{--NH}_4\text{OH}$, отличающихся различными значениями pH . Их S-образный вид характеризует протекание сорбционного процесса в кинетической области.

Обращает на себя внимание, что, если погло-

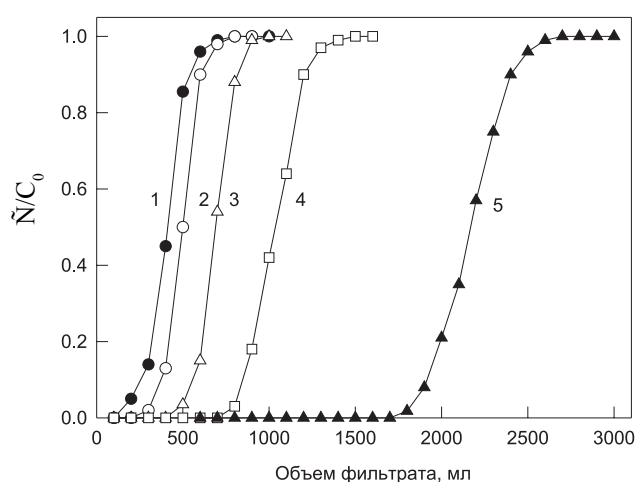


Рис. 1. Выходные кривые сорбции меди из 0,01 н раствора CuSO_4 катионитом Dowex Marathon C $\text{pH} = 5.1$ (1); комбинированным сорбентом: $\text{pH} = 5.1$ (2); $\text{pH} = 11.2$ (3); $\text{pH} = 10.7$ (4); $\text{pH} = 10.2$ (5)

Таблица 3

Влияние pH на динамическую и полную обменную емкость катионита Dowex Marathon C, криогранулированного гидроксида железа и композиционного сорбента при сорбции меди из 0,01 н. раствора CuSO_4

pH раствора	ДОЕ, мг Cu^{2+} /г			ПДОЕ, мг Cu^{2+} /г		
	катионит Dowex Marathon C	гидроксид железа	компози- ционный сорбент	катионит Dowex Marathon C	гидроксид железа	компози- ционный сорбент
5,1	5,8	63,2	66,8	123,0	130,1	135,8
10,2	90,5	123,5	284,5	152,0	134,3	356,0
10,7	66,3	83,7	209,2	122,1	168,9	297,5
11,2	50,4	67,2	133,2	99,7	120,8	213,1

щение меди в слабокислой среде ($\text{pH} = 5,1$) композиционным сорбентом и катионитом практически одинаково, то при $\text{pH} = 10,2$ первый из них имеет значительное преимущество в сорбции. В более щелочной области наблюдается снижение сорбируемости меди обоими типами сорбционных материалов. Найденные величины полной (ПДОЕ) и динамической (ДОЕ) обменной емкости сорбентов при различных значениях pH сведены в таблицу 3. Из нее видно, что при $\text{pH} = 10,2$ ПДОЕ и ДОЕ композиционного сорбента в 2,5–3,0 превышают аналогичные величины для Dowex Marathon C в контрольных опытах. По результатам химических анализов в фильтрах не было обнаружено увеличения фонового содержания железа. Снижение емкости по меди в более щелочной области может быть объяснено как изменениями в ионном состоянии металла, так и в характере его сорбционного взаимодействия с ионитами.

Для сравнительной оценки в таблице 3 приведены также результаты исследований по сорбции меди в аналогичных условиях на гранулированном замораживанием геля гидроксида железа, приготовленном по методике, приведенной в работе [10]. Особо следует отметить, что ПДОЕ и ДОЕ гидроксида железа по меди несколько превосходят соответствующие величины для взятой ионообменной смолы, но значительно уступают композиционному сорбенту. Полученные результаты требуют своего объяснения. Известно, что гидроксид железа, как амфотерный неорганический ионит, отличается сложным механизмом сорбции. По результатам потенциометрического титрования его гранулированной замораживанием геля формы [14] полная обменная емкость $\text{FeOON} \cdot n\text{H}_2\text{O}$ по катионам Na^+ составила 1,52 мг-экв/г, а анионам Cl^- – 2,45 мг-

экв/г. При этом при сорбции, как катионов, так и анионов установлена его бифункциональность. Однако результаты сорбции им тяжелых металлов в ряде случаев существенно превосходят эти величины [8]. Ранее нами [14] для объяснения сорбции металлов, склонных к образованию прочных гидроксо-комплексов в растворе, был предложен механизм координационной сополимеризации. В этом случае сорбируемый ион металла включается в состав гидроксида железа за счет образования на первом этапе поверхностного реакционного комплекса с гидроксильными группами ионита. При этом возможность образовывать такие комплексы будет больше у металлов, отличающихся более высоким сродством к ОН-группе. Этот факт подтверждают установленные ряды селективности сорбируемых металлов, коррелирующие со значениями констант устойчивости их гидроксо-комплексов [14]. Возникающие на начальном этапе слабые координационные связи сорбируемого иона металла с атомами полимерной структуры гидроксида железа за счет процесса оксояции переходят в валентные с образованием либо основных солей, либо феррита металла. Предложенный механизм сорбции будет, вероятно, более выражен в щелочной среде, а также в области значений pH возможного образования гидроксида соответствующего металла. Ранее по результатам исследования сорбции меди из фторсодержащих растворов криогранулированным гидроксидом железа в работе [14] рентгенофазовым анализом было установлено, например, образование в фазе сорбента гидроксофторида (CuOHF).

Значительное увеличение сорбируемости меди композиционным сорбентом: катионит – гидроксид железа в сравнении с криогранулированным

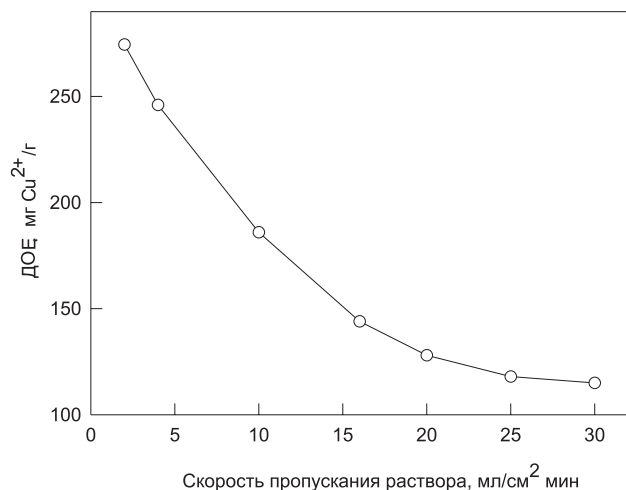


Рис. 2. Зависимость емкости до проскака от скорости пропускания 0,01 н. раствора сульфата меди

гидроксидом можно объяснить увеличением активной поверхности первого. Формирование фазы гидроксида железа при приготовлении сорбента происходит в объеме пор ионообменной смолы за счет взаимодействия сорбированных ионов Fe^{3+} с гидроксид-ионами. Известно, что удельная поверхность пор ионообменных смол может достигать 150-280 м²/г [15], что в несколько раз превышает аналогичную величину для гранулированного гидроксида железа, гель которого при замораживании подвергается значительному уплотнению, что приводит к снижению его пористости. Образовавшаяся в порах смолы сорбционно активная фаза гидроксида железа исключает из процесса наиболее узкие поры ионита, способствуя переводу процесса преимущественно в кинетическую стадию. Это подтверждают экспериментальные данные по сорбции меди в зависимости от скорости пропускания раствора. На рис. 2 приведено изменение емкости до проскака при увеличении объемной скорости пропускания раствора до 30 мл/см²·мин, что соответствует увеличению линейной скорости без учета загрузки с 1,5 до 23 м/час. Из рисунка видно, что с увеличением в указанных пределах скоростей фильтрации, ДОЕ уменьшается всего в 2,5 раза, составляя довольно значительную величину 114,8 мг Cu^{2+} /г сорбента.

В работе была исследована также регенерация композиционного сорбента. Десорбция меди проводилась 5-10% растворами H_2SO_4 . При этом одновременно происходило растворение гидроксида железа, составляющего активную часть ком-

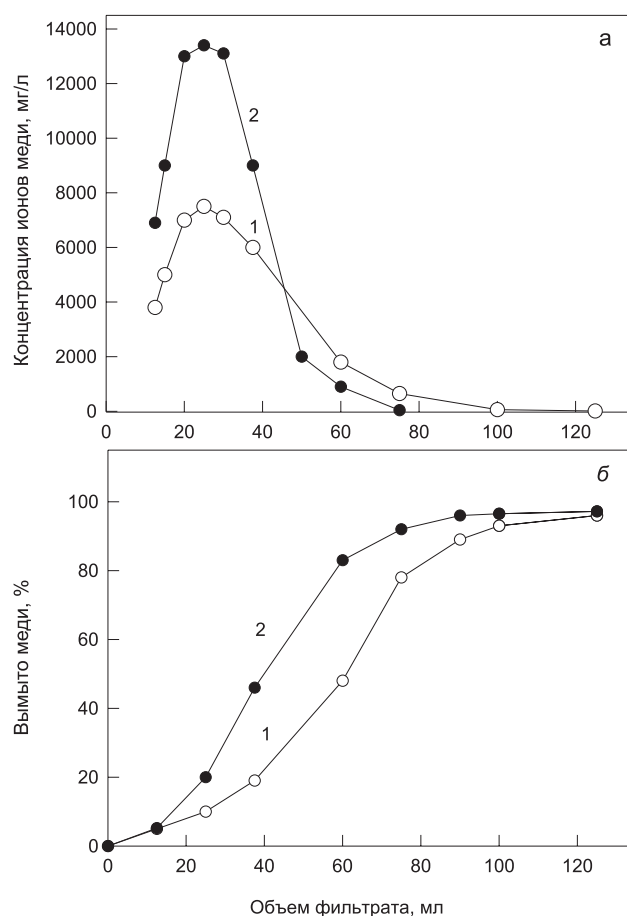


Рис. 3. Дифференциальные (а) и интегральные (б) кривые десорбции меди раствором серной кислоты: 5 % H_2SO_4 (1); 10 % H_2SO_4 (2)

позиции, и вымывание его из катионита. Скорость фильтрации десорбирующих растворов поддерживалась постоянной и составляла 2 мл/см²·мин. Концентрация меди в элюатах в зависимости от объема регенерируемой смолы при использовании 10% H_2SO_4 достигала 13-25 г/л. Полнота десорбции составляла 96-98%. На рис. 3а, б приведены дифференциальные и интегральные кривые десорбции меди растворами серной кислоты, показывающие эффективность этого процесса.

При проведении сорбции меди из реальных сточных вод за счет наличия в них щелочных и щелочноземельных металлов, а также других примесей емкость используемой смолы, как правило, снижается. В этой связи для оценки избирательности разработанного в работе композиционного сорбента была исследована сорбция им меди из промывных вод модуля аммиачного травления печатных плат ООО «Юнибординг». Стоки имели

следующий состав, мг/л: Cu^{2+} – 110; Cl^- – 2400; NH_4^+ – 1620; SO_4^{2-} – 76; Ca^{2+} , Mg^{2+} – 30; pH = 9,5. Емкость до проскока сорбента при скорости фильтрации 2 мл/см²·мин составила 288,5 мг/г, а полная обменная емкость – 391,8 мг/г. При регенерации смолы 10% серной кислотой было десорбировано 96,8% меди. Как следует из этих результатов, которые практически не отличаются от данных по сорбции меди из модельного 0,01 н. раствора CuSO_4 , исследуемый композиционный сорбент на фоне высокой концентрации иона аммония, а также присутствия кальциево-магниевых солей отличается чрезвычайной селективностью к меди.

Полученные результаты могут быть использованы для разработки эффективных технологических схем сорбционной очистки от меди различных медьсодержащих сточных вод, pH которых находится в диапазоне 5,0-11,0.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Бадман А.Л., Гудзовский Г.А., Дубейковская Л.С. и др. Вредные химические вещества. Неорганические соединения элементов I-IV групп. Л.: Химия. 1988. 512 с.
2. Ефимов А.И. и др. Свойства неорганических соединений. Л.: Химия. 1983. 392 с.
3. Гринберг А.А. Введение в химию комплексных соединений. Л.: Химия. 1971. 632 с.
4. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Основы неорганической химии. М.: Мир. 1979. 678 с.
5. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. М.: Химия, 1971. 390 с.
6. Горонковский И.Т., Назаренко Ю.П., Некряч Е.Ф. Краткий справочник по химии. Киев. Наукова думка. 1974. 985 с.
7. Скороходов В.И., Аникин Ю.В., Радионов Б.К., Ашихин В.В., Акулич Л.Ф. // Цветные металлы. 2000. (11-12), 71.
8. Пахолков В.С., Марков В.Ф. // Изв. ВУЗов. Цветная металлургия. 1976. № 6. С. 19.
9. Золотавин В.Л., Вольхин В.В., Резвушкин В.В. // Коллоидный журнал. 1969. Т. 22. № 3. С. 305.
10. Марков В.Ф., Пахолков В.С. // Журн. прикладной химии. 1977. № 2. С. 281.
11. Бекренев А.В., Пяртман А.К. // Журн. неорганической химии. 1995. № 6. С. 938.
12. Бекренев А.В., Пяртман А.К. // Журн. неорганической химии. 1995. № 6. С. 943.
13. Шарло Г. Методы аналитической химии. М.: Химия. 1966. 790 с.
14. Пахолков В.С., Марков В.Ф. // Изв. Вузов. Цветная металлургия. 1976. № 5. С. 36.
15. Лебедев К.Б., Казанцев Е.И., Розманов В.М., Пахолков В.С. // Иониты в цветной металлургии. М.: Металлургия. 1975. 352 с.