

УДК 544.652;546.72;541.138

ПРОЦЕСС РАСТВОРЕНИЯ МАГНЕТИТА В ОРТОФОСФОРНОЙ И СЕРНОЙ КИСЛОТАХ ПО ДАННЫМ КИНЕТИЧЕСКИХ И ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ МЕТОДОВ

© 2024 г. А. В. Кузин^{1, 3*}, А. В. Лобанов¹, В. А. Шелонцев²,
Е. А. Елисева³, А. С. Самадов⁴

¹Московский педагогический государственный университет, Москва, Россия

²Омская гуманитарная академия, Омск, Россия

³Московский государственный технический университет, Москва, Россия

⁴Таджикский национальный университет, Душанбе, Республика Таджикистан

*E-mail: av.kuzin@mpgu.su

Поступила в редакцию 20.03.2023;

после доработки 15.11.2023;

принята в печать 20.11.2023

Исследована кинетика растворения и изучены электрохимические особенности поведения магнетита (при катодной поляризации) в растворах серной и ортофосфорной кислот. Двумя независимыми экспериментальными методами установлено, что величина скорости и тока растворения в H_3PO_4 выше, чем в H_2SO_4 . Данная закономерность объясняется на основании более сильного комплексообразующего свойства различного рода фосфат-анионов в сравнении с сульфат-анионами в растворе с ионами железа(III). В интервале исследуемых концентраций ортофосфорной и серной кислот, ионов Fe(II) и Fe(III) порядки по ортофосфорной и серной кислотам – 1.3 ± 0.1 ; по ионам железа(II) – 0.25 ± 0.1 , по ионам железа(III) – (-0.25 ± 0.1) .

Ключевые слова: магнетит, ортофосфорная кислота, серная кислота, кинетика растворения, вольтамперометрические кривые.

DOI: 10.31857/S0207401X24050039

1. ВВЕДЕНИЕ

Одними из важнейших научно-технических задач, стоящими перед химией металлов на сегодняшний день, являются: оптимизация процесса растворения оксидных фаз, выщелачивание минерального природного сырья, удаление с теплоэнергетического оборудования оксидных отложений, травление легированных сталей, получение металлокомплексов необычного строения [1–4]. В связи с этим актуально рассмотрение возможности усовершенствования метода растворения кислородсодержащих фаз железа. Исследования, проводимые на основании анализа кинетических и электрохимических закономерностей, имеющих место на границе оксид/раствор электролита, целесообразно соотносить с моделями и принципами гетерогенной кинетики и электрохимических процессов. Потребность в реальных моделях определяется важностью регулирования и оптимизации физико-химических процессов вообще, которые связаны с растворением

кислородсодержащих фаз железа. При этом использование модельных представлений дает возможность не только описать исследуемое явление, но и спрогнозировать его применительно к другим системам [5].

Цель данной работы заключалась в экспериментальном исследовании кинетическими и электрохимическими методами закономерностей процессов растворения важнейшего минерала магнетита в растворах ортофосфорной и серной кислот для получения кинетической модели процесса растворения и выявления особенности их протекания.

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

В исследовании процессов растворения в качестве объекта был задействован магнетит Fe_3O_4 с размером частиц ~5 мкм марки “х.ч”. Рабочими электролитами служили растворы ортофосфорной и серной кислот марки “х.ч.”, приготовленные

с использованием бидистиллированной воды. Также использовали магнетитовый электрод, спрессованный из порошка магнетита по методике, описанной в работе [6].

Порошок минерала перетирали совместно со смесью 2–3%-ного глицерина и 10% метанола. Полученную массу сжимали в стальной пресс-форме при давлении 10 т/см², просушивали при температуре 150 °С в течение 2 ч и затем в течение 3 ч спекали при температуре 1200 °С в вакууме при остаточном давлении воздуха 0.150–0.015 Па. Полученные образцы магнетита были практически непористыми, что подтверждается близкими значениями масс сухого образца и образца, выдержанного в воде. Из спеченного образца выпиливали цилиндрический электрод, который фиксировали в стеклянной трубке с помощью эпоксидной смолы. Контакт электрода с медным проводником осуществлялся непосредственно. Рабочую поверхность электрода перед опытом зачищали наждачной бумагой, промывали бидистиллятом, затем этиловым спиртом и бидистиллятом, после чего осушали фильтровальной бумагой. Также для подготовки поверхности электрода использовалась алмазная полировочная паста.

Исследование закономерностей электрохимического поведения магнетита проводили с применением потенциостатов ПИ-50-1.1 (Гомель, Беларусь) и IPC Pro MF (Вольт, Санкт-Петербург). Магнетитовый электрод изготавливали на основе порошкообразных препаратов Fe₃O₄. Электродом сравнения служил хлорсеребряный электрод, а вспомогательным был платиновый электрод. Электрохимические исследования осуществляли в электрохимических стандартных ячейках. Также измеряли величину стационарного потенциала в растворах ортофосфорной кислоты, в том числе с добавками других электролитов. Данные эксперименты проводили на приборе рН-метре (милливольтметре) рН-150МП.2 с использованием магнетитового и хлорсеребряного электродов (ЭВЛ-1М1).

Навеску (гидр)оксидных фаз железа (~10⁻³ моль) помещали в термостатируемую ячейку для кинетических исследований, содержащую (1000 ± 5) мл кислого раствора электролита(ов). Растворение (гидр)оксидов железа осуществляли при перемешивании магнитной мешалкой с частотой вращения 500 об/мин, что давало возможность снять диффузионные затруднения при растворении.

Общую концентрацию ионов железа(II) и железа(III) в анализируемой пробе определяли методом фотоколориметрии на фотометре КФК-3-01 (Россия) при использовании *o*-фенантролина и солянокислого раствора гидросиламина [7]. Первичный анализ кинетических данных проводили в координатах: α (доля растворенного оксида) – t (время). Величину α рассчитывали по уравнению $\alpha = A/A_\infty$, где A и A_∞ – оптические плотности раствора фильтрата в момент времени t и при полном растворении магнетита соответственно.

3. РЕЗУЛЬТАТЫ И ИХ ОБСУЖДЕНИЕ

На рис. 1–3 представлены экспериментальные результаты растворения магнетита в ортофосфорной и серной кислотах при 293 К и их смесях при 313 К в координатах $G = -ash[\ln(1 - \alpha)/A]$ – время (t) [8, 9].

Из представленных данных видно, что интенсивность растворения магнетита выше в растворах, содержащих H₃PO₄, по сравнению с H₂SO₄. В обоих случаях с повышением концентрации кислот в растворе наблюдается рост интенсивности растворения (рис. 1, 2). Было изучено также влияние добавок H₃PO₄ к H₂SO₄ для выяснения особенности действия смесей кислот на скорость растворения оксида железа. Из рис. 3 видно, что интенсивность растворения в смесях кислот растет с увеличением доли ортофосфорной кислоты в них.

Эмпирические данные далее были представлены на рис. 4 в координатах $\alpha - t/t_{0.5}$ ($t_{0.5}$ – время растворения 50% навески). Видно, что практически все

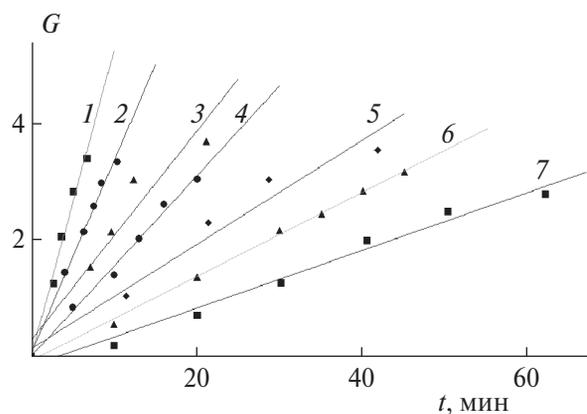


Рис. 1. Зависимость G от времени t для магнетита при растворении его в ортофосфорной кислоте различной концентрации (моль/л): 1 – 6.67, 2 – 5.0, 3 – 3.33, 4 – 2.50, 5 – 1.67, 6 – 1.33, 7 – 1; точки – экспериментальные данные, линии – графическое изображение преобразованного уравнения (1).

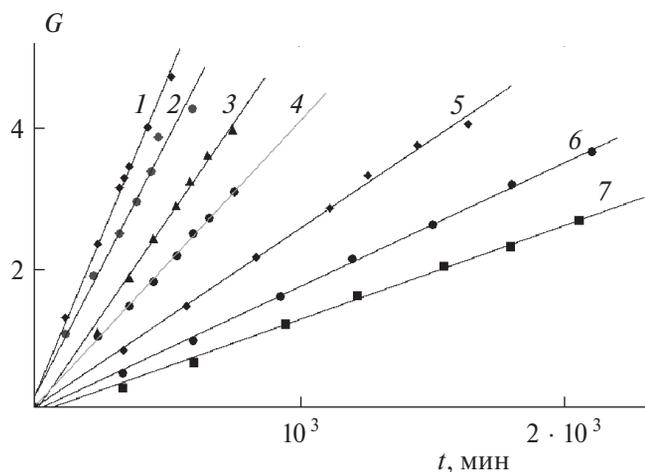


Рис. 2. Зависимость G от времени t для магнетита при растворении его в серной кислоте различной концентрации (моль/л): 1 – 5.55, 2 – 4.58, 3 – 3.71, 4 – 2.91, 5 – 2.14, 6 – 1.60, 7 – 1.23; обозначения те же, что на рис. 1.

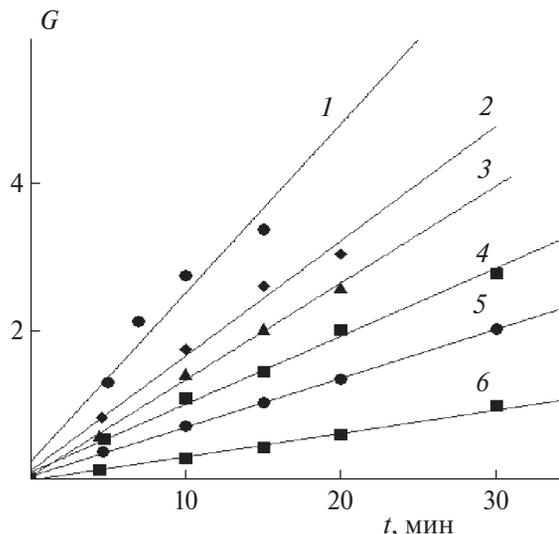


Рис. 3. Зависимость G от времени t для магнетита при его растворении в ортофосфорной и серной кислотах (с концентрациями 2.17 и 3.25 моль/л соответственно) и их смесях: 1 – H_3PO_4 , 2 – $H_2SO_4 + H_3PO_4$ в соотношении 1:9, 3 – $H_2SO_4 + H_3PO_4$ в соотношении 1:4, 4 – $H_2SO_4 + H_3PO_4$ в соотношении 1:1, 5 – $H_2SO_4 + H_3PO_4$ в соотношении 4:1, 6 – H_2SO_4 ; обозначения те же, что на рис. 1.

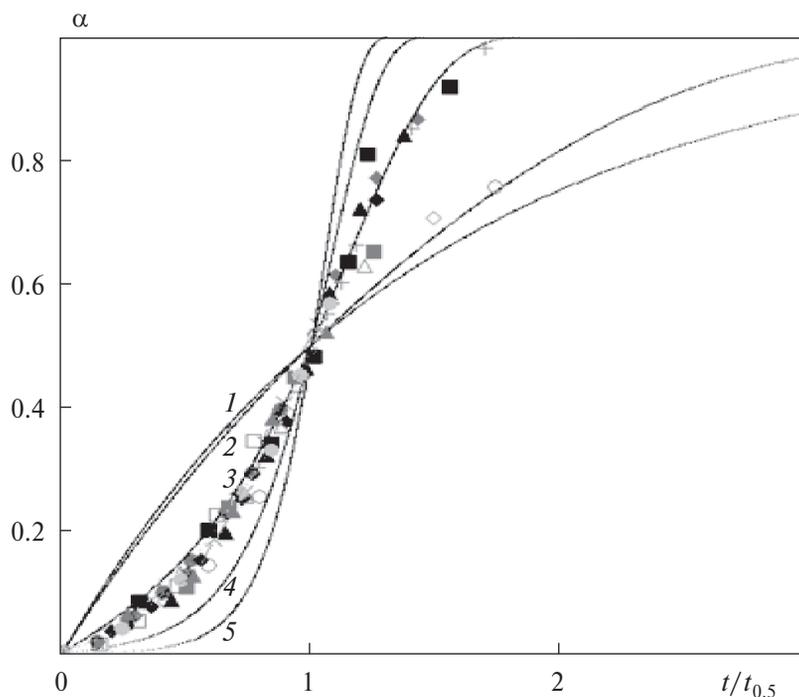


Рис. 4. Зависимость доли растворенного магнетита (α) от приведенного времени ($t/t_{0.5}$) при растворении его в ортофосфорной и серной кислотах; точки – экспериментальные данные, линии – графическое изображение преобразованного уравнения $-\ln(1 - \alpha) = A \operatorname{sh}(W_i t) = A \operatorname{sh}(\tau)$ при различных значениях константы A : 1 – 10, 2 – 1, 3 – 0.1, 4 – 0.01, 5 – 0.001.

точки ложатся на одну кривую. Это позволяет утверждать, что определенная нами инвариантность данных кривых по отношению к составам кислых растворов указывает на то, что механизм

растворения магнетита сохраняется при изменении концентрации и природы кислоты [8, 9].

Для расчета удельных скоростей растворения и порядков реакции были использованы уравне-

ния гетерогенной кинетики, в которых учитывались фрактальная размерность поверхности растворения и распределение активных центров на поверхности (гидр)оксидной фазы. Сравнение экспериментальных данных по кинетике растворения (рис. 1–4) с графическим решением уравнения $-\ln(1 - \alpha) = A \operatorname{sh}(Wt) = A \operatorname{sh}(\tau)$, где W – удельная скорость растворения, с использованием критерия Фишера показывает их хорошую согласованность [8, 9].

Изучалось также влияние ионов Fe(II) и Fe(III) при 313 К на кинетику растворения Fe_3O_4 в ортофосфорной кислоте. При введении солей Fe(II) и Fe(III), в виде перхлоратов, характер кинетических кривых сохраняется, и с увеличением их концентрации в растворе интенсивность растворения возрастает в случае добавки Fe(II) и уменьшается при добавлении Fe(III).

В интервале исследуемых концентраций ортофосфорной и серной кислот, ионов Fe(II) и Fe(III) порядки реакции по ортофосфорной и серной кислотам составляют (1.3 ± 0.1) ; по ионам железа(II) – (0.25 ± 0.1) , по ионам железа(III) – (0.25 ± 0.1) . Данные закономерности отражены на рис. 5–6.

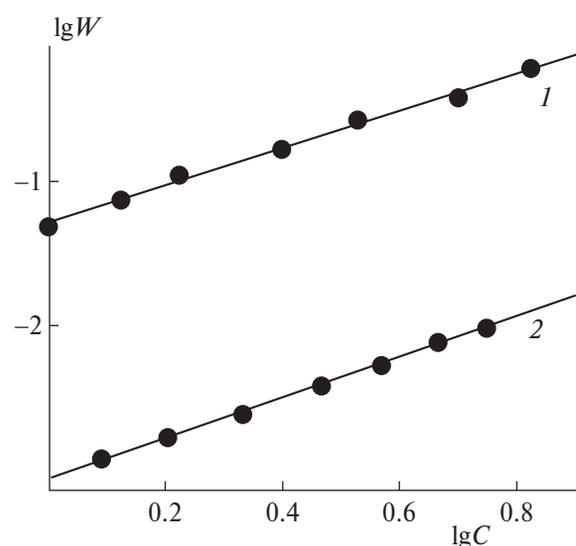
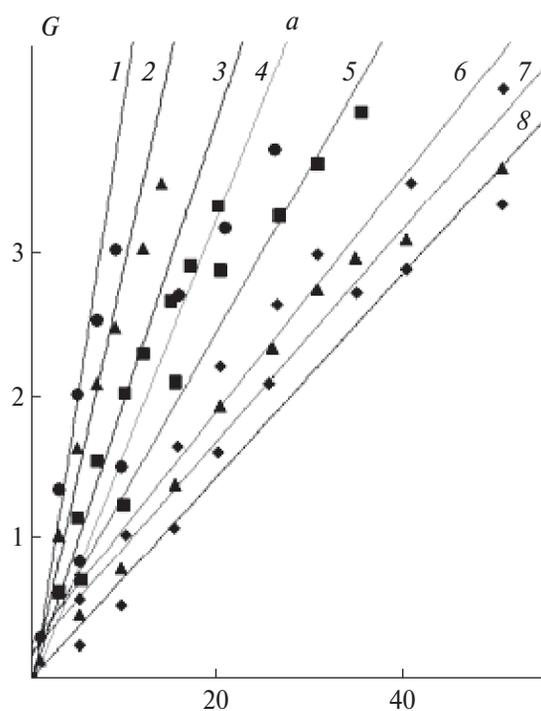


Рис. 5. Зависимость логарифма удельной скорости растворения (W) магнетита от логарифма концентраций (C) ортофосфорной (1) и серной (2) кислот.

Электрохимическое поведение магнетита в растворах серной и ортофосфорной кислот исследовали при катодной поляризации. Экспериментальные данные представлены на рис. 7. Из зависимостей на рис. 7 видно, что при катодной поляризации магнетитового электрода, во-первых, происходит увеличение скорости растворения

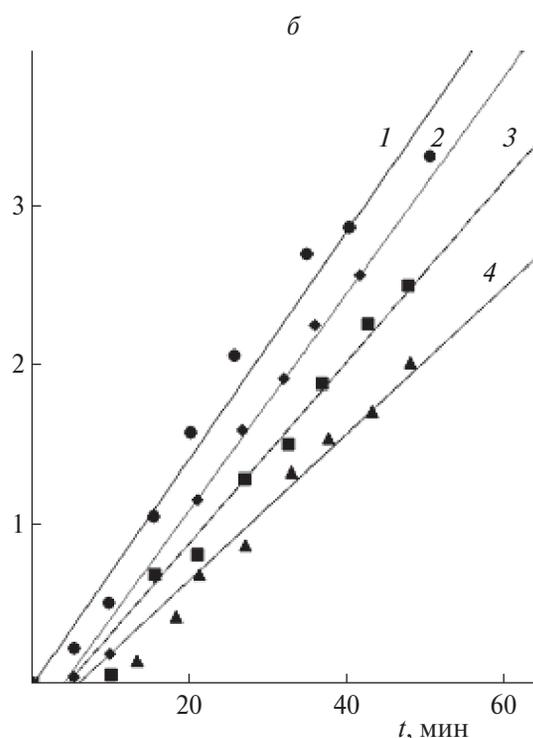


Рис. 6. а – Зависимость G для магнетита от времени t в 1.67 М фосфорной кислоты (313 К) при добавлении ионов железа(II) различной молярной концентрации: 1 – $2.24 \cdot 10^{-2}$ М, 2 – $4.48 \cdot 10^{-3}$, 3 – $4.48 \cdot 10^{-4}$, 4 – $1.43 \cdot 10^{-4}$, 5 – $7.16 \cdot 10^{-5}$, 6 – $1.43 \cdot 10^{-5}$, 7 – $1.43 \cdot 10^{-6}$, 8 – 0. б – Та же зависимость при добавлении ионов железа(III) различной концентрации: 1 – 0 М, 2 – $8.95 \cdot 10^{-6}$ М, 3 – $1.79 \cdot 10^{-5}$ М, 4 – $4.48 \cdot 10^{-5}$ М.

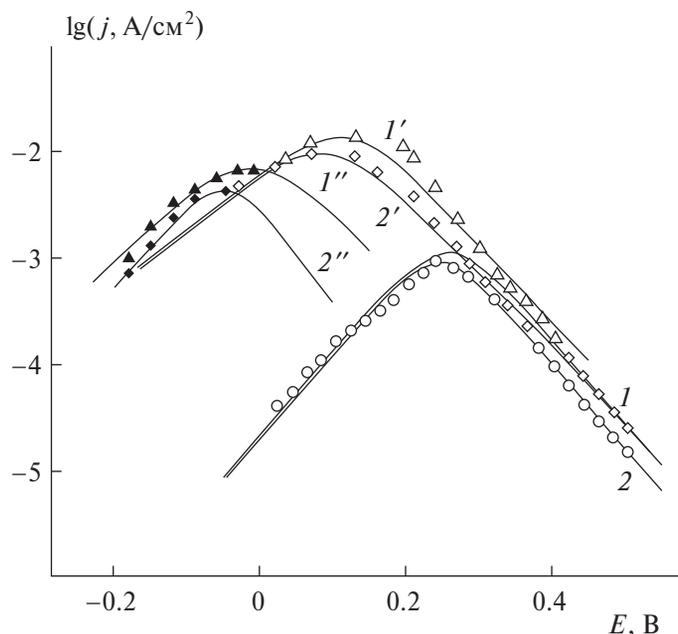


Рис. 7. Поляризационные кривые $E-\lg j$ для магнетитового электрода в растворах ортофосфорной ($1'$, $1''$; $2'$, $2''$) и серной (1 , 2) кислот при рН 0.39 (1 , $1'$, $1''$) и 0.63 (2 , $2'$, $2''$); $1'$, $1''$ – первый и $2'$, $2''$ – второй максимумы; линии – графическое изображение уравнения теории ионно-протонного обмена, точки – экспериментальные данные.

Таблица 1. Значения потенциала магнетитового электрода (E) в смесях кислот

Нормальные концентрации H_2SO_4 и H_3PO_4 в смеси	E , В
0.1 и 0	0.483
0.1 и 0.15	0.473
0.1 и 0.3	0.464
0.075 и 0.75	0.453

магнетита, причину которого мы связываем с появлением в растворе ионов Fe(II) и адсорбцией H^+ с последующей их диффузией в твердую фазу оксида. Во-вторых, наблюдается большая величина плотности тока в H_3PO_4 по сравнению с H_2SO_4 , что можно объяснить влиянием комплексобразующих свойств ортофосфорной кислоты и ее анионов с ионами железа(III) на потенциал на границе оксид/раствор электролита и сдвигом его в отрицательную сторону, что указывает на увеличение восстановительной способности Fe(II) . Результаты измерений согласуются с исследованиями, проведенными в работах [10–15].

Приведенные данные доказывают, что потенциал на границе оксид/раствор электролита ин-

тенсифицирует процесс растворения оксида. При интерпретации экспериментальных данных по влиянию потенциала (E), природы аниона кислоты (A^-) и рН на скорость катодного восстановления магнетита необходимо использовать уравнение теории ионно-протонного обмена, в котором зависимость тока растворения (1) от потенциала выражается следующим образом [5, 15–18]:

$$j_1 = 2j_{max} \left[\exp\left(\frac{\alpha_2 z F}{RT} \eta\right) + \exp\left(-\frac{\alpha_1 z F}{RT} \eta\right) \right]^{-1},$$

где

$$j_{max} = k_1 [\text{H}_s^+] \exp\left(\frac{\alpha_1 z F}{RT} E_{max}\right),$$

$$\eta = E_{max} - E,$$

α – коэффициент переноса, $z = 1$.

Таким образом, роль кислоты в процессе растворения магнетита сводится не только к участию A^- и H^+ кислоты, но и к влиянию A^- на величину потенциала на границе оксид/раствор [5, 15].

Также эмпирические результаты по зависимости потенциала магнетитового электрода в сме-

Таблица 2. Константы скорости окисления кислородом ионов железа(II) в различных кислотах

Электролит	HClO_4	H_2SO_4	HCl	H_3PO_4	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
$-\lg K$	7.97	5.68	5.13	3.10	0.71

сях электролитов (H_2SO_4 и H_3PO_4) от природы кислоты подтверждают, что существует корреляция между кинетическими и потенциометрическими зависимостями. Выявлено, что уменьшение величины потенциала приводит к возрастанию скорости растворения оксидных фаз железа (табл. 1 и рис. 1–6). Доказательством усиления восстановительной способности Fe(II) в присутствии H_3PO_4 является сравнение констант скорости реакции окисления Fe(II) кислородом в различных средах [19], представленное ниже в табл. 2.

Результаты работы позволяют оптимизировать условия растворения минерального сырья с целью его переработки и использования в химических и биологических направлениях применения [20–23].

4. ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Таким образом, с помощью кинетических и электрохимических методов было выявлено, что процесс растворения магнетита в ортофосфорной и серной кислотах по данным независимых методов согласуется как в качественном, так и в количественном плане. Плотность тока (скорость реакции) растворения Fe_3O_4 имеет тенденцию к возрастанию с увеличением констант стабильности комплексов Fe(III) с анионами исследованных кислот.

Эффект действия ионов железа(II), ортофосфорной кислоты и ее анионов на кинетические процессы растворения и высокие значения скорости растворения в ортофосфорной кислоте связан с понижением потенциала на границе оксидная фаза железа/раствор и “восстановлением” ее поверхности. В результате этого прочность связи поверхностных комплексов уменьшается, что и стимулирует процесс растворения оксидов железа.

Работа выполнена в рамках проекта “Исследование проблем утилизации отходов природного происхождения в целях практического использования полученных продуктов” № 122122600056-9.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ларионов В.С. Дис. ... канд. тех. наук. М.: Моск. гос. вечер. металлург. ин-т, 2001.
2. Черный С.А. Дис. ... канд. эконом. наук. М.: МГУ, 2009.
3. Карпова С.Г., Ольхов А.А., Кривандин А.В. и др. // Высокомолекуляр. соединения. А. 2019. Т. 61. № 1. С. 67. <https://doi.org/10.1134/S2308112019010164>
4. Лобанов А.В., Голубева Е.Н., Зубанова Е.М. и др. // Химия высоких энергий. 2009. Т. 43. № 5. С. 438. <https://doi.org/10.1134/S0018143909050099>
5. Горичев И.Г., Кутепов А.М., Горичев А.И. и др. Кинетика и механизм растворения оксидов и гидроксидов железа в кислых средах. М.: РУДН, 1999.
6. Горичев И.Г., Михальченко И.С. // Защита металлов. 1989. Т. 25. № 4. С. 577.
7. Марченко З. Фотометрическое определение элементов. М.: Мир, 2007.
8. Дельмон Б. Кинетика гетерогенных реакций. М.: Мир, 1972.
9. Розовский А.Я. Гетерогенные химические реакции. М.: Наука, 1980.
10. Иванова О.В., Хоришко Б.А., Кизим Н.Ф. и др. // Успехи в химии и хим. технологии. 2016. Т. 30. № 3 (172). С. 49.
11. Kuzin A.V., Gorichev I.G., Shelontsev V.A. et al. // Moscow University Chem. Bulletin. 2021. V. 76. № 6. С. 398. <https://doi.org/10.3103/S0027131421060055>
12. Avdeev Ya.G., Andreeva T.E., Panova A.V. et al. // Intern. J. Corrosion Scale Inhibition. 2020. Т. 9. № 2. С. 538. <https://doi.org/10.17675/2305-6894-2020-9-2-9>
13. Panova A.V., Avdeev Ya.G., Andreeva T.E. et al. // Prot. Metals Phys. Chem. Surf. 2021. Т. 57. № 7. С. 1289. <https://doi.org/10.1134/S2070205121070133>
14. Авдеев Я.Г., Андреева Т.Э. // Успехи в химии и хим. технологии. 2018. Т. 32. № 13 (209). С. 63.
15. Кузин А.В., Горичев И.Г., Батраков В.В. и др. // Металлы. 2014. № 1. С. 40. <https://doi.org/10.1134/S003602951401008X>
16. Луковцев П.Д. Дис. ... д-ра. хим. наук. М.: ИФХ АН СССР, 1952.
17. Луковцев П.Д. // Электрохимия. 1968. Т. 4. № 4. С. 379.
18. Fedorockova A., Raschman P. // Chem. Listy. 2006. V. 100. P. 337.
19. Денисов Е.Т. Константы скорости гомолитических жидкофазных реакций. М.: Наука, 1971.
20. Алымов М.И., Сеплярский Б.С., Вадченко С.Г. и др. // Хим. физика. 2021. Т. 40. № 4. С. 85. <https://doi.org/10.31857/S0207401X21040026>
21. Юрьев Б.П., Дудко В.А. // Хим. физика. 2022. Т. 41. № 1. С. 17. <https://doi.org/10.31857/S0207401X22010174>
22. Громов В.Ф., Иким М.И., Герасимов Г.Н. и др. // Хим. физика. 2022. Т. 41. № 1. С. 66. <https://doi.org/10.31857/S0207401X22010058>
23. Юрьев Б.П., Дудко В.А. // Хим. физика. 2023. Т. 42. № 2. С. 28. <https://doi.org/10.31857/S0207401X23020164>

PROCESS OF MAGNETITE DISSOLUTION IN ORTHOPHOSPHORIC AND SULFURIC ACID SOLUTIONS ACCORDING TO KINETIC AND ELECTROCHEMICAL METHODS

A. V. Kuzin^{1,3*}, A. V. Lobanov¹, V. A. Shelonzev², E. A. Eliseeva³, A. S. Samadov⁴

¹Moscow Pedagogical State University, Moscow, Russia

²Omsk Humanitarian Academy, Omsk, Russia

³Bauman Moscow State Technical University, Moscow, Russia

⁴Tajik National University, Dushanbe, Republic of Tajikistan

*E-mail: av.kuzin@mpgu.su

The kinetics of dissolution and the electrochemical features of the behavior of magnetite (at cathodic polarization) in solutions of sulfuric and orthophosphoric acids have been studied. Two independent experimental methods established that the rate and current of dissolution in H_3PO_4 are higher than in H_2SO_4 . This pattern is explained on the basis of the stronger complexing properties of various kinds of phosphate anions in comparison with sulfate anions in solution with iron(III) ions. In the range of studied concentrations of orthophosphoric and sulfuric acids, Fe(II) and Fe(III) ions, the orders of magnitude for orthophosphoric and sulfuric acids are 1.3 ± 0.1 ; for iron(II) ions – 0.25 ± 0.1 , for iron(III) ions – -0.25 ± 0.1

Keywords: magnetite, orthophosphoric acid, sulfuric acid, dissolution kinetics, voltammetric curves.

REFERENCES

1. Larionov V.S. Dis. ... candidate of technical sciences. M.: Mosk. State Evening. Metallurgist. In-t, 2001.
2. Cherny S.A. Dis. ... candidate of economic sciences. M.: Mosk. State Un-t, 2009.
3. Karpova S.G., Ol'khov A.A., Krivandin A.V. et al. // Polymer Sci. Ser. A. 2019. V. 61. P. 70. <https://doi.org/10.1134/S0965545X19010140>
4. Lobanov A.V., Golubeva E.N., Zubanova E.M. et al. // High Energy Chem. V. 43. P. 384. <https://doi.org/10.1134/S0018143909050099>
5. Gorichev I.G., Kutepov A.M., Gorichev A.I. et al. // Kinetics and mechanism of dissolution of iron oxides and hydroxides in acidic environments. M.: RUDN, 1999 [in Russian].
6. Gorichev I.G., Mikha'ichenko I.S. // Protect. of metals. 1989. V. 25. № 4. P. 451.
7. Marchenko Z. Photometric determination of elements. Chichester: Horwood, 1976.
8. Delmon B. Introduction à la cinétique hétérogène. Paris: Éditions Technip, 1970.
9. Rozovsky A.Ya. Heterogeneous chemical reactions. M.: Nauka, 1980. [in Russian].
10. Ivanova O.V., Khorishko B.A., Kizim N.F. et al. // Advances in Chem. and Chem. Technol. 2016. V. 30. № 3 (172). P. 49.
11. Kuzin A.V., Gorichev I.G., Shelontsev V.A. et al. // Moscow University Chem. Bulletin. 2021. V. 76. № 6. C. 398. <https://doi.org/10.3103/S0027131421060055>
12. Avdeev Ya.G., Andreeva T.E., Panova A.V. et al. // Intern. J. Corrosion Scale Inhibition. 2020. T. 9. № 2. C. 538. <https://doi.org/10.17675/2305-6894-2020-9-2-9>
13. Panova A.V., Avdeev Ya.G., Andreeva T.E. et al. // Prot. Metals Phys. Chem. Surf. 2021. T. 57. № 7. C. 1289. <https://doi.org/10.1134/S2070205121070133>
14. Avdeev Ya.G., Andreeva T.E. et al. // Advances in Chem. and Chem. Technology. 2018. V. 32. № 13 (209). P. 63.
15. Kuzin A.V., Gorichev I.G., Batrakov V.V. et al. // Russ. Metal. (Metally). 2014. V. 2014. № 1. P. 33. <https://doi.org/10.1134/S003602951401008X>
16. Lukovtsev P.D. Dis. ... Doctors of Chem. Sci. M.: The Institute of Physical Chem. and Electrochem. of the USSR, 1952.
17. Lukovtsev P.D. // Soviet Electrochem. 1968. V. 4. № 4. 337.
18. Fedorockova A., Raschman P. // Chemicke Listy. 2006. V. 100. P. 337.
19. Denisov E.T. Rate constants of homolytic liquid-phase reactions. M.: Nauka, 1971 [in Russian].
20. Alymov M.I., Seplyarskii B.S., Vadchenko S.G. et al. // Russ. J. Phys. Chem. B. 2021. V. 15. P. 352. <https://doi.org/10.1134/S1990793121020135>
21. Yuriev B.P., Dudko V.A. // Russ. J. Phys. Chem. B. 2022. V. 16. P. 31. <https://doi.org/10.1134/S1990793122010171>
22. Gromov V.F., Ikim M.I., Gerasimov G.N. et al. // Russ. J. Phys. Chem. B. 2022. V. 16. P. 138. <https://doi.org/10.1134/S1990793122010055>
23. Yuriev B.P., Dudko V.A. // Russ. J. Phys. Chem. B. 2023. V. 17. P. 60. <https://doi.org/10.1134/S199079312301030X>