

УДК 546.722, 546.723, 546.185-325

РОЛЬ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЯ ПРИ РАСТВОРЕНИИ ОКСИДОВ ЖЕЛЕЗА В ОРТОФОСФОРНОЙ КИСЛОТЕ

А.В. Кузин^{1*}, И.Г. Горичев¹, В.А. Шелонцев², А.Н. Кузьменко³, О.Н. Плахотная³,
Л.В. Овсянникова³

*(¹Московский педагогический государственный университет; ²Омская гуманитарная академия; ³Первый московский государственный медицинский университет им. И.М. Сеченова; *e-mail: av.kuzin@mpgu.su)*

Исследовано влияние природы кислот на кинетические закономерности растворения (гидр)оксидных фаз железа в кислых растворах. Выявлена природа потенциалоопределяющей реакции в системе магнетитовый электрод – растворы ортофосфорной кислоты. На основании экспериментальных данных показано, что стимулирование растворения оксидных фаз железа можно осуществить, меняя величину потенциала на границе фаз оксид железа – раствор электролита.

Ключевые слова: (гидр)оксидные фазы железа, ортофосфорная кислота, кинетика растворения, потенциалоопределяющая реакция.

Определение состава и констант устойчивости комплексов ортофосфатов металлов вообще и железа в частности в водном растворе представляет собой трудную задачу, о чем свидетельствуют немногочисленные и противоречивые сведения в литературе [1–4].

В обзоре [4] обобщаются результаты по проблемам комплексообразования ортофосфат-анионов с катионами железа(II) и железа(III) в водных растворах, а также анализируются протолитические реакции в системе ортофосфорная кислота – вода. При $[H^+] > 10^{-6}$ моль/л [4–6] в водных растворах H_3PO_4 в основном присутствуют дигидрофосфат-ионы и молекулы ортофосфорной кислоты. В концентрированных растворах H_3PO_4 высока доля димеров и их продуктов диссоциации [5, 7]. Значения констант для всех рассмотренных молекул ортофосфорной кислоты и ионов представлены в табл. 1 [4, 5]. Они находятся в соответствии с ранее полученными значениями [1–3, 8–11], но в ряде случаев наблюдается небольшое отклонение по сравнению с данными работы [4].

Экспериментальные результаты по комплексообразованию катионов Fe(II) и Fe(III) с ортофосфат-анионами были получены при температуре 25 °С и ионной силе 3 моль/л ($NaClO_4$); был также сделан расчет констант для случая бесконечно разбавленных растворов [4, 12–14]. Полиядерные комплексы были выделены для трехвалентного железа [4, 6, 13, 14]. Следует отметить, что их присутствие при $pH < 0,5$ –1,0 незначительно при преобладании concentra-

ции ортофосфат-ионов [4, 6]. Виды ортофосфатных комплексов Fe(II) и Fe(III) и значения констант устойчивости для них представлены в табл. 2 [4].

Ряд ортофосфатных комплексов Fe(II) (1:1), которые описаны в работе [4], были получены ранее [1–3]. В исследованиях [4, 15] приведены значения констант для комплексов $FeH_2PO_4^+$ и $FeHPO_4$ (при бесконечном разбавлении). Имеющиеся различия в значениях констант, вероятно, связаны с низкой стабильностью этих комплексов [4].

В работах [4, 13, 14, 16–22] приведены данные о комплексообразовании в системе Fe(III) – ортофосфорная кислота. Различия в значениях констант у разных авторов связаны с разными условиями опытов, а также с тем, что константы моноядерных комплексов были определены по данным, полученным при работе с растворами, в которых присутствуют полиядерные формы комплексов [4, 13, 14]. Следует также отметить, что взаимодействие ионов Fe(II) и Fe(III) с ортофосфатными ионами, вероятно, происходит путем отрыва дигидрофосфат-иона от димерных форм ортофосфорной кислоты и последующего комплексообразования с мономерными ионами [23, 24]. Данные исследований показывают, что на природу комплексов существенное влияние оказывают концентрации ионов Fe(III) (моно- или полиформы комплексов), H^+ и фосфат-ионов (разная степень протонированности лиганда и разные значения координационного числа комплексообразователя).

Т а б л и ц а 1

Значения констант кислоты H_3PO_4 и ее димера в системе 3 М $Na(ClO_4, H_2PO_4)$ [4]

Значения pK	0,3	1,0	3,0	Бесконечное разбавление
pK_1	$7,98 \pm 0,04$	$8,19 \pm 0,05$	$9,0 \pm 0,3$	$9,2 \pm 0,1$
pK_2	$1,80 \pm 0,01$	$1,60 \pm 0,02$	$1,3 \pm 0,1$	2,15
pK_3	$9,55 \pm 0,05$	$9,03 \pm 0,07$	$8,1 \pm 0,3$	$11,7 \pm 0,2$
pK_4	4,8	4,7	4,0	5,9
pK_5	$1,35 \pm 0,05$	$1,40 \pm 0,02$	$1,5 \pm 0,1$	$1,8 \pm 0,2$
pK_6	$0,0 \pm 0,2$	$0,0 \pm 0,2$	$0,13 \pm 0,08$	$0,0 \pm 0,2$

*Концентрация дигидрофосфат-ионов.

Т а б л и ц а 2

Значения констант в системах Fe(II) – ортофосфорная кислота и Fe(III) – ортофосфорная кислота [4]

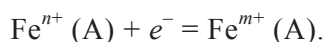
Комплекс	$\log K$, 3 М $NaClO_4$	$\log K$, бесконечное разбавление
$FeH_2PO_4(II)$	$0,55 \pm 0,08$	$1,0 \pm 0,2$
$FeHPO_4(II)$	$-3,75 \pm 0,04$	$-2,9 \pm 0,2$
$FeH_2PO_4HPO_4(II)$	$-3,42 \pm 0,12$	$-3,4 \pm 0,3$
$Fe(H_2PO_4)_2(II)$	$1,82 \pm 0,08$	$2,7 \pm 0,2$
$FeH_3PO_4(III)$	0,8	-0,3
$FeH_2PO_4(III)$	$1,52 \pm 0,15$	$1,75 \pm 0,3$
$FeHPO_4(III)$	-0,4	0,7
$Fe(H_2PO_4)_2(III)$	$2,32 \pm 0,1$	$3,0 \pm 0,3$
$FeH_3PO_4H_2PO_4(III)$	$2,65 \pm 0,14$	$2,6 \pm 0,3$
$FeHPO_4H_2PO_4(III)$	$1,22 \pm 0,15$	$2,35 \pm 0,3$
$Fe(H_2PO_4)_3(III)$	$2,5 \pm 0,1$	$3,00 \pm 0,25$
$FeH_3PO_4(H_2PO_4)_2(III)$	$3,54 \pm 0,15$	$3,5 \pm 0,3$
$Fe_3H(PO_4)_2(III)$	$7,24 \pm 0,01$	$7,7 \pm 0,4$
$Fe_3H_2(PO_4)_3(III)$	$7,65 \pm 0,06$	$10,2 \pm 0,2$
$Fe_3H_4(PO_4)_3(III)$	$9,74 \pm 0,06$	$9,9 \pm 0,4$
$Fe_3H_6(PO_4)_4(III)$	$11,61 \pm 0,03$	$12,96 \pm 0,3$
$Fe_3H_9(PO_4)_5(III)$	$13,09 \pm 0,06$	$14,2 \pm 0,2$
$Fe_3H_8(PO_4)_5(III)$	$11,8 \pm 0,2$	$13,8 \pm 0,4$
$Fe_3H_9(PO_4)_6(III)$	$11,0 \pm 0,2$	$13,1 \pm 0,4$

Таким образом, фосфатные комплексы Fe(II) и Fe(III) в водных растворах представляют собой продукты последовательного замещения молекул воды гидрофосфат- и дигидрофосфат-ионами в аквакомплексах железа. Возрастание концентрации ортофосфорной кислоты в растворе и, как следствие, pH приводит к повышению координационного числа у комплексообразователя и степени протонированности лиганда [4, 6, 24–27]. При этом координационное число комплексообразователя не превышает трех [4, 6, 14, 15, 25]. Гидролиз и полимеризация ионов Fe(II) и Fe(III) в выбранных условиях эксперимента (концентрация $\text{H}_3\text{PO}_4 > 1$ моль/л) практически отсутствует [6, 23, 28].

Константы устойчивости для комплексов Fe(II) и Fe(III), представленные в табл. 2, описываются взаимодействием иона металла соответственно с дигидрофосфат-ионами и ортофосфорной кислотой [4].

Скорость растворения оксидных фаз определяется природой и величиной скачка потенциала на границе раздела фаз оксид – раствор электролита. Потенциалоопределяющие реакции в многостадийном процессе растворения оксидов квазиравновесны, что следует из результатов определения тока обмена (10^{-1} – 10^{-3} А/см²) потенциалоопределяющих реакций (по ионам Fe(III) и Fe(II)) в зависимости от анионного состава электролита, который значительно превосходит ток растворения оксидов железа (10^{-7} – 10^{-8} А/см²) [29–31].

При изучении зависимости потенциала магнетитового электрода от ряда факторов, представленных в работах [29, 31], следует, что в сильно кислых средах (pH < 1) в присутствии ионов Fe(III) и Fe(II) потенциалоопределяющей реакцией является процесс, описываемый уравнением, которое с учетом присутствия в растворе комплексообразующих агентов (А) будет иметь вид:



В работах [29, 32] исследована зависимость тока растворения магнетита от потенциала. Установлено увеличение тока растворения для оксидов железа при катодной поляризации магнетитового электрода в кислых средах, в том числе и для ортофосфорной кислоты.

Цель работы состояла в установлении и объяснении факта взаимосвязи высокой скорости растворения оксидных фаз железа в ортофосфорной кислоте (по сравнению с другими кис-

лыми растворами) с комплексообразованием ионов Fe(II) и Fe(III) с ортофосфорной кислотой и ее анионами.

Материалы и методы

При изучении кинетических процессов растворения основными объектами служили оксидные фазы железа: α -Fe₂O₃ (гематит), Fe₃O₄ (магнетит и гидроксид железа α -Fe₂O₃·xH₂O). Идентификацию образцов осуществляли методом РФА. Все реактивы, использованные в работе, имели квалификацию не ниже «ч.д.а.».

(Гидр)оксид железа массой 0,100 г помещали в термостатируемую ячейку (термостат ТС-16), в которой находился раствор, содержащий электролит(ы) объемом $0,500 \pm 0,005$ л. Эмпирические кинетические кривые растворения были получены для температур 293 и 313 К. Для устранения диффузионных затруднений растворение (гидр)оксида осуществляли в режиме механического перемешивания водно-дисперсной смеси мешалкой со скоростью вращения 600–700 об/мин [29–31]. Из ячейки периодически отбирали порцию раствора и фотокolorиметрическим методом (на фотометре «КФК-3-01») с помощью реагента *o*-фенантролина определяли суммарную концентрацию ионов железа(II) (ионы железа(III) предварительно восстанавливали гидроксиламином) [33]. Первичный анализ кинетических данных проводили в следующих координатах: доля растворенного оксида (α) – время (t). Долю растворенного оксида (α) рассчитывали по уравнению $\alpha = A/A_\infty$, где A и A_∞ – значения оптической плотности раствора фильтрата в момент времени t и при полном растворении фазы оксида железа соответственно [29–31, 34].

Для изучения электрохимического поведения магнетита из него изготавливали электрод по методике [35]. Электродом сравнения служил насыщенный хлорсеребряный электрод (потенциал относительно нормального водородного электрода при 20 °С составлял $0,201 \pm 0,003$ В). Измерение потенциала проводили с помощью pH-метра (милливольтметра «pH-150МП.2») в стандартной электрохимической ячейке при температуре $22 \pm 0,5$ °С в растворах электролитов.

Комплексообразование в высококонцентрированных растворах ортофосфорной кислоты с ионами железа(III) (0,16 г/л) исследовали спектрофотометрическим методом в УФ и видимой области. Данные получены с помощью прибора «SHIMADZU UV-1700 PharmaSpec UV-VIS Spectrophotometer». При снятии спектров (отно-

сительно воды и ортофосфорной кислоты определенной концентрации) применяли кварцевые кюветы (1 мм). Для спектрофотометрического исследования в УФ и видимой области использовали растворы ортофосфорной кислоты (1,23; 2,46; 3,69; 4,92 и 6,15 М), содержащие определенное количество ионов железа(III). Для их приготовления в ортофосфорной кислоте растворяли оксидную фазу железа – гематит.

Результаты исследований и их обсуждение

Результаты эмпирических исследований кинетических зависимостей растворения оксидных фаз железа Fe_3O_4 , $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$ и гидратирован-

ного $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$ от времени в различных кислых средах представлены на рис. 1, 2.

Для выяснения действия смесей кислот на скорость растворения магнетита исследовано влияние добавок H_3PO_4 к CH_3COOH и более детально к H_2SO_4 .

Из представленных экспериментальных данных видно, что скорость растворения (гидр) оксидных фаз железа выше в растворах, содержащих ортофосфорную кислоту, причем этот показатель растет с повышением концентрации кислоты [29, 31, 34].

Экспериментальные результаты зависимости величины потенциала магнетитового электро-

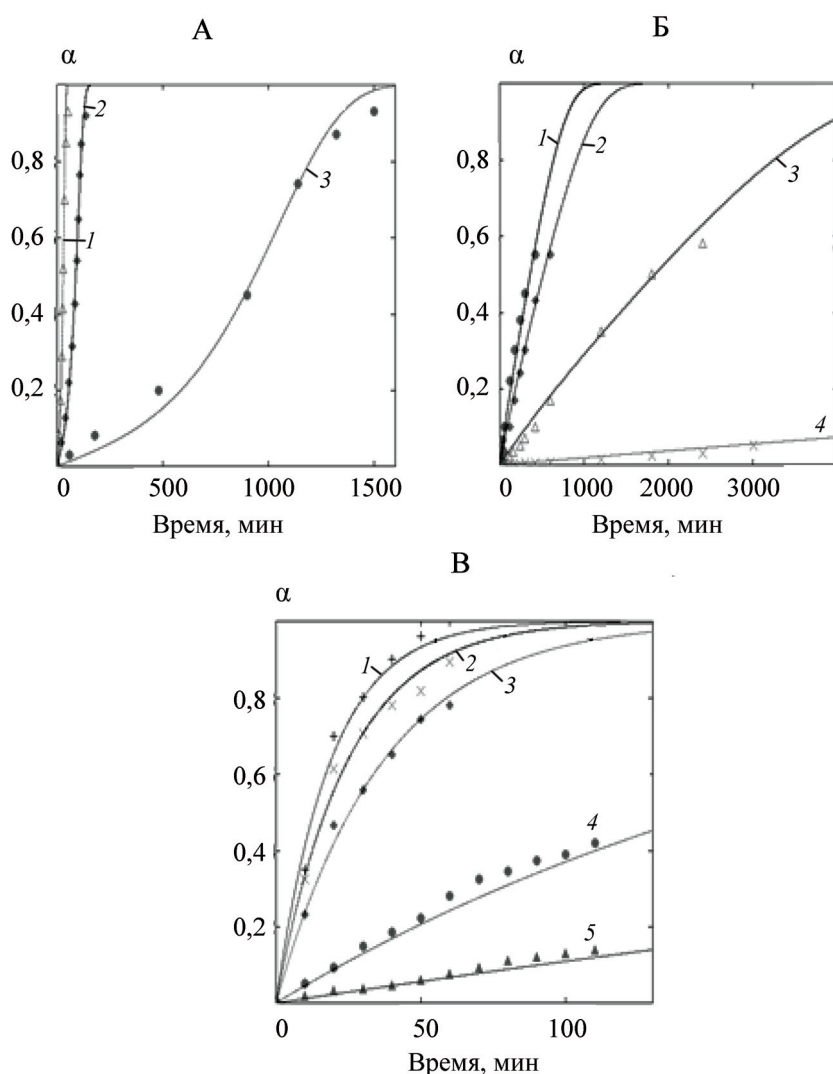


Рис. 1. Зависимость доли растворенного оксида (α) от времени (t) для Fe_3O_4 (А) в кислотах H_2SO_4 (3) (2,50 М, $f=1/2$), HCl (2) (5,00 М, $f=1/1$), H_3PO_4 (1) (1,67 М, $f=1/3$) при 293 К, для $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$ (Б) в кислотах HClO_4 (4) (1,00 М, $f=1/1$), H_2SO_4 (3) (0,50 М, $f=1/2$), HCl (2) (1,00 М, $f=1/1$), H_3PO_4 (1) (0,33 М, $f=1/3$) при 313 К и для гидратированного $\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$ (Б) при 313 К в кислотах HClO_4 (5) (1,00 М, $f=1/1$), HNO_3 (4) (1,00 М, $f=1/1$), H_2SO_4 (3) (0,50 М, $f=1/2$), HCl (2) (1,00 М, $f=1/1$), H_3PO_4 (1) (0,33 М, $f=1/3$) (точки – экспериментальные данные, линии – графическое изображение уравнения гетерогенной кинетики $-\ln(1-\alpha) = \text{Ash}(W_i t) = \text{Ash}(\tau)$)

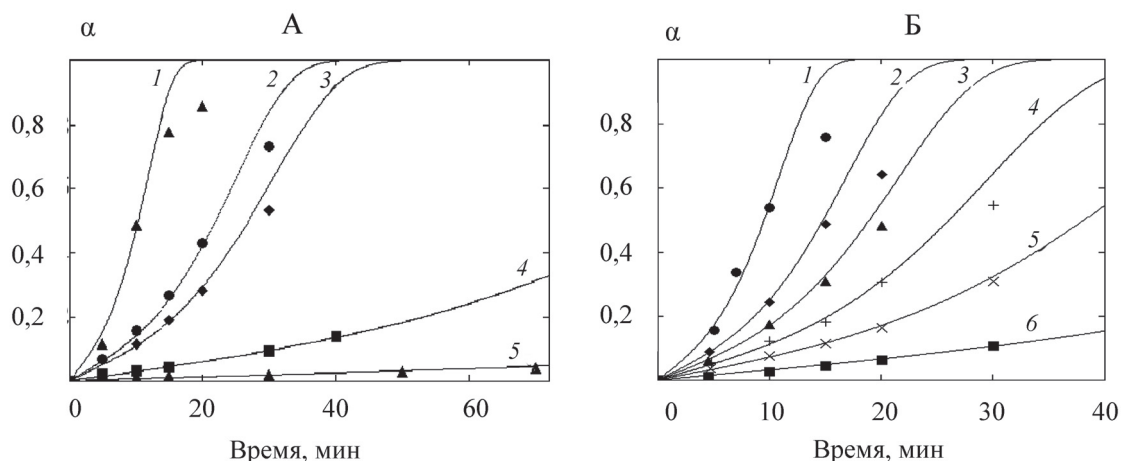


Рис. 2. Зависимость доли растворенного магнетита (α) от времени (t) при растворении в кислотах и их смесях ($T=313\text{ K}$, концентрация всех кислот $6,50\text{ н.}$): А – H_3PO_4 (1), $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_3\text{PO}_4$ (1:1) (2), $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$ (1:1) (3), H_2SO_4 (4), CH_3COOH (5); Б) H_3PO_4 (1), $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$ (1:9) (2), $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$ (1:4) (3), $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$ (1:1) (4), $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$ (4:1) (5), H_2SO_4 (6). Точками обозначены экспериментальные данные, линии – графическое изображение уравнения гетерогенной кинетики $-\ln(1 - \alpha) = \text{Ash}(W,t) = \text{Ash}(\tau)$

да от концентрации ионов в растворах ортофосфорной кислоты и ее смеси с уксусной и серной кислотами (рис. 3) подтверждают, что существует корреляция между кинетической зависимостью и потенциметрическими данными. Результаты не противоречат работам [29, 36–39].

Из анализа данных видно, что при повышении концентрации ортофосфорной кислоты

(доли ортофосфорной кислоты в смеси кислот) происходит сдвиг потенциала магнетитового электрода в отрицательную сторону за счет комплексообразования ортофосфорной кислоты и ее ионов в большей степени с ионами Fe(III) чем с ионами Fe(II) (табл. 3). Это согласуется с кинетическими данными по увеличению скорости растворения оксидных фаз и влиянию потенциала на скорость их растворения [29–31, 34].

Таблица 3

Значения потенциала магнетитового электрода в кислотах и их смесях

Концентрация H_2SO_4 и H_3PO_4 в смеси соответственно	E , В
0,05 М, $f = 1/2$ и 0,0 М	0,483
0,05 М, $f = 1/2$ и 0,05 М, $f = 1/3$	0,473
0,05 М, $f = 1/2$ и 0,1 М, $f = 1/3$	0,464
0,0375 М, $f = 1/2$ и 0,25 М, $f = 1/3$	0,453
0,0 М и 0,50 М, $f = 1/3$	0,375
0,0 М и 2,50 М, $f = 1/3$	0,307
0,0 М и 3,50 М, $f = 1/3$	0,288
0,0 М и 5,00 М, $f = 1/3$	0,274
Концентрации CH_3COOH и H_3PO_4 в смеси соответственно	–
0,1 М, $f = 1/1$ и 0,05 М, $f = 1/3$	0,421

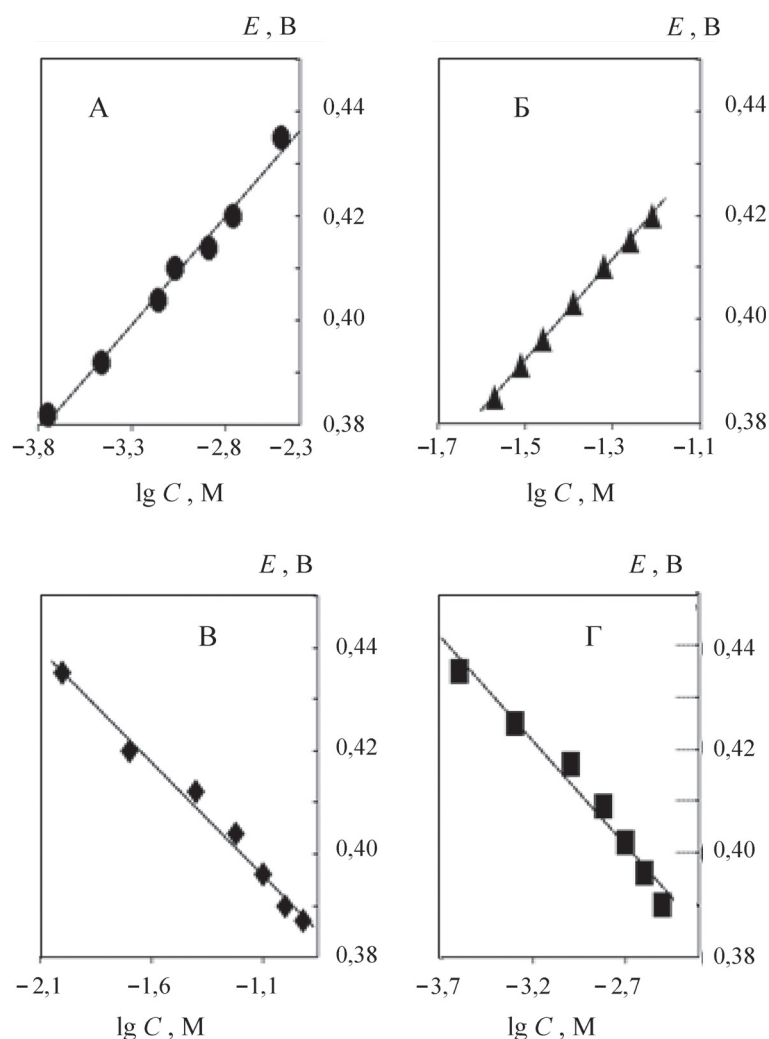


Рис. 3. Зависимость величины потенциала магнетитового электрода (E , В) от логарифма концентраций ионов ($\lg C$; C , М): А – железа(III), Б – H^+ , В – ортофосфорной кислоты, Г – железа(II)

Потенциалопределяющая реакция в системе магнетитовый электрод – раствор ортофосфорной кислоты определяется четырьмя параметрами: концентрацией катионов H^+ , железа(II), железа(III) и ортофосфорной кислоты. Зависимости величины потенциала магнетитового электрода от логарифма концентрации перечисленных ионов представлены на рис. 3.

Как видно из представленных данных, с ростом концентрации железа(III) и понижением рН происходит повышение потенциала, а с ростом концентрации ортофосфорной кислоты и ионов железа(II) потенциал понижается.

Для определения природы потенциалопределяющей реакции в системе магнетит – раствор ортофосфорной кислоты необходимо также

иметь информацию о зависимости долей распределения ионов Fe(III), Fe(II) и их фосфатных комплексов в растворах ортофосфорной кислоты от ее концентрации. Учитывая, что при растворении оксидных фаз железа концентрация лиганда (ортофосфорная кислота и ее анионы) во много раз превышает концентрацию комплексообразователя (Fe(III) и Fe(II)), можно предположить, что в растворе ортофосфорной кислоты при растворении оксидной фазы доминируют $[Fe(H_2PO_4)_3]^0$ и $[Fe(H_2PO_4)_2]^0$ [4, 12–14]. Подтверждением существования единственного комплекса в исследуемых растворах ортофосфорной кислоты служат результаты спектрофотометрического анализа в УФ и видимой области (рис. 4).

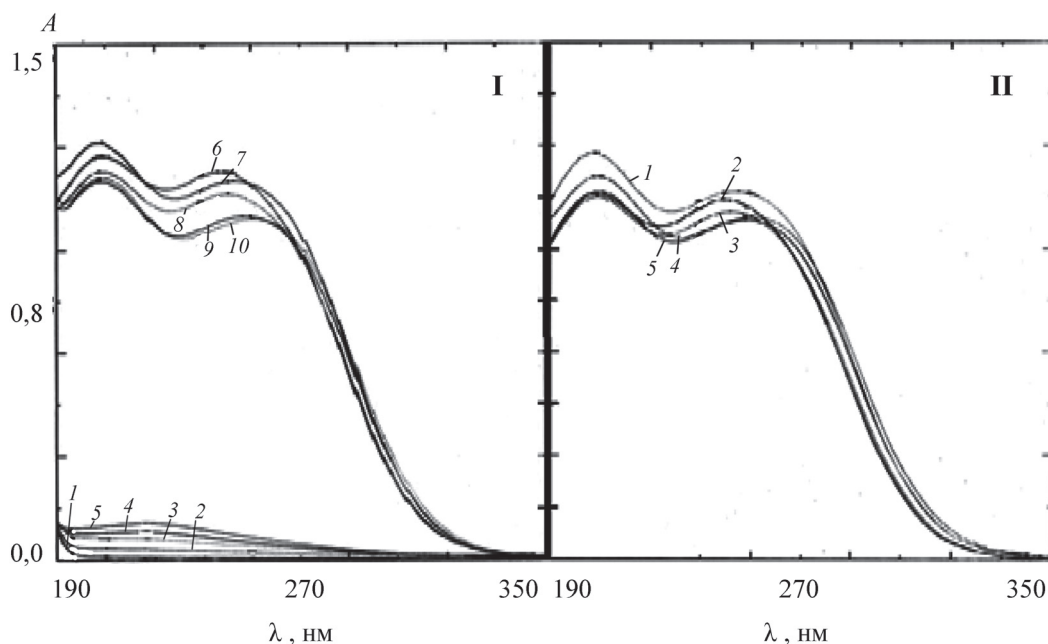
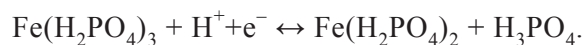


Рис. 4. I – электронные спектры поглощения растворов ортофосфорной кислоты (концентрация кислоты, М) (1 – 1,23; 2 – 2,46; 3 – 3,69; 4 – 4,92; 5 – 6,15) и растворов ортофосфорной кислоты (6 – 6,15; 7 – 3,96; 8 – 4,92; 9 – 2,46; 10 – 1,23), содержащих ионы железа(III) (0,16 г/л), «снятые» относительно воды. II – электронные спектры поглощения растворов ортофосфорной кислоты (концентрации кислоты, М) (1 – 3,69; 2 – 6,15; 3 – 4,92; 4 – 1,23; 5 – 2,46), содержащие ионы железа(III) (0,16 г/л), «снятые» относительно растворов ортофосфорной кислоты с той же концентрацией

Выводы

На основании представленных и рассмотренных данных можно предположить, что потенциалопределяющая реакция в системе магнетит – раствор ортофосфорной кислоты имеет следующий вид:



Конфликта интересов нет.

Дополнительных материалов нет.

Настоящая статья не содержит каких-либо исследований с использованием людей или животных в качестве объектов.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Sillen L.G. Stability Constants, the Chemical Society / L.G. Sillen, E.A. Martell // L., 1964 and 1971. N. 17 and N. 25.
2. Hogfeldt E. Stability Constants / E. Hogfeldt. Oxford, 1982.
3. Pettit G. IUPAC Stability Constants Data Base / G. Pettit. Otley, UK, 1995.
4. Ciavatta L. // Recent Res. Dev. Inorg. Organometall. Chem. 2001. Vol. 1. P. 83.
5. Ciavatta L., Iuliano M., Porto R., Vasca E. // Polyhedron. Vol. 10. N 22. 1991. P. 2587.
6. Fawzia Al-Sogair, Hayat M. Marafie, Nadia M. Shuaib, Hamidu Ben Youngo, Mohamed S. El-Ezaby // J. Coordination Chemistry. 2002. Vol. 55. N 9. P. 1097.
7. Elmore K.L., Hatfield J.D., Dunn R.L., Jone A.D. // J. Phys. Chem. 1965. Vol. 69. N 10. P. 3520.
8. Ciavatta L., Iuliano M. // Ann. Chim. (Rome). 1996. Vol. 86. P. 1.
9. Pettersson L. // Acta Chem. Scand. 1959. Vol. 197. N 1. P. 25.
10. Baldwin W.G., Sillen L.G. // Arkiv Kemi. 1969. Vol. 31. P. 391.
11. Havel J., Hogfeldt E. // Chem. Scripta. 1974. Vol. 5. P. 164.
12. Ciavatta L., Iuliano M., Porto R. // Ann. Chim. (Rome). 1992. Vol. 82. P. 121.
13. Ciavatta L., Iuliano M., Porto R. // Ann. Chim. (Rome). 1992. Vol. 82. P. 447.
14. Ciavatta L., Iuliano M. // Ann. Chim. (Rome). 1995. Vol. 85. P. 235.
15. Nriagu J.O. // Geochim. Cosmochim. Acta. 1972. Vol. 36. P. 459.
16. Сидоренко В.И. // Журн. неорган. химии. 1973. Т. 28. № 5. С. 1270.
17. Филатова Л.Н., Галочкина Г.В. // Журн. неорган. химии. 1974. Т. 19. Вып. 2. С. 3064.
18. Филатова Л.Н. // Журн. неорган. химии. 1974. Т. 19. Вып. 12. С. 3335.
19. Ramamoorthy S., Manning P.G. // Inorganic and Nuclear Chemistry Letters. 1974. Vol. 10. Iss. 1. P. 109.
20. Филатова Л.Н., Шеляпина М.А., Блачинда А.С., Макаров Е.Ф. // Журнал неорган. химии. 1976. Т. 21. Вып. 10. С. 2715.
21. Wilhelmy R.B., Patel R.C., Matijevic E. // Inorg. Chem. 1985. Vol. 24. P. 3290.

22. *Khoe G.H., Robins R.G.* // J. Chem. Soc. Dalton Trans. 1988. Iss. 8. P. 2015.
23. *Филатова Л.Н.* // Журн. физ. химии. 1980. Т. 54. № 1. С. 179.
24. *Филатова Л.Н.* // Тр. ИРЕА. 1974. Вып. 36. С. 164.
25. *Филатова Л.Н., Вендило А.Г., Санду Р.А.* // Журн. неорг. химии. 2012. Т. 57. № 9. С. 1355.
26. *Продан И.Е., Еиценко Л.С., Печковский В.В.* // Журн. неорг. химии. 1990. Т. 35. № 4. С. 843.
27. *Продан И.Е., Еиценко Л.С., Печковский В.В.* // Журн. неорг. химии. 1989. Т. 34. № 7. С. 1860.
28. *Продан И.Е., Еиценко Л.С., Печковский В.В.* // Журн. неорг. химии. 1989. Т. 34. № 8. С. 2012.
29. *Горичев И.Г., Кутепов А.М., Горичев А.И., Изотов А.Д., Зайцев Б.Е.* Кинетика и механизм растворения оксидов и гидроксидов железа в кислых средах М., 1999.
30. *Горичев И.Г., Киприянов Н.А.* // Усп. химии. Т. 53. 1984. № 11. С. 1790.
31. *Кузин А.В., Горичев И.Г., Лайнер Ю.А.* // Металлы. 2013. № 5. С. 24.
32. *Кузин А.В., Горичев И.Г., Батраков В.В., Лайнер Ю.А.* // Металлы. 2014. № 1. С. 40.
33. *Марченко З.* Фотометрическое определение элементов. М., 2007.
34. *Kuzin A.V., I.G. Gorichev E.A. Eliseeva L.E. Slynko* // Вестн. Моск. гос. техн. ун-та им. Н.Э. Баумана. Сер. Естественные науки. 2019. № 2 (83). С. 104.
35. *Горичев И.Г., Михальченко И.С.* // Защита металлов. 1989. Т. 25. № 4. С. 577.
36. *Захаров В.А., Сонгина О.А., Беркутова Г.Б.* // Журн. аналит. химии. 1976. Т. 31. Вып. 11. С. 2212.
37. *Авдеев Я.Г., Андреева Т.Э.* // Успехи в химии и химической технологии. 2018. Т. 32. № 13 (209). С. 63.
38. *Avdeev Ya.G., Andreeva T.E., Panova A.V., Kuznetsov Yu.I.* // Int. J. Corros. Scale Inhib. 2019. Vol. 8. N 1. P. 139.
39. *Авдеев Я.Г., Панова А.В., Андреева Т.Э., Кузнецов Ю.И.* // Коррозия: материалы, защита. 2019. № 11. С. 32.

Поступила в редакцию 11.04.2021
 Получена после доработки 14.04.2021
 Принята к публикации 11.05.2021

ROLE OF COMPLEX FORMATION IN DISSOLUTION OF IRON OXIDES IN ORTHOPHOSPHORIC ACID

A.V. Kuzin^{1*}, I.G. Gorichev¹, V.A. Shelontsev², A.N. Kuzmenko³, O.N. Plakhotnaia³, L.V. Ovsyannikova³

(¹Moscow Pedagogical State University; ²Omsk Humanitarian Academy; ³First Moscow State Medicine University; *e-mail: av.kuzin@mpgu.su)

The influence of the nature of acids on the kinetic regularities of the dissolution of (hydr) oxide phases of iron in acidic solutions was investigated. The nature of the potential-determining reaction in the system magnetite electrode / orthophosphoric acid solutions was determined. On the basis of experimental data, it has been shown that the dissolution of iron oxide phases can be stimulated by influencing the potential at the phase boundary between iron oxide / electrolyte solution.

Key words: (hydr) oxide phases of iron, phosphoric acid, dissolution kinetics, potential-determining reaction.

Сведения об авторах: *Кузин Александр Васильевич* – ассистент, вед. инженер кафедры общей химии Московского педагогического государственного университета (av.kuzin@mpgu.su); *Горичев Игорь Георгиевич* – профессор кафедры общей химии Московского педагогического государственного университета, докт. хим. наук (gorichevig@gmail.com); *Шелонцев Владимир Александрович* – доцент, зав. отделом магистратуры Омской гуманитарной академии, канд. хим. наук (89139617129@list.ru); *Кузьменко Алексей Николаевич* – профессор кафедры аналитической, физической и коллоидной химии ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России, докт. фарм. наук (kuzmenko.mma@mail.ru); *Плахотная Ольга Николаевна* – доцент кафедры аналитической, физической и коллоидной химии ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России, канд. хим. наук (plakhotnaia.o@mail.ru); *Овсянникова Любовь Витальевна* – доцент кафедры аналитической, физической и коллоидной химии ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России, канд. фарм. наук (liky145@gmail.com).