

УДК 541.18

МОДЕЛИРОВАНИЕ ПРОЦЕССОВ РАСТВОРЕНИЯ ОКСИДА ХРОМА(III) И ОКСИДА МЕДИ В КИСЛЫХ СРЕДАХ

О.Н. Плахотная¹, И.В. Скворцова², А.А. Жукова¹, Е.А. Елисеева³,
И.Г. Горичев⁴, А.Н. Кузьменко¹, И.И. Краснюк (мл.)¹, С.Р. Нарышкин¹,
Е.В. Мазяркин¹

(¹Первый московский государственный медицинский университет им. И.М. Сеченова; ² Омский государственный педагогический университет; ³ МГТУ им. Н.Э. Баумана; ⁴Московский педагогический государственный университет; e-mail: kuzmenko.mma@mail.ru)

На основе экспериментальных исследований растворения Cr_2O_3 и CuO в кислых средах, а также изучения влияния кислот, pH и концентрации анионов на скорость растворения оксидов установлена природа лимитирующей стадии, состоящая в образовании поверхностных соединений (в зависимости от кислотности среды) вида: MeOH_s^{x+} , MeHSO_{4s}^{x+} и их последующего перехода в раствор электролита. Проведен сравнительный анализ растворения оксидов двух *d*-металлов.

Ключевые слова: оксид хрома(III), оксид меди, гетерогенная кинетика, кислотно-основные равновесия.

Оксиды многих *d*-элементов могут быть использованы как катализаторы, а также как добавки для улучшения коррозионной устойчивости нержавеющей стали. Оксид хрома, и оксид меди не являются исключением. Частицы CuO размером 10^{-9} м могут быть использованы в сельском хозяйстве в качестве удобрений или пестицидов. Для моделирования процессов растворения оксидов хрома(III) и меди в кислотах следует провести их анализ с позиций гетерогенной кинетики, выяснить условия существования кинетической области, где скорость отвода (подвода) продуктов растворения практически не влияет на кинетику процесса, и установить факторы, влияющие на кинетику взаимодействия оксидов с электролитами. В связи с этим возникла необходимость установить природу лимитирующей стадии, провести моделирование кинетики растворения, дать схему процесса растворения Cr_2O_3 и CuO в кислотах, а на основании полученных данных вывести математические уравнения, описывающие зависимость скорости растворения оксидов от различных параметров.

Методы и материалы исследования

Для изучения кинетики растворения использовали фракции порошкообразных оксидов хрома(III) и меди с размером частиц 10^{-5} – 10^{-4} м. Состав и структуру образцов проверяли методами рентгенофазового анализа (дифрактометр «HZG4/2», Cu - α -излучение) и термогравиметрии (дериватограф

«PH Q-1500D»). Удельную поверхность определяли методом Брунауэра–Эммета–Теллера (БЭТ) на адсорбционном приборе «Sorpti-1750» по адсорбции стандартного газа (азота) при 77,4 К. Поверхность, определенная методом БЭТ, составляла 5 и 100 ± 10 м²/г для α - Cr_2O_3 и CuO соответственно.

Навеску массой 500 мг вводили в реакционный сосуд, содержащий 1 л водного раствора серной, азотной, соляной, хлорной или фосфорной кислот известной концентрации и pH. Опыты проводили в термостатированном реакторе при температуре от 298 до 343 К. Для нахождения порядка скорости растворения по ионам водорода кинетические кривые процесса растворения изучали при разных значениях pH, а также постоянных значениях концентрации анионов и температуры. Регулирование pH сернокислотных растворов осуществляли прибавлением к раствору H_2SO_4 . Определение концентрации ионов хрома(III) осуществляли по методикам, основанным на применении дифенилкарбазидного метода. Концентрацию меди определяли спектрофотометрически с помощью формальдоксима [1–3]. Пробы объемом 1–5 мл периодически отбирали с помощью стеклянного шоттовского фильтра № 4, создавая вакуум в пробирке, предназначенной для собирания фильтрата. Долю растворенного оксида определяли как отношение концентрации ионов металла (оптической плотности раствора D) в момент отбора пробы (C_t) к концентрации ионов металла при полном растворении оксида (C_∞).

Обсуждение результатов

Изучение влияния концентрации кислот на кинетику растворения Cr_2O_3 и CuO . Полученные экспериментальные данные по влиянию концентрации кислоты на кинетику растворения оксида хрома(III) и меди представлены на рис. 1, 2. (точки – экспериментальные данные, линии – графическое решение уравнения цепного механизма).

Анализ данных, представленных на рис. 1, 2, показывает, что с повышением концентрации кислоты доля растворенного оксида увеличивается. В начальный момент времени наблюдается ускорение процесса растворения оксидов, что

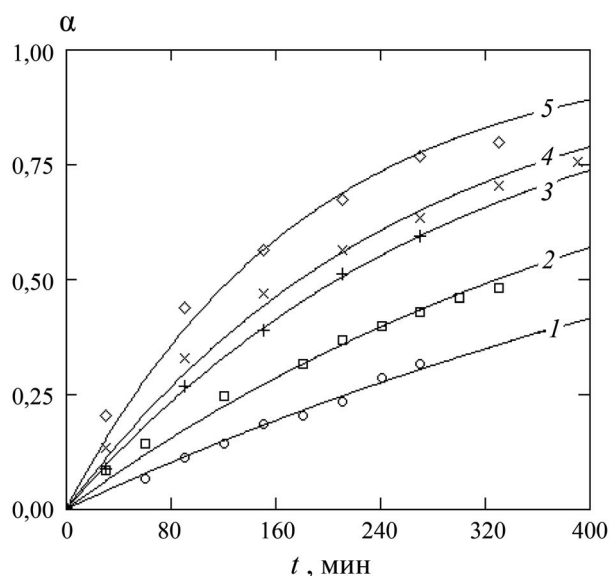


Рис. 1. Зависимость доли растворенного Cr_2O_3 от времени ($T = 333 \text{ K}$; $\text{pH} = 2$) при различных концентрациях серной кислоты (моль/л): 1 – 0,10; 2 – 0,40; 3 – 0,50; 4 – 1,00; 5 – 2,00

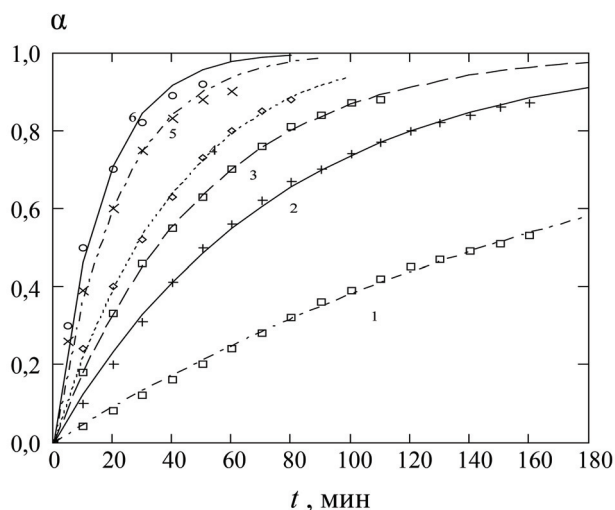


Рис. 2. Зависимость доли растворенного CuO от времени ($T = 293 \text{ K}$; $\text{pH} = 2,05$) при различных концентрациях серной кислоты (моль/л): 1 – 0,25; 2 – 0,5; 3 – 1,0; 4 – 2,5; 5 – 5,0; 6 – 7,5

связано с растравливанием поверхности [4]. В конечный момент времени отмечено неполное растворение оксида, что, вероятно, связано с установлением равновесия в системе оксид – вода – анион кислоты. Аналогичные результаты получены для оксида хрома(III) в растворах азотной, фосфорной и щавелевой кислот, а для оксида меди – в растворах соляной и хлорной кислот. Кинетические кривые растворения оксида хрома(III) и оксида меди в исследуемых кислотах имеют σ -образный характер. Природа кислоты существенно влияет на скорость растворения. При сопоставимых условиях эксперимента для неорганических кислот скорость растворения оксида меди растет в следующем ряду [5]:



Для оксида хрома(III) экспериментальные кинетические данные при растворении в HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ представлены на рис. 3.

При сопоставимых условиях эксперимента скорость растворения для кислот растет в следующем ряду [6]:



Замедленность скорости растворения в азотной кислоте можно объяснить тем, что она пассивирует поверхность оксида хрома(III).

Изучение влияния pH на кинетику растворения Cr_2O_3 и CuO . На рис. 4, 5 приведены экспериментальные данные растворения Cr_2O_3 и CuO при разных значениях pH (точки – эксперимент, линии – графическое решение уравнения цепного механизма). Как следует из данных, представленных на рис. 4, 5, при повышении концентрации ионов водорода наблюдается увеличение скорости растворения оксида хрома(III) и оксида меди. Анализ данных показал, что для оксида меди уменьшение концентрации ионов водорода до $\sim \text{pH} 8,5$ приводит к замедлению растворения, при этом наблюдается изменение порядка скорости растворения по ионам водорода от 0,5 ($0 < \text{pH} < 2$) до 1,0 ($\text{pH} > 3$).

Изучение влияния температуры раствора на кинетику растворения Cr_2O_3 и CuO . Влияние температуры на кинетику растворения оксидов представлено на рис. 6, 7. Показано что с ростом температуры (от 293 до 343 K) доля растворенного оксида увеличивается. Величина кажущейся энергии активации растворения оксида меди(II) в кислых средах равна 50–80 кДж/моль, а для оксида хрома(III) этот показатель составляет 40–60 кДж/моль. Такая величина энергии активации позволяет судить о том, что процесс

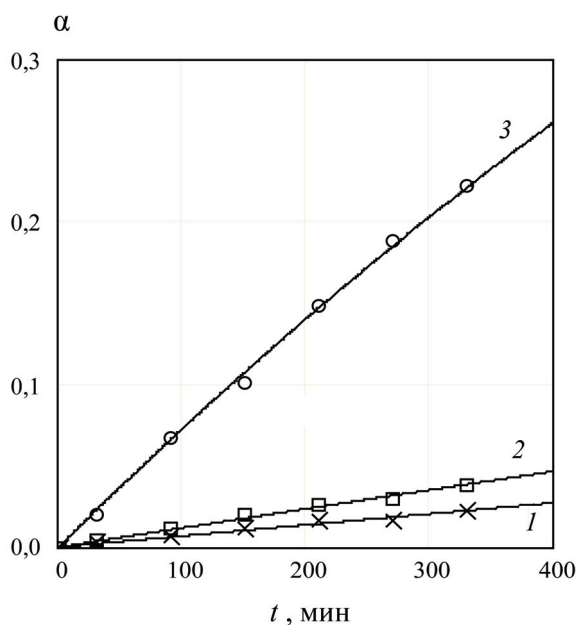


Рис. 3. Зависимость доли растворенного оксида хрома(III) от времени ($T = 333 \text{ K}$) в различных кислотах ($C_k = 1 \text{ моль/л}$): 1 – H_3PO_4 , 2 – HNO_3 , 3 – H_2SO_4

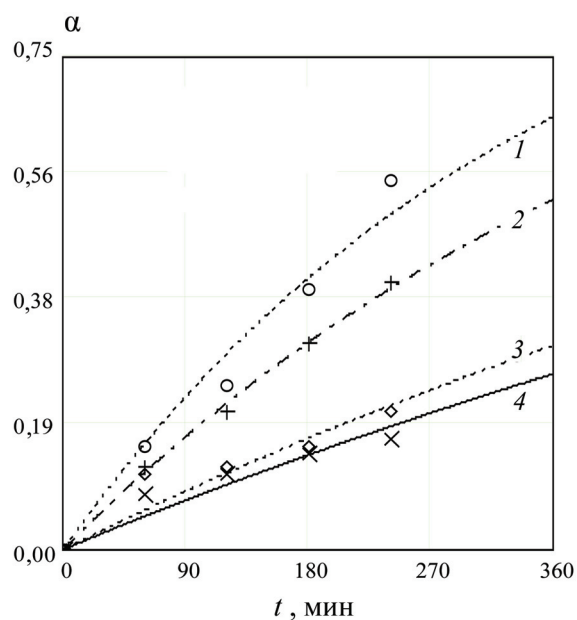


Рис. 4. Зависимость доли растворенного оксида хрома от времени при растворении в H_2SO_4 при разных значениях pH: 1 – (-0,12); 2 – 0,125; 3 – 0,72; 4 – 1,35 ($T = 333 \text{ K}$; $C_k = 0,1 \text{ моль/л}$)

лимитируется кинетическими процессами (вероятно, разрывом связи Cu-O-Cu и Cr-O-Cr), а не процессами диффузии (в растворе, и твердой фазе), как часто считают.

Анализ кинетических данных с использованием представлений формальной гетерогенной кинетики [7–15]. Как видно из рис. 1–7, кинетические кривые имеют σ -образный вид, что указывает на большое число активных центров растворения. В целях определения удельной скорости растворения (W_i), эффективной энергии активации (E_a) и порядков скорости реакции по различным ионам (n_i) проводили анализ кинетических кривых методом аффинных преобразований. Полученная инвариантность кривых $\alpha - \tau/\tau_{0,5}$ по отношению к типу оксида, значениям pH и температуры, а также составу раствора указывает на единый механизм процесса растворения, не зависящий от исследуемых параметров, т.е. последовательность стадий растворения не изменяется.

Сущность предлагаемой нами теории растворения оксидов хрома и меди в водных растворах, основанная на использовании модели кислотно-основных равновесий, заключается в следующем: в кислых растворах на поверхности оксидов в основном находятся частицы $-\text{M}-\text{OH}_{2\text{Ств.}}^+$ и $-\text{M}-\text{OH}_2^+\dots \text{A}_{\text{Ств.}}^-$, которые можно рассматривать как промежуточные соединения процесса растворения. Центры растворения об-

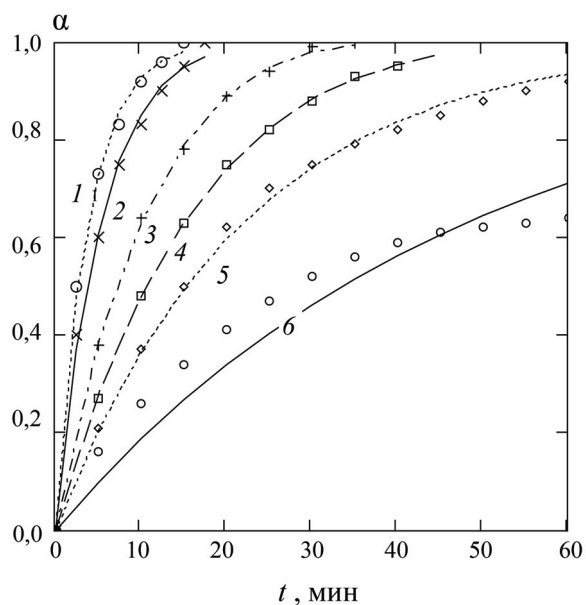


Рис. 5. Зависимость доли растворенного оксида меди от времени при растворении в H_2SO_4 при разных значениях pH: 1 – (-0,40); 2 – 0,08; 3 – 0,70; 4 – 0,95; 5 – 1,16; 6 – 1,47 ($T = 333 \text{ K}$; $C_k = 0,1 \text{ моль/л}$)

ладают кислотно-основными свойствами. В зависимости от координации атомами кислорода ионов металла различают типы связи присоединения ионов H^+ из раствора по связям M-O-M , MOH^+ и др. Эти эффекты связаны с разной электроотрицательностью ионов кислорода на поверхности оксидной фазы.

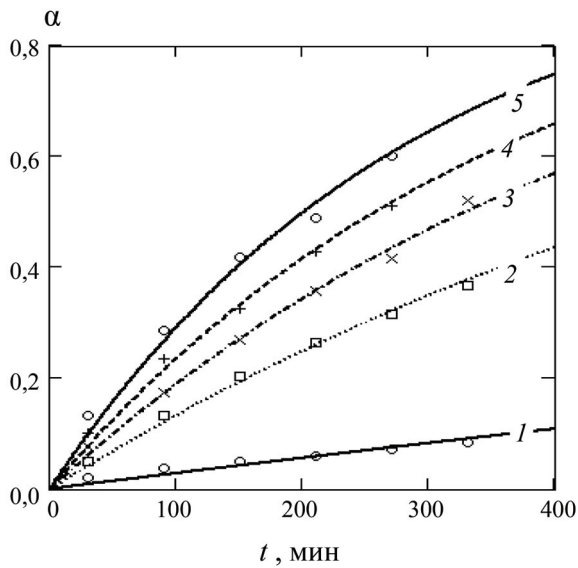


Рис. 6. Зависимость доли растворенного Cr_2O_3 от времени в 0,1 моль/л H_2SO_4 при разных значениях температуры (К): 1 – 298; 2 – 313; 3 – 323; 4 – 333; 5 – 343

Присоединение протона вызывает разрыв мостиковой связи $-\text{M}-\text{O}-\text{M}-$, что приводит к возникновению не только брэнстедовых, но и льюисовых центров (типа $-\text{M}^+$). За счет этого происходит диссоциативная адсорбция молекул воды и возникновение двойного электрического слоя. В идеальном случае возникают быстрые динамические равновесия, которые по скорости протекают на 2–3 порядка более интенсивно, чем процесс растворения. Чтобы ответить на вопрос, является ли процесс растворения электрохимическим или химическим, рассмотрим количественно модель, основанную только на химических представлениях.

Процесс химического растворения оксидов можно представить схемой 1.

Лимитирующей стадией в этом процессе служит переход промежуточного комплекса с поверхности твердой фазы в раствор с константой скорости k_2 :

$$W_i = k_2 \theta, \quad (1)$$

где θ_1 – степень покрытия поверхности оксида комплексами типа $-\text{M}-\text{OH}_2^+ \dots \text{A}_s^-$.

Путем совместного решения уравнений (3)–(5) с использованием метода кинетического анализа,

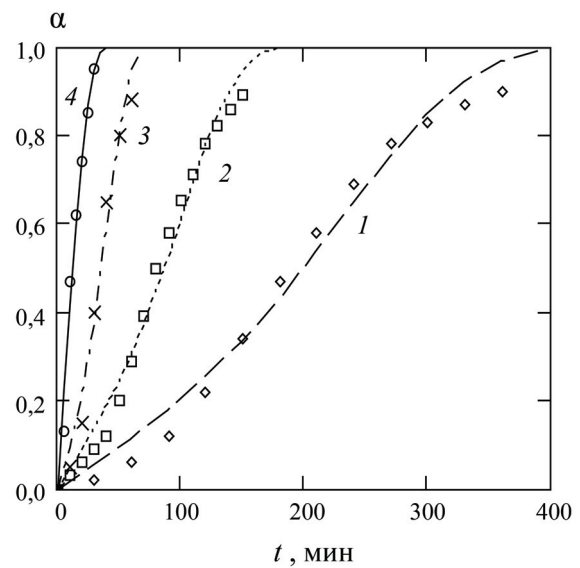


Рис. 7. Зависимость доли растворенного CuO от времени при растворении в 0,1 моль/л H_2SO_4 при разных значениях температуры (К): 1 – 293; 2 – 303; 3 – 313; 4 – 333; 5 – 323

основанного на применении методов стационарного приближения и детального анализа равновесия к стадиям, предшествующим лимитирующей, найдем, что:

$$d\theta_0/dt = k_1[\text{H}^+][\text{A}^-]\theta_0 + k_{-1}\theta_1 \approx 0; \quad (3)$$

$$d\theta_1/dt = k_1[\text{H}^+][\text{A}^-]\theta_0 - (k_{-1} + k_2)\theta_1 \approx 0; \quad (4)$$

$$\theta = \theta_1 + \theta_0, \quad (5)$$

где θ_0 и θ_1 – степень покрытия поверхности оксида частицами $-\text{M}-\text{OH}_s^0$ и $-\text{M}-\text{OH}_2^+ \dots \text{A}_s^-$ соответственно.

Были рассчитаны значения θ_1 и W_i . Окончательное выражение для θ_1 и W_i имеют следующий вид:

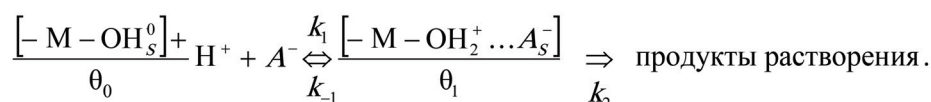
$$\theta_1 = \theta_0[\text{H}^+][\text{A}^-] \frac{k_1}{k_{-1} + k_2} = \theta \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{H}^+][\text{A}^-] + K_{a1}}, \quad (6)$$

где: $K_{a1} = (k_{-1} + k_2)/k_1$;

$$W_i = W_{\text{макс}}^0 \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{K_{a1} + [\text{H}^+][\text{A}^-]}, \quad (7)$$

где $W_{\text{макс}}^0 = k_2\theta$.

С х е м а 1



Для анализа экспериментальных результатов по кинетике растворения оксидов лучше использовать преобразованное уравнение:

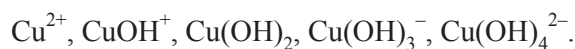
$$\frac{1}{W_i} = \frac{1}{W_{\max}^0} + \frac{K_\alpha}{W_{\max}^0} \cdot \frac{1}{[H^+][A^-]}, \quad (8)$$

Коэффициент W_{\max}^0 соответствует максимальной скорости растворения оксида, а величина K_α – обратной константе равновесия $K_{\alpha 3}$.

Рассмотрим применимость найденных уравнений на примере влияния серной кислоты на скорость растворения оксида хрома(III) (рис. 8). Кислотно-основная модель позволяет описать кинетические данные растворения оксидов хрома в серной и других кислотах. Моделирование с помощью метода Хоугена–Ватсона позволило провести расчеты зависимости скорости растворения от pH и концентрации раствора [7–12, 16–17, 19–24]. Согласно существующим представлениям, процесс растворения происходит на центрах оксидов, которые адсорбировали протоны или ионные пары $H^+ \dots A^-$ или $OH^- \dots K^+$, возникающие в результате установления кислотно-основных равновесий на границе оксид / электролит.

По данным инфракрасной спектроскопии, на поверхности оксида хрома(III), предварительно выдержанного в растворах электролитов (при разных значениях pH), могут находиться частицы, определяющие скорость растворения [6]: Cr^{3+} , $CrOH^{2+}$, $Cr(OH)_2^+$, $Cr(OH)_3^0$, $Cr(OH)_4^-$. Для оксида меди, согласно данным инфракрасной

спектроскопии, на поверхности оксида меди(II) установлено наличие ионов меди и гидроксокомплексов следующего состава [13, 18]:



При моделировании механизма растворения оксида меди предполагалось, что один из вышеуказанных ионов меди(II), будучи активным центром растворения, может переходить в раствор. Для этого рассчитывалось распределение гидроксоионов меди и хрома в растворе при разных значениях pH. Для расчета использовали систему уравнений материального баланса по базовым компонентам реакции гидролиза (ионы водорода и меди или ионы водорода и хрома), а также системы уравнений ступенчатого гидролиза. Найдено относительное распределение гидролизных ионов от pH [25]. Результаты вычисления представлены на рис. 9, 10.

Из рис. 9 видно, что ион хрома (III) подвержен гидролизу и все основные формы лежат в пределах pH 3–10.

Из анализа расчета можно выявить, какие частицы могут находиться на поверхности растворяющегося оксида. Приведем пример расчета на основе оксида меди. Для количественного описания кинетических закономерностей необходимо знать их поверхностную концентрацию, которая выражается через объемную. Полагая, что поверхностная концентрация вышеуказанных ионов связана с объемной изотермой Ленгмюра, мы провели расчет зависимости скорости растворения оксида от концентрации адсорбированных ионов (в том числе ионов водорода). В этом случае скорость растворения с учетом поверхностной концентрации частиц $Cu(OH)_n^{2-n}$ будет выражаться уравнением:

$$W = W_1^0 \cdot \Gamma(H^+) \cdot \Gamma(Cu(OH)_n^{2-n}). \quad (9)$$

Зависимость скорости растворения (W) от объемной концентрации поверхностно-активных частиц можно получить, выразив поверхностную концентрацию ионов водорода и гидроксоионов меди(II) или хрома(III) через объемные концентрации с помощью уравнения Ленгмюра [10].

В зависимости от поверхностно-активного иона используют следующие выражения:

ионы Cu^{2+}

$$W = W_{\max} \left(\frac{[H^+]}{[H^+] + K_1} \right) \left(\frac{\alpha_0}{\alpha_0 + K_2} \right) \cdot [Cu_{\text{общ}}^{2+}], \quad (10)$$

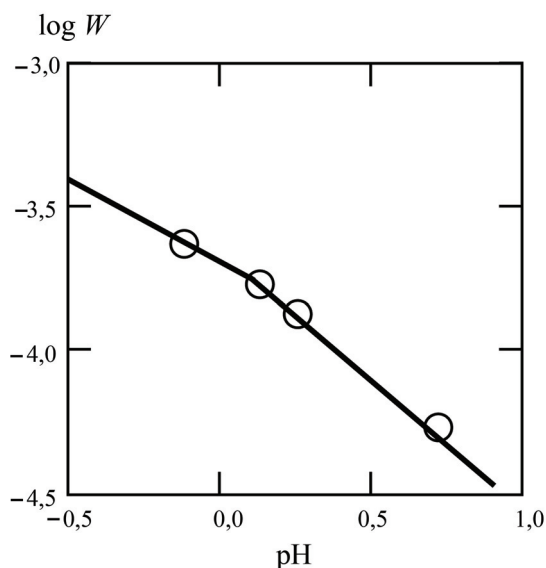


Рис. 8. Зависимость логарифма скорости растворения оксида хрома(III) от pH ($T = 333$ К, $[SO_4^{2-}] = 0,135$ моль/л)

ионы CuOH^+

$$W = W_{\text{макс}} \left(\frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+] + K_1} \right) \left(\frac{\alpha_1}{\alpha_1 + K_2} \right) \cdot [\text{Cu}_{\text{общ.}}^{2+}], \quad (11)$$

ионы CuOH^+ и ионы Cu^{2+}

$$W = W_{\text{макс}} \left(\frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+] + K_1} \right) \left(\frac{\alpha_0 + \alpha_1}{\alpha_0 + \alpha_1 + K_3} \right) \cdot [\text{Cu}_{\text{общ.}}^{2+}], \quad (12)$$

где K_1, K_2, K_3 – адсорбционные постоянные, равные обратной величине константы адсорбции в изотерме; α_0, α_1 – относительная доля ионов Cu^{2+} и CuOH^+ соответственно.

Результаты моделирования уравнений 10–12, представленные на рис. 11, показали, что на поверхности оксида меди наиболее вероятной частицей, представляющей собой поверхностное промежуточное соединение и переходящей в раствор электролита, является CuOH^+ .

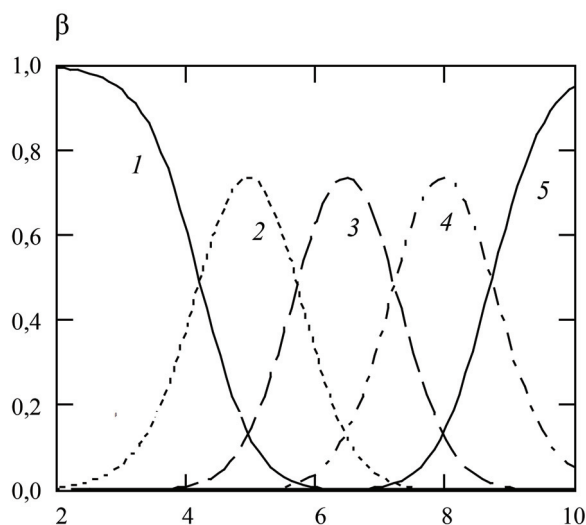


Рис. 9. Распределение гидроксо-комплексов хрома(III) при разных значениях pH: 1 – Cr^{3+} ; 2 – CrOH^{2+} ; 3 – $\text{Cr}(\text{OH})_2^+$; 4 – $\text{Cr}(\text{OH})_3$; 5 – $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$

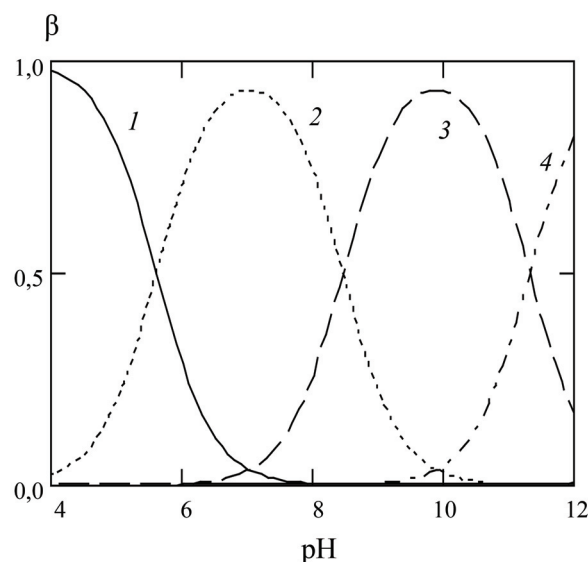


Рис. 10. Распределение гидроксоионов меди в растворах при разных значениях pH: 1 – Cu^{2+} ; 2 – $\text{Cu}(\text{OH})^+$; 3 – $\text{Cu}(\text{OH})_2^0$; 4 – $\text{Cu}(\text{OH})_3^-$

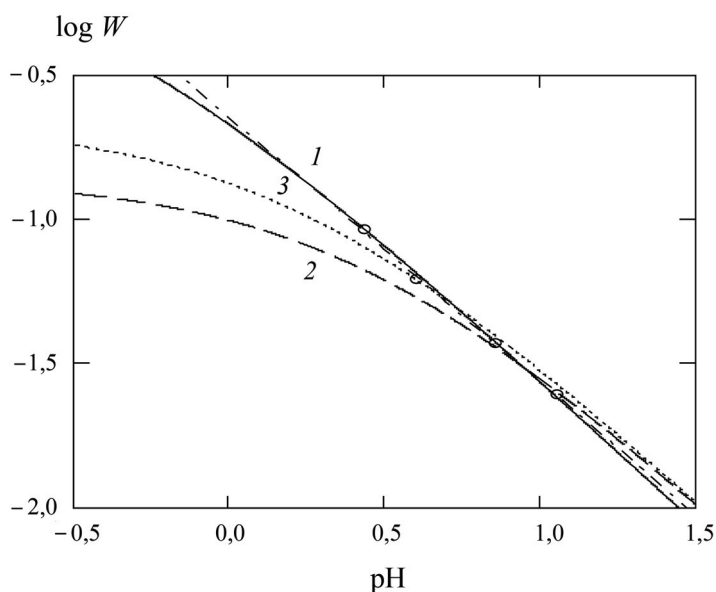
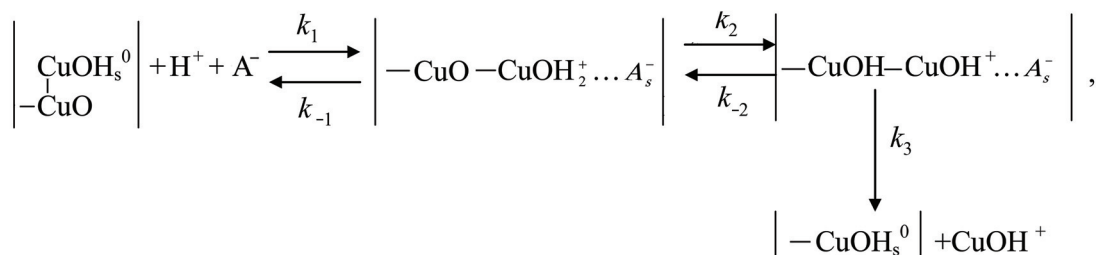


Рис. 11. Модельная зависимость логарифма скорости растворения оксида меди(II) от pH раствора серной кислоты при условии, что в раствор переходят частицы: 1 – CuOH^+ ; 2 – Cu^{2+} ; 3 – $\text{Cu}^{2+} + \text{CuOH}^+$ (точки – эксперимент)

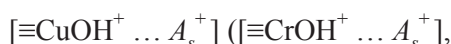
С х е м а 2



При проведении моделирования для оксида хрома(III) с использованием аналогичных уравнений было получено, что уравнение

$$W_2 = W_2^0 \left(\frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+] + K_1} \right) \left(\frac{[\text{CrOH}^{2+}]}{[\text{CrOH}^{2+}] + K_2} \right) \quad (13)$$

наилучшим образом согласуется с экспериментальными данными. В этом случае скорость растворения оксида определяется переходом поверхностно-активной частицы CrOH^{2+} в раствор. Расчеты показали, что в случае низкой концентрации ионов водорода поверхностно-активной частицей, определяющей скорость растворения, является ион CrOH^{2+} . С ростом концентрации серной кислоты поверхностно-активной частицей, определяющей скорость растворения, становится ион CrHSO_4^{2+} . В этом случае уравнение процесса растворения, протекающего на границе гидратированный оксид меди(II)/электролит, в кислой области можно описать реакцией (схема 2) (для оксида хрома(III) аналогично): где в процессе растворения принимают участие только активные центры вида:



которым соответствует поверхностный ком-

плекс $\text{CuOH}^+(\text{CrOH}^{2+})$. Зависимость удельной скорости растворения оксида хрома(III) или оксида меди от разных факторов для схемы выражается уравнением:

$$W = W_{\text{макс}} \cdot \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{K_{a1} + [\text{H}^+][\text{A}^-]}, \quad (14)$$

$$\frac{1}{W} = \frac{1}{W_{\text{макс}}} + \frac{K_{a1}}{W_{\text{макс}}} \cdot \frac{1}{[\text{H}^+][\text{A}^-]}, \quad (15)$$

где $W_{\text{макс}} = k_2\theta$; K_a – величина, обратная константе адсорбции; k_2 – константа скорости растворения; θ – степень покрытия промежуточными соединениями.

Как видно из рис. 10, 11, уравнения 14 и 15 хорошо описывают экспериментальные данные зависимости $\lg W - \text{pH}$.

Данное исследование поддержано «Проектом повышения конкурентоспособности ведущих Российских университетов среди ведущих мировых научно-образовательных центров».

Конфликта интересов нет.

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

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Марченко З. Фотометрическое определение элементов. М., 1971.
2. Подчайнова В.Н., Симонова Л.Н. Аналитическая химия элементов. Медь. М., 1990.
3. Булатов М.И., Калинин И.П. Практическое руководство по колориметрическим и спектрофотометрическим методам анализа. Л., 1965.
4. Habbache N., Alane N., Djerad S., Tifouti L. // J. Chemical Engineering. 2009. Vol. 152. Iss. 2–3. P. 503.
5. Горичев И.Г., Изотов А.Д., Кутенов А.М., Зайцев Б.Е., Батраков В.В., Плахотная О.Н. Кинетика и механизмы растворения оксидно-медных фаз в растворах электролитов. М., 2002.
6. Доровских И.В., Горичев И.Г., Батраков В.В., Курилкин В.В., Изотов А.Д. // Журн. неорг. Химии. 2006. Т. 51. № 1. С. 150.
7. Дельмон Б. Кинетика гетерогенных реакций. М., 1972.
8. Розовский А.Я. Гетерогенные химические реакции. М., 1980.
9. Болдырев В.В. Методы изучения кинетики термического разложения твердых веществ. Томск, 1958.
10. Браун М., Доллимор Д., Галвей А. Реакции твердых тел. М., 1983.
11. Янг Д. Кинетика разложения твердых веществ. М., 1969.
12. Барре П. Кинетика гетерогенных процессов. М., 1976.
13. Горичев И.Г. Киприянов Н.А. Кинетика растворения оксидных фаз в кислотах // Журн. физ. химии. 1981. Т. 55. № 11. С. 2734.
14. Blesa M.A., Morando P.J., Regazzoni A.E. // Kindle Edition. 2018.

15. Батраков В.В., Горичев И.Г., Киприянов Н.А. // Электрохимия. 1994. Т. 30. № 4. С. 444.
16. Горичев И.Г., Батраков В.В., Дорофеев М.В. // Электрохимия. 1995. Т. 31. № 3. С. 292.
17. Горичев И.Г., Дорофеев М.В., Шаплыгин И.С., Батраков В.В., Невская Е.Ю. // Неорганические материалы. 1994. Т. 30. № 12. С. 1491.
18. Невская Е.Ю., Горичев И.Г., Зайцев Б.Е., Шаплыгин И.С. // Журн. физ. химии. 1992. Т. 56. № 9. С. 2396.
19. Marin G.B., Yablonsky G.S. // Weinheim, 2011.
20. Семиохин И.А., Страхов Б.В., Осипов А.И. Кинетика химических реакций. М., 1995.
21. Mazel R.I. Chemical kinetics and catalysis. N.Y., 2001.
22. Пурмаль А.П. Химическая кинетика. М., 1993.
23. Кондратьев Б.Ч., Никитин Е.Е., Резников А.И., Уманский С.Я. Термические бимолекулярные реакции в газах. М., 1976.
24. Эмануэль Н.П., Кнорре Д.Г. Курс химической кинетики. М., 1984.
25. Батлер Дж. Н. Ионные равновесия. Л., 1973.

Поступила в редакцию 10.05.2019
 Получена после доработки 12.06.2019
 Принята к публикации 14.09.2019

MODELING OF DISSOLUTION OF CHROMIUM (III) AND COPPER OXIDES IN AN ACIDIC ENVIRONMENT

O.N. Plakhotnaia¹, I.V. Skvortsova², A.A. Zhukova¹, E.A. Eliseeva³, I.G. Gorichev⁴,
 A.N. Kuzmenko¹, I.I. Krasnyuk¹, S.R. Naryshkin¹, E.V. Mazyarkin¹

(¹I.M. Sechenov First Moscow State Medicine University; ²Omsk Pedagogical State University; ³Bauman Moscow State Technical University; ⁴Moscow Pedagogical State University)

An experimental study was made of the dissolution of chromium(III) and copper oxides in acidic media. Based on experimental studies of the effect of acids, pH and the concentration of anions on the dissolution rate of oxides, the nature of the limiting stage is determined, which consists in the formation of surface compounds (depending on the pH value): and their subsequent transition to electrolyte solution.

Key words: chromium(III) oxide, copper oxide, dissolution kinetics, dissolution mechanism, dissolution process.

Сведения об авторах: Плахотная Ольга Николаевна – доцент кафедры аналитической, физической и коллоидной химии ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России, канд. хим. наук (plakhotnaya.o@mail.ru); Скворцова Ирина Викторовна – доцент кафедры химии и методики преподавания химии Омского Государственного Педагогического университета, канд. хим. наук (i_dorovskih@mail.ru); Жукова Анна Александровна – доцент кафедры аналитической, физической и коллоидной химии ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России, канд. хим. наук (anyazhu@gmail.com); Елисеева Елена Анатольевна – доцент МГТУ имени Н.Э. Баумана, канд. хим. наук (plakhotnaya.o@mail.ru); Горичев Игорь Георгиевич – профессор кафедры общей химии Института биологии и химии Московского Педагогического государственного университета, докт. хим. наук (plakhotnaya.o@mail.ru); Кузьменко Алексей Николаевич – профессор кафедры аналитической, физической и коллоидной химии ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России (Сеченовский университет), докт. фарм. наук (kuzmenko.mma@mail.ru); Краснюк Иван Иванович (мл.) – профессор кафедры аналитической, физической и коллоидной химии ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России (Сеченовский университет), докт. фармацевтических наук (krasnyuk.79@mail.ru); Нарышкин Савва Русланович – аспирант кафедры аналитической, физической и коллоидной химии ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России (Сеченовский университет), (krasnyuk.79@mail.ru); Мазяркин Егор Владимирович – студент ФГАОУ ВО Первый МГМУ им. И.М. Сеченова Минздрава России (Сеченовский университет) (krasnyuk.79@mail.ru).