

**Министерство образования и науки Украины
Донбасская государственная машиностроительная академия**

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

**к выполнению контрольной работы по курсу
«КОРРОЗИЯ И ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ»
(для студентов металлургических специальностей
факультета заочного обучения)**

**Перезатверджено
на засіданні кафедри хімії та охорони праці.
Протокол № 9 від 24 січня 2012 р.**

**Рекомендовано для подальшого використання
методичною комісією машинобудівного факультету ДДМА
Протокол № 5 від 30.01.2012 р.**

Краматорск 2012

Методические указания к выполнению контрольной работы по курсу «Коррозия и защита металлов» (для студентов металлургических специальностей факультета заочного обучения)/ Сост.: Авдеенко А.П., Поляков А.Е.— Краматорск: ДГМА, 2004. – 24 с.

Методические указания к выполнению контрольной работы по курсу «Коррозия и защита металлов» предназначены для студентов высших учебных заведений направления 0904 «Металлургия». Содержат примеры решения типовых задач по курсу «Коррозия и защита металлов», варианты заданий к выполнению контрольной работы.

Составители:	Анатолий Петрович Авдеенко, проф., Александр Елисеевич Поляков, доц.
--------------	---

Отв. за выпуск	Лариса Владимировна Дементий, доц.
----------------	------------------------------------

Редактор	Елена Александровна Дудченко
----------	------------------------------

Подп. в печать
Ризограф. печать.
Тираж экз.

Усл. печ л.
Заказ №

Формат 60x84/16.
Уч.-изд. л.

ДГМА.. 84313, г. Краматорск, ул. Шкадинова, 72

ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ

Знание курса «Коррозия и защита металлов от коррозии» позволяет инженеру-металлургу правильно предсказать поведение металлических изделий в условиях коррозионно-агрессивной среды и выбрать правильный способ защиты металла от коррозионных разрушений, как на стадии проектирования металлического изделия, так и на стадиях его производства и эксплуатации.

Методические указания составлены в соответствии с программой курса коррозии и защиты металлов.

Изучайте курс последовательно, по программе и рекомендуемым учебникам. Особое внимание обращайтесь на усвоение понятий, определений, законов и на решение задач. Если в процессе изучения курса возникнут вопросы, нужно своевременно проконсультироваться с преподавателем устно или письменно.

Контрольную работу следует выполнять и отправлять на рецензирование после изучения соответствующих разделов.

Выбор варианта (с. 4...7) следует осуществлять по последним двум цифрам номера студенческого билета (зачетной книжки). Содержание заданий в соответствии с вариантами приведено на страницах 18...21. Работа должна быть оформлена в отдельной тетради в соответствии с общепринятыми в академии правилами, своевременно сдана и зарегистрирована в деканате. Обязательно следует указывать номер студенческого билета. В случае если работа не зачтена с первого предъявления, следует в той же тетради на чистой странице выполнить работу над ошибками, руководствуясь замечаниями преподавателя. Исправления в первоначальном тексте не допускаются.

ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ

Таблица 1 – Варианты контрольной работы

Вариант	Задание 1	Задание 2	Задание 3
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
01	1	1	1
02	2	2	2
03	3	3	3
04	4	4	4
05	5	5	5
06	6	6	6
07	7	7	7
08	8	8	8
09	9	9	9
10	10	10	10
11	11	11	11
12	12	12	12
13	13	13	13
14	14	14	14
15	15	15	15
16	16	16	16
17	17	17	17
18	18	18	18
19	19	1	19
20	20	2	20
21	21	3	1
22	1	4	2
23	2	5	3
24	3	6	4

Продолжение таблицы 1

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
25	4	7	5
26	5	8	6
27	6	9	7
28	7	10	8
29	8	11	9
30	9	12	10
31	10	13	11
32	11	14	12
33	12	15	13
34	13	16	14
35	14	17	15
36	15	18	16
37	16	1	17
38	17	2	18
39	18	3	19
40	19	4	20
41	20	5	1
42	21	6	2
43	1	7	3
44	2	8	4
45	3	9	5
46	4	10	6
47	5	11	7
48	6	12	8
49	7	13	9
50	8	14	10
51	9	15	11

Продолжение таблицы 1

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
52	10	16	12
53	11	17	13
54	12	18	14
55	13	1	15
56	14	2	16
57	15	3	17
58	16	4	18
59	17	5	19
60	18	6	20
61	19	7	1
62	20	8	2
63	21	9	3
64	1	10	4
65	2	11	5
66	3	12	6
67	4	13	7
68	5	14	8
69	6	15	9
70	7	16	10
71	8	17	11
72	9	18	12
73	10	1	13
74	11	2	14
75	12	3	15
76	13	4	16
77	14	5	17
78	15	6	18

Продолжение таблицы 1

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
79	16	7	19
80	17	8	20
81	18	9	1
82	19	10	2
83	20	11	3
84	21	12	4
85	1	13	5
86	2	14	6
87	3	15	7
88	4	16	8
89	5	17	9
90	6	18	10
91	7	1	11
91	8	2	12
93	9	3	13
94	10	4	14
95	11	5	15
96	12	6	16
97	13	7	17
98	14	8	18
99	15	9	19
00	16	10	20

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Пример 1. В кислой среде ($\text{pH} = 3$) контактируют медь и кобальт. Написать уравнения электродных процессов, рассчитать ЭДС и энергию Гиббса образовавшегося гальванического элемента в указанных условиях.

Решение

В данных условиях коррозия должна протекать с водородной деполяризацией. При $\text{pH} = 3$ потенциал водородного электрода составит

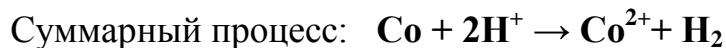
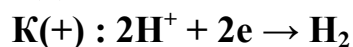
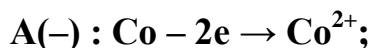
$$\varphi_{\text{вод}} = -0,059\text{pH} = -0,059 \times 3 = -0,177 \text{ В.}$$

Из двух контактирующих металлов роль анода выполняет тот, у которого электродный потенциал отрицательнее. Сравним электродные потенциалы металлов:

$$\varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,250 \text{ В;}$$

$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,337 \text{ В,}$$

значит, на кобальте будет протекать анодный процесс окисления металла, а на медном электроде – водородная деполяризация:



ЭДС образовавшегося гальванического элемента вычислим по формуле

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{А}},$$

с учетом рассчитанного ранее потенциала водородного электрода

$$E = -0,177 - (-0,250) = 0,073 \text{ В.}$$

Для расчета энергии Гиббса воспользуемся формулой

$$\Delta G = -zFE,$$

где z – число участвующих в процессе электронов;

F – постоянная Фарадея;

E – ЭДС, В.

Получим:

$$\Delta G = -zFE = -2 \cdot 96500 \cdot 0,073 = -14089 \text{ Дж/моль} \approx -14,1 \text{ кДж.}$$

Пример 2. Во влажной нейтральной атмосфере контактируют магний и кобальт. Написать уравнения электродных процессов, рассчитать ЭДС и энергию Гиббса образовавшегося гальванического элемента в указанных условиях.

Решение

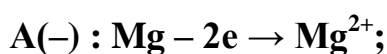
В данных условиях коррозия должна протекать с кислородной деполяризацией. Потенциал кислородного электрода составит при $\text{pH} = 7$ $\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = +0,82 \text{ В}$.

Из двух контактирующих металлов роль анода выполняет тот, у которого электродный потенциал отрицательнее. Сравним электродные потенциалы металлов:

$$\varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,250 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,363 \text{ В},$$

значит, на магнии будет протекать анодный процесс окисления металла, а на кобальте – кислородная деполяризация:



Суммарный процесс: $\text{Mg} + 1/2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$.

ЭДС образовавшегося гальванического элемента вычислим по формуле

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{А}},$$

с учетом рассчитанного ранее потенциала кислородного электрода

$$E = 0,82 - (-2,363) = 3,183 \text{ В}.$$

Для расчета энергии Гиббса воспользуемся формулой

$$\Delta G = -zFE,$$

где z – число участвующих в процессе электронов;

F – постоянная Фарадея;

E – ЭДС, В.

Получим:

$$\Delta G = -zFE = -2 \cdot 96500 \cdot 3,183 = -614319 \text{ Дж/моль} \approx -614,3 \text{ кДж}.$$

Пример 3. Рассмотреть диаграмму Пурбэ для цинка, указать уравнения всех возможных химических и электрохимических равновесий, зоны иммунности, коррозии и пассивности.

Решение

Рассмотрим диаграмму Пурбэ для цинка (рис.1).

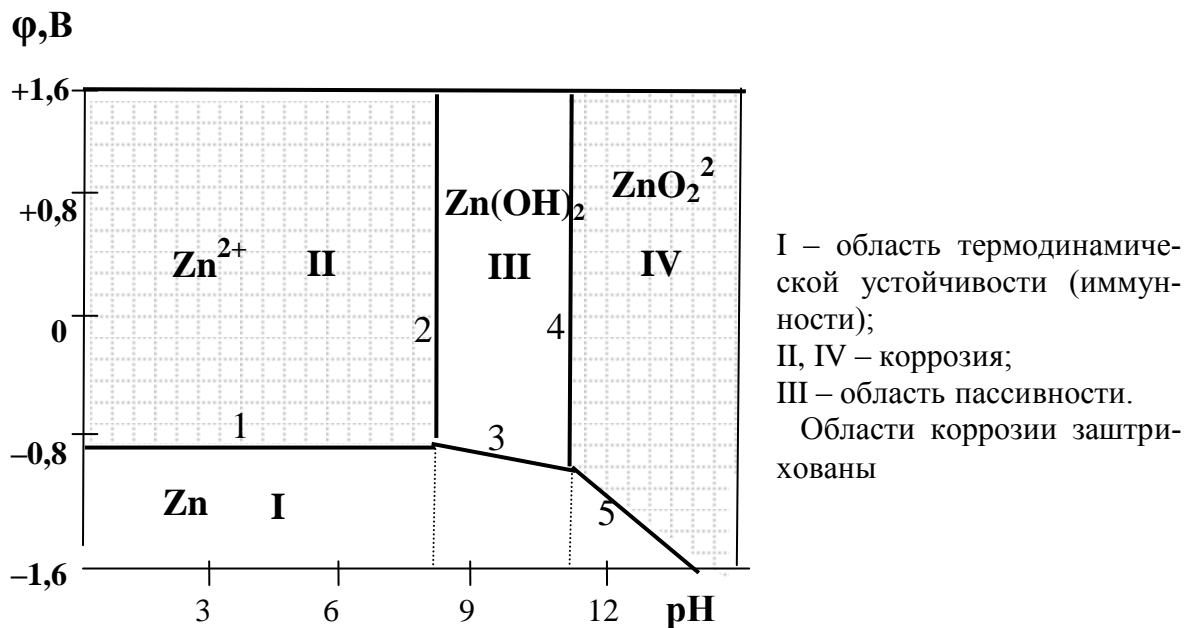


Рисунок 1 – Диаграмма Пурбэ для цинка

Диаграммы Пурбэ позволяют оценить возможность протекания процесса коррозии для каждого технически важного металла. В этих диаграммах учитываются три возможных равновесия в системе «металл – вода»:

1 *Равновесия, связанные только с окислительно-восстановительными процессами*, например:



Эти равновесия определяются только величиной электродного потенциала и не зависят от pH. На диаграммах такие равновесия представлены горизонтальными линиями $\phi = \text{const}$.

2 *Равновесия ионного обмена, не связанные с окислительно-восстановительными процессами*, например:



В этих равновесиях нет перехода электронов от восстановителя к окислителю, они не зависят от величины электродного потенциала и на диаграммах они представлены вертикальными линиями – $\text{pH} = \text{const}$.

3 *Смешанные равновесия*, которые зависят и от pH, и от величины электродного потенциала, например:

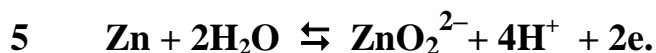
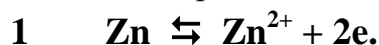


Для этих равновесий электродный потенциал зависит от pH

$$\varphi = \varphi^0 - 0,059 \text{ pH},$$

на диаграммах Пурбэ им соответствуют наклонные линии.

Линии диаграммы соответствуют следующим равновесиям:



Пассивность зоны III объясняется образованием пленки $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и ZnO .

Пример 4. Во сколько раз возрастает толщина пленки при увеличении продолжительности равномерной газовой коррозии титана от 5 до 48 часов при температуре 300°C , если установлен логарифмический закон роста пленки?

Решение

В соответствии с логарифмическим законом роста пленки

$$\delta = k \ln \tau + C,$$

где δ – толщина пленки, мм;

k – константа скорости роста пленки;

τ – время, час;

C – константа интегрирования.

Запишем эту формулу при условии начальной нулевой толщины пленки для времени 5 часов и времени 48 часов:

$$\delta_5 = k \ln 5$$

$$\delta_{48} = k \ln 48,$$

откуда

$$\delta_{48}/\delta_5 = \ln 48 / \ln 5 = 2,40.$$

ОТВЕТ: толщина пленки увеличится в 2,40 раз.

Пример 5. Определите скорости равномерной коррозии железа v , г/(м²·час), и P , мм/год, если плотность коррозионного тока составляет 0,02 А/м².

Решение

Из закона Фарадея скорость равномерной коррозии v , г/(м²·час), равна

$$v = \frac{3600 M_3 i}{F},$$

где M_3 – эквивалентная масса корродирующего металла, г/моль;

i – плотность коррозионного тока, А/м²;

F – число Фарадея, Кл/экв.

Учтем, что в катодном процессе железо окисляется до двухвалентного состояния, тогда его эквивалентная масса вдвое меньше атомной массы, и исходная формула трансформируется в

$$v = \frac{3600 A i}{2 F} = \frac{3600 \cdot 56 \cdot 0,02}{2 \cdot 96500} = 0,021 \text{ г/(м}^2 \cdot \text{час)}.$$

Для перевода этой единицы в миллиметры в год воспользуемся формулой

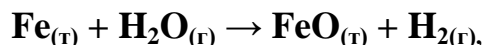
$$\Pi = \frac{8,76 v}{\rho},$$

где ρ – плотность металла.

$$\Pi = \frac{8,76 v}{\rho} = \frac{8,76 \cdot 0,021}{7,87} = 0,023 \text{ мм/год}.$$

ОТВЕТ: $v = 0,021 \text{ г/(м}^2 \cdot \text{час)}$; $\Pi = 0,023 \text{ мм/год}$.

Пример 6. Определите термодинамическую возможность газовой коррозии низкоуглеродистой стали, протекающей по уравнению



если изделие эксплуатируется при температуре 750°C и парциальных давлениях водяного пара и водорода 90 и 10 кПа соответственно.

Решение

Термодинамическим условием возможности протекания реакции является уменьшение энергии Гиббса в результате реакции: $\Delta G < 0$. Энергия Гиббса этой реакции может быть вычислена по уравнению

$$\Delta G_{T, \text{кор}} = \Delta G^0_{T, \text{кор}} + RT \left(\ln \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}} - \Delta n \ln 101325 \right),$$

где $\Delta G^0_{T, \text{кор}}$ – энергия Гиббса реакции при абсолютной температуре T и стандартных парциальных давлениях всех газообразных компонентов ($P^0_i = 101\,325 \text{ Па}$);

Δn – изменение числа молей газообразных компонентов в результате реакции (для данной реакции $\Delta n = 0$);

P_i – текущие парциальные давления газообразных компонентов.

Стандартное значение энергии Гиббса при температуре T можно вычислить по формуле

$$\Delta G^0_{T, \text{кор}} = \Delta H^0_{T, \text{кор}} - T \Delta S^0_{T, \text{кор}}.$$

Для упрощения расчетов допустим, что энтальпия ΔH и энтропия ΔS реакции не зависят от температуры, тогда

$$\Delta G^0_{T, \text{кор}} = \Delta H^0_{298, \text{кор}} - T \Delta S^0_{298, \text{кор}}.$$

Величины стандартной энтальпии и стандартной энтропии реакции можно вычислить, исходя из справочных данных:

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{298, \text{кор}} &= \Delta H^0_{298, \text{FeO}} + \Delta H^0_{298, \text{H}_2} - \Delta H^0_{298, \text{Fe}} - \Delta H^0_{298, \text{H}_2\text{O}} = \\ &= -260,7 + 0 - 0 - (-242,1) = -18,6 \text{ кДж} = -18600 \text{ Дж}. \\ \Delta S^0_{298, \text{кор}} &= S^0_{298, \text{FeO}} + S^0_{298, \text{H}_2} - S^0_{298, \text{Fe}} - S^0_{298, \text{H}_2\text{O}} = \\ &= 54,0 + 130,6 - 27,2 - 188,9 = -31,5 \text{ Дж/К}. \end{aligned}$$

С учетом $T = t + 273 = 750 + 273 = 1023\text{K}$, получим

$$\begin{aligned} \Delta G^0_{T, \text{кор}} &= -18600 - 1023(-31,5) = +13625 \text{ Дж}, \\ \Delta G_{298, \text{кор}} &= 13625 + 8,314 \cdot 1023 \ln \frac{10000}{90000} = -5063 \text{ Дж} \approx -5,06 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Таким образом, $\Delta G^0_{T, \text{кор}} < 0$, и коррозия низкоуглеродистой стали в заданных условиях возможна.

ОТВЕТ: $\Delta G^0_{T, \text{кор}} < 0$, коррозия возможна.

Пример 7. По исходным данным предыдущей задачи определите диапазон соотношения парциальных давлений водяного пара и водорода при заданной температуре и диапазон температур для стандартных парциальных давлений, при которых коррозия невозможна.

Решение

Коррозия не будет протекать, если $\Delta G^0_{T, \text{кор}} > 0$, то есть диапазон соотношения парциальных давлений пара и водорода определяется как:

$$\Delta G^0_{T, \text{кор}} + RT \ln \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}} > 0,$$

откуда

$$\ln \frac{P_{H_2}}{P_{H_2O}} > - \frac{\Delta G_{кор}^0}{RT},$$
$$\ln \frac{P_{H_2}}{P_{H_2O}} > - \frac{13625}{8,314 \cdot 1023} = -1,602.$$
$$\frac{P_{H_2}}{P_{H_2O}} > e^{-1,602} = 0,202.$$

При соотношении парциальных давлений водорода и водяного пара $\frac{P_{H_2}}{P_{H_2O}} > 0,202$ коррозия низкоуглеродистой стали в заданных температурных условиях проходить не будет.

Для выяснения диапазона температур, при которых коррозия термодинамически невозможна, воспользуемся условием

$$\Delta G_{T,кор}^0 = \Delta H_{298,кор}^0 - T \Delta S_{298,кор}^0 > 0,$$

откуда

$$T < \frac{\Delta H_{298,кор}^0}{\Delta S_{298,кор}^0} = \frac{-18600}{-31,5} = 591K \text{ или } 318^\circ C.$$

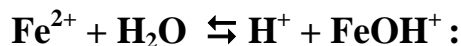
ОТВЕТ: Коррозия низкоуглеродистой стали под действием водяного пара невозможна при соотношении парциальных давлений $\frac{P_{H_2}}{P_{H_2O}} > 0,202$ ($T = 1023K$), или при температурах ниже 591K (при соотношении $\frac{P_{H_2}}{P_{H_2O}} = 1:9$).

Пример 8. Какой тип катодной деполяризации возможен в случае коррозии стального изделия в 0,1М растворе $FeCl_2$, при комнатной температуре и следующих парциальных давлениях водорода и кислорода:

$$P_{H_2} = 7000Pa; \quad P_{O_2} = 2100Pa.$$

Решение

Вычислим рН раствора, учитывая, что гидролиз хлорида железа (II) протекает по уравнению



$$\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+} = -\lg \sqrt{\frac{K_{\text{B}} \cdot C}{K_{\text{Д}}}} = -\lg \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot 0,1}{1,3 \cdot 10^{-4}}} = 5,56.$$

Определим равновесные потенциалы железного, водородного и кислородного электродов:

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Fe}^{2+}} = -0,44 - 0,0295 \lg 0,1 = -0,47\text{В};$$

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} &= -0,059 \text{pH} - \frac{0,059}{2} \lg \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2}^0} = -0,059 \cdot 5,56 - 0,0295 \lg \frac{101325}{7000} = \\ &= -0,328 + 0,034 = -0,294\text{В}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} &= \varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-}^0 - 0,059 \text{pH} + \frac{0,059}{4} \lg \frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{O}_2}^0} = \\ &= +1,227 - 0,059 \cdot 5,56 + 0,0147 \lg(21000/101325) = +0,889\text{В}. \end{aligned}$$

Поскольку равновесные потенциалы водородной и кислородной деполяризации превышают потенциал железного электрода, в данных условиях сталь может корродировать как с водородной, так и с кислородной деполяризацией.

ОТВЕТ: Коррозия возможна.

Пример 9. Стальное изделие покрыто слоем цинка. Как будет протекать коррозия изделия во влажной атмосфере (pH = 7)?

Решение

Найдем, какой из двух металлов будет играть роль анода, для этого сравним их стандартные электродные потенциалы:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763\text{В} < \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 - 0,44\text{В}.$$

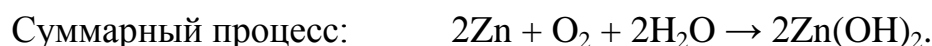
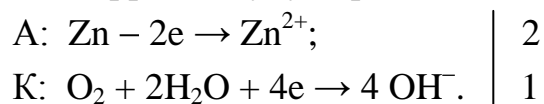
Металл, имеющий более отрицательную величину электродного потенциала, играет роль анода. В этом примере анодом будет цинковое покрытие, на железном электроде будет протекать процесс катодной деполяризации. В нейтральной влажной атмосфере протекает преимущественно кислородная деполяризация. Убедимся в ее термодинамической возможности, для чего вычислим потенциал кислородного электрода при pH = 7 и парциальном давлении атмосферного кислорода $P_{\text{O}_2} = 21\text{кПа}$:

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = \varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-}^0 - 0,059 \text{ pH} + \frac{0,059}{4} \lg \frac{P_{\text{O}_2}}{P_{\text{O}_2}^0} =$$

$$= +1,227 - 0,059 \cdot 7 + 0,0147 \lg(21000/101325) = +0,804 \text{ В.}$$

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = +0,804 \text{ В} > \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763 \text{ В, коррозия возможна.}$$

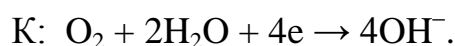
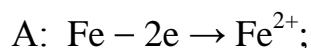
Электродные процессы коррозии будут протекать следующим образом:



Пример 10. При электрохимической коррозии изделия из низкоуглеродистой стали с кислородной деполяризацией за 45 минут образовалось 0,225 г Fe(OH)_2 . Вычислите величину коррозионного тока, объем поглощенного кислорода при нормальных условиях и массу проржавевшего железа.

Решение

Запишем уравнения электродных процессов коррозии железа с кислородной деполяризацией:



Рассчитаем число эквивалентов образовавшегося гидроксида железа (II):

$$M_{\text{Э(Fe(OH)}_2)} = \frac{M_{\text{Fe(OH)}_2}}{2} = \frac{56 + 2(16 + 1)}{2} = 45 \text{ г/моль};$$

$$n_{\text{Э(Fe(OH)}_2)} = \frac{m_{\text{Fe(OH)}_2}}{M_{\text{Э(Fe(OH)}_2)}} = \frac{0,225}{45} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}$$

Количество эквивалентов всех участников реакции одинаково, значит

$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{Э}} V_{\text{Э(O}_2)} = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 5,6 = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ л} = 28 \text{ мл};$$

$$m_{\text{Fe}} = n_{\text{Э}} M_{\text{Э(Fe)}} = \frac{n_{\text{Э}} A_{\text{Fe}}}{2} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \cdot 56}{2} = 0,14 \text{ г.}$$

Величину коррозионного тока определим из закона Фарадея:

$$m_{\text{Fe}} = \frac{M_{\text{Э(Fe)}} I t}{F} \Rightarrow I = \frac{F m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Э(Fe)}} t} = \frac{96500 \cdot 0,14}{28 \cdot 45 \cdot 60} = 0,178 \text{ A}.$$

ОТВЕТ: $I = 0,178 \text{ A}$; $V_{\text{O}_2} = 28 \text{ мл}$; $m_{\text{Fe}} = 0,14 \text{ г}$.

Пример 11. Стальное изделие корродирует с кислородной деполяризацией, определяемой диффузией кислорода (рис.2).

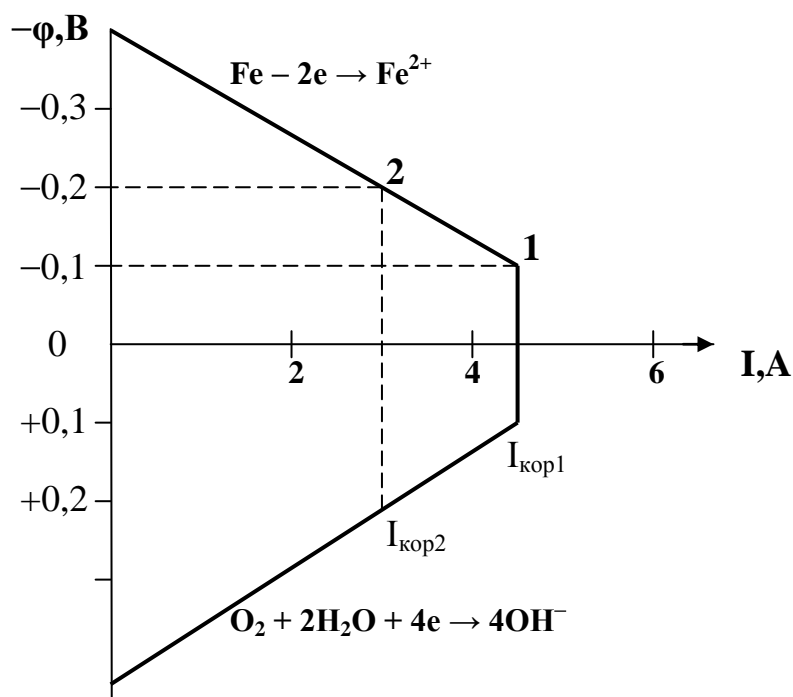


Рисунок 2 – Пример коррозионной диаграммы для процесса коррозии стального изделия с кислородной деполяризацией

Предельный ток коррозии равен 4,5 ампера. По коррозионной диаграмме определите, каким будет новый коррозионный потенциал, если путем замедления диффузии кислорода удалось снизить ток коррозии до 3 ампер.

Решение

По условию, величина коррозионного тока равна 4,5 А ($I_{\text{пр1}}$). Этому соответствует коррозионный потенциал железа, составляющий $-0,1 \text{ В}$ (точка 1 коррозионной диаграммы, см. рис.2). Уменьшение коррозионного тока до 3 А приводит к смещению коррозионного потенциала до $-0,2 \text{ В}$ (точка 2).

ОТВЕТ: Новый коррозионный потенциал равен $-0,2 \text{ В}$.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Задание 1

Написать уравнения электродных процессов в случае контакта металлов А и В, рассчитать ЭДС и энергию Гиббса образовавшегося гальванического элемента в указанных условиях. Стандартные потенциалы металлов приведены в приложении Б.

Таблица 2 – Варианты к заданию 1

Вариант	Металл А	Металл В	Условия коррозии
1	Zn	Fe	В кислой среде, pH = 4
2	Fe	Sn	Во влажной нейтральной атмосфере
3	Al	Cu	В кислой среде, pH = 5
4	Sn	Zn	Во влажной нейтральной атмосфере
5	Mg	Pb	В кислой среде, pH = 6
6	Zn	Mg	Во влажной нейтральной атмосфере
7	Cu	Zn	В кислой среде, pH = 6
8	Cu	Fe	Во влажной нейтральной атмосфере
9	Ni	Fe	В кислой среде, pH = 4
10	Al	Zn	Во влажной нейтральной атмосфере
11	Sn	Al	В кислой среде, pH = 5
12	Fe	Mg	Во влажной нейтральной атмосфере
13	Zn	Pb	В кислой среде, pH = 3
14	Zn	Cu	Во влажной нейтральной атмосфере
15	Ni	Zn	В кислой среде, pH = 2
16	Pb	Fe	Во влажной нейтральной атмосфере
17	Sn	Ni	В кислой среде, pH = 4
18	Cu	Mg	Во влажной нейтральной атмосфере
19	Al	Fe	В кислой среде, pH = 6
20	Sn	Mg	Во влажной нейтральной атмосфере
21	Al	Pb	В кислой среде, pH = 5

Задание 2

Рассмотреть диаграмму Пурбэ для указанного металла, указать уравнения всех возможных химических и электрохимических равновесий, зоны иммунности, коррозии и пассивности.

Таблица 3 – Варианты к заданию 2

Вариант	Металл
1	Бериллий
2	Алюминий
3	Золото
4	Олово
5	Серебро
6	Хром
7	Титан
8	Цирконий
9	Железо
10	Золото
11	Олово
12	Серебро
13	Хром
14	Титан
15	Цирконий
16	Железо
17	Бериллий
18	Алюминий

Задание 3

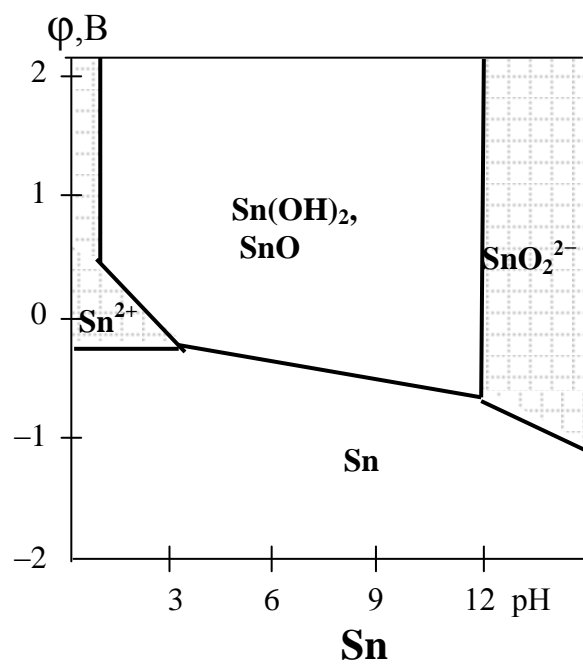
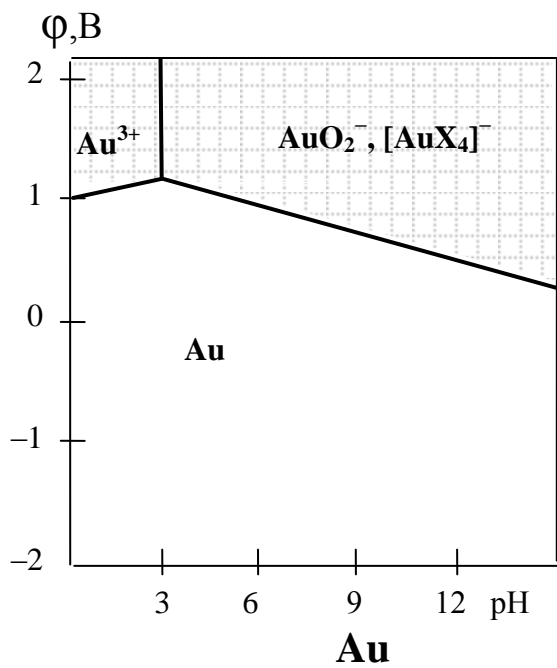
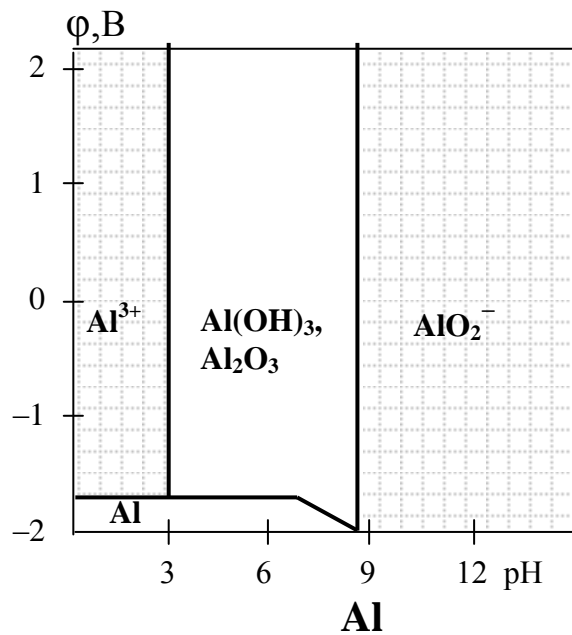
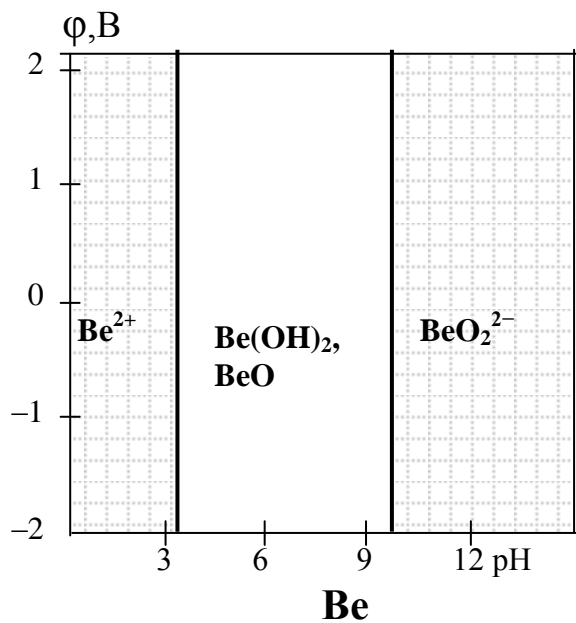
Дать письменный ответ на вопрос в соответствии с вариантом задания (табл.4).

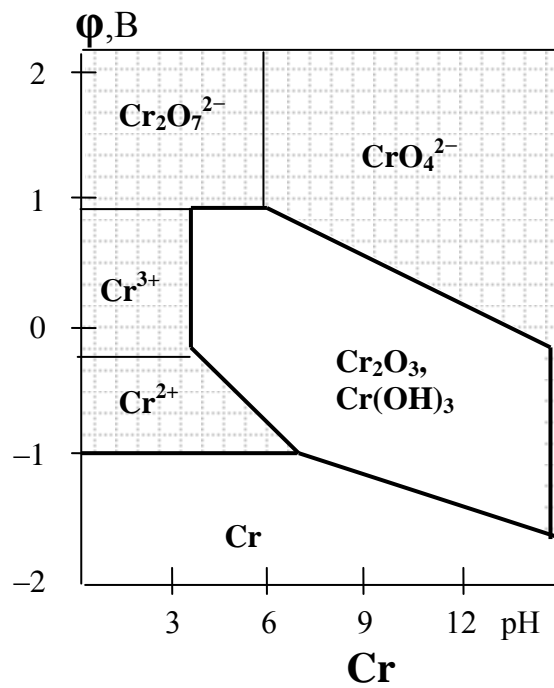
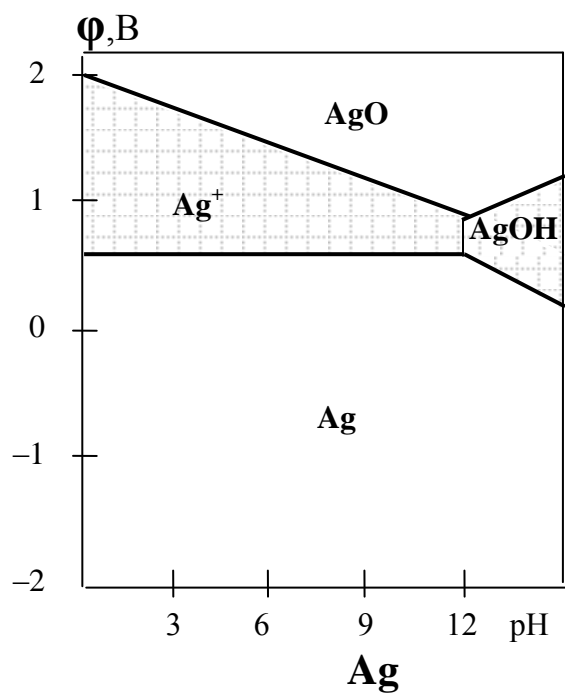
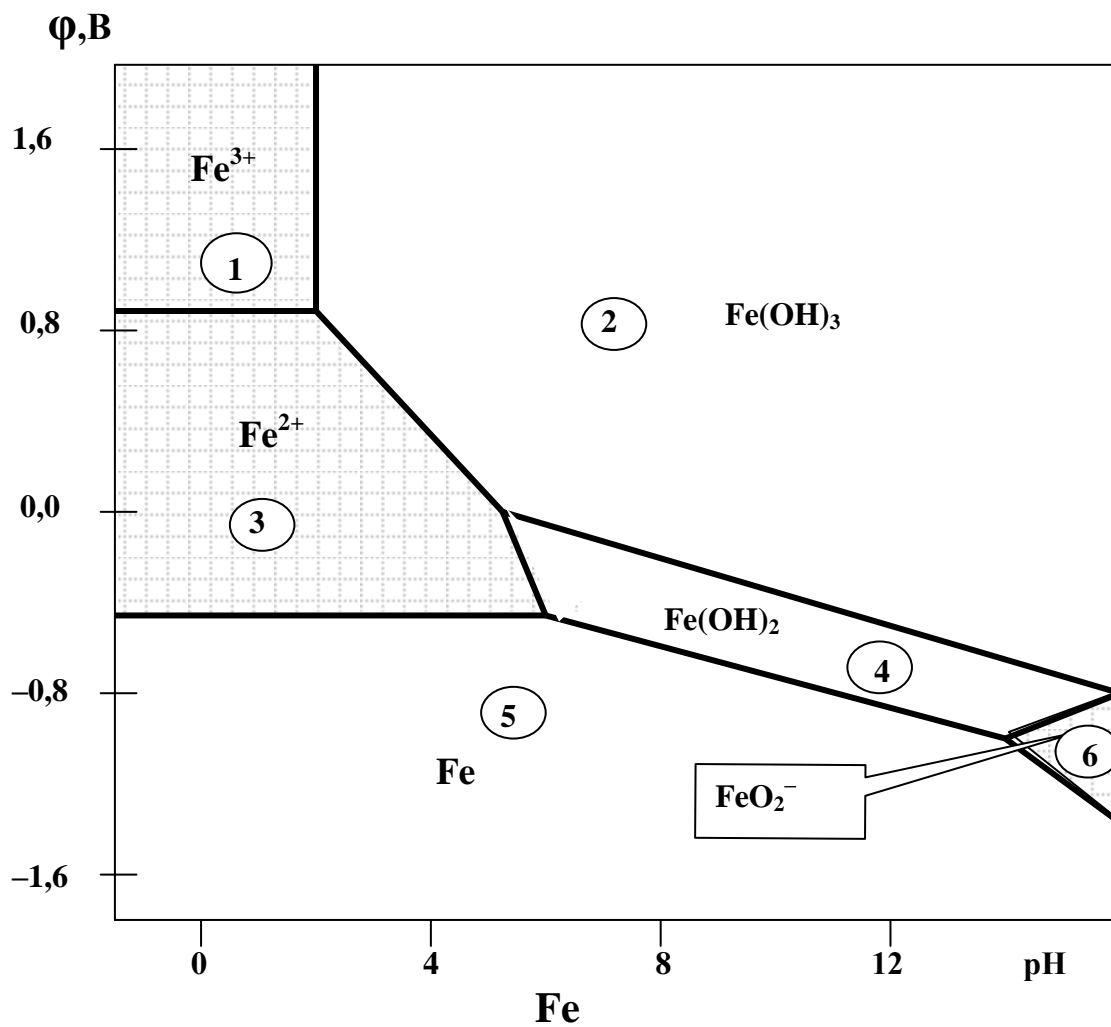
Таблица 4 – Варианты к заданию 3

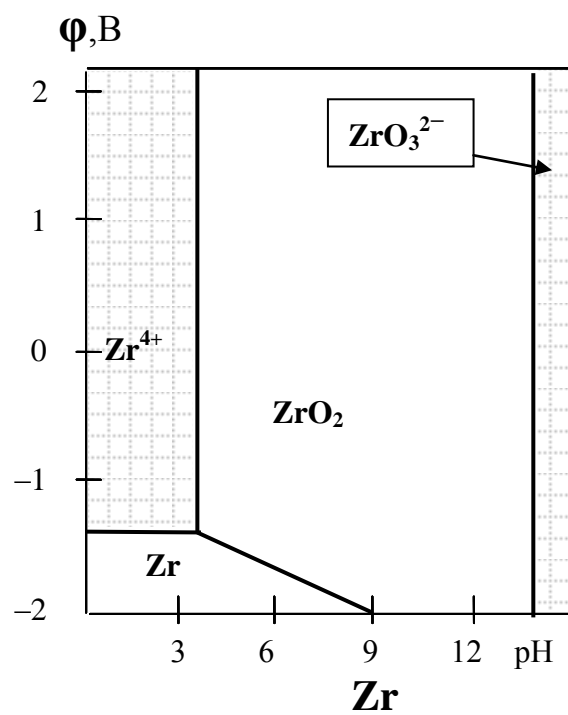
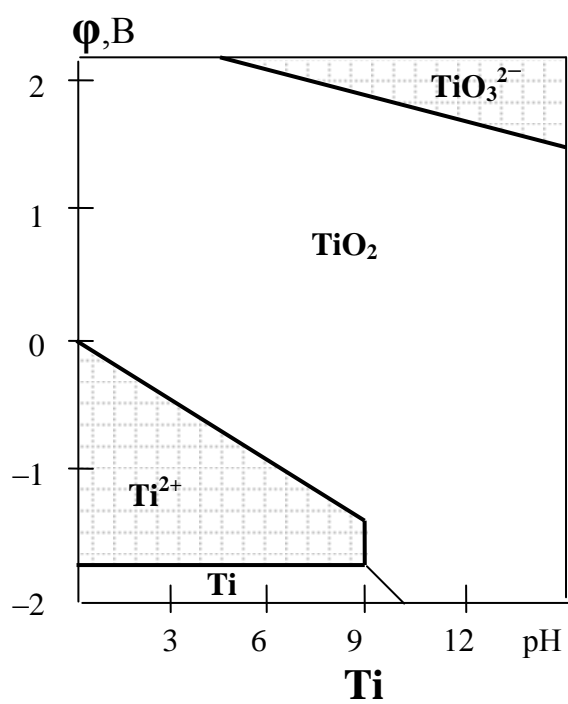
Вариант	Вопрос
1	Классификация коррозии. Показатели коррозии (скорость коррозии)
2	Термодинамика и кинетика газовой коррозии
3	Кинетические уравнения скорости газовой коррозии
4	Внутренние факторы газовой коррозии
5	Внешние факторы газовой коррозии
6	Защита от газовой коррозии
7	Теории жаростойкого легирования
8	Механизм электрохимической коррозии
9	Термодинамика электрохимической коррозии
10	Кинетика электрохимической коррозии
11	Основные случаи контроля электрохимических процессов коррозии металлов
12	Внешние и внутренние факторы электрохимической коррозии
13	Коррозионно-механическое разрушение металлов
14	Атмосферная коррозия
15	Почвенная коррозия
16	Классификация методов защиты от коррозии
17	Металлические покрытия
18	Неметаллические покрытия
19	Ингибиторы коррозии, обработка коррозионной среды
20	Электрохимическая защита от коррозии

Приложение А

Диаграммы Пурбэ, необходимые для выполнения всех вариантов задания 2







Приложение Б

Стандартные электродные потенциалы в водных растворах
при температуре 289 К

Электрод	Реакция	$\varphi_{298}^0, \text{В}$
Mg^{2+}/Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e} \rightleftharpoons \text{Mg}$	– 2,363
Al^{3+}/Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e} \rightleftharpoons \text{Al}$	– 1,662
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Zn}$	– 0,763
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Fe}$	– 0,440
Ni^{2+}/Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Ni}$	– 0,227
Co^{2+}/Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Co}$	– 0,250
Sn^{2+}/Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Sn}$	– 0,136
Pb^{2+}/Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Pb}$	– 0,126
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0,337
Ag^{+}/Ag	$\text{Ag}^{+} + \text{e} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0,799