

**Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное агентство по образованию**

**Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
"Ивановский государственный
архитектурно-строительный университет"**

Кафедра химии и охраны окружающей среды

**ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ
(Коррозия металлов)**

***Методические указания для самостоятельной работы
студентов всех специальностей
заочной формы обучения***

Иваново 2006

**Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное агентство по образованию**

**Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
"Ивановский государственный
архитектурно-строительный университет"**

Кафедра химии и охраны окружающей среды

**ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ
(Коррозия металлов)**

*Методические указания для самостоятельной работы
студентов всех специальностей
заочной формы обучения*

Иваново 2006

Составители: В.Е. Румянцева, Г..Л. Кокурина, М.Д. Чекунова

УДК 541.13(076)

Электрохимические процессы. (Коррозия металлов): Методические указания для самостоятельной работы студентов всех специальностей заочной формы обучения / Иван. гос. архит.-строит. ун-т; Сост.: В.Е. Румянцева, Г.Л. Кокурина, М.Д. Чекунова. – Иваново, 2006. – 23 с.

Методические указания содержат краткие теоретические сведения о коррозионных процессах. Приведены примеры решения типовых задач, облегчающие самостоятельную работу студентов.

Для студентов 1 курса всех специальностей заочной формы обучения.

Рецензент
кандидат химических наук, профессор,
заведующая кафедрой ХиООС ИГАСУ **Н.Л. Федосова**

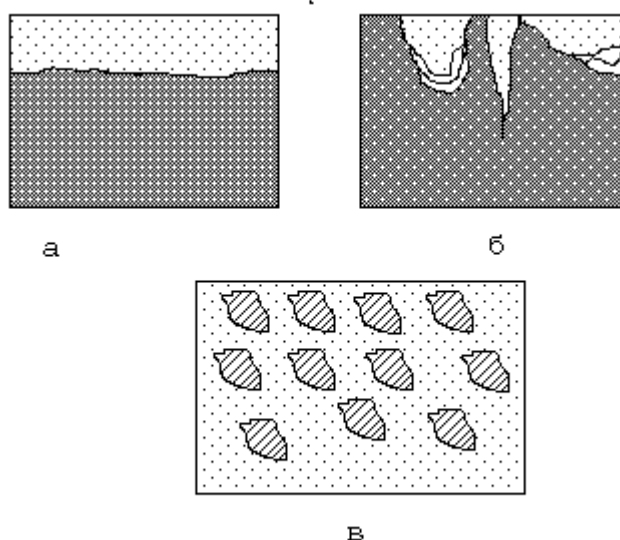
СОДЕРЖАНИЕ

1. Формы коррозионных разрушений.....	4
2. Виды коррозии.....	4
3. Примеры расчетов.....	13
4. Защита от коррозии.....	16
4.1. Защитные покрытия.....	16
4.2. Электрохимические методы защиты.....	18
4.3. Изменение состава среды.....	19
Контрольные вопросы.....	20
Пример контрольного задания.....	21
Библиографический список	22
Приложение.....	23

Коррозией металла называют его разрушение под влиянием окружающей среды. Это самопроизвольный и нежелательный процесс.

1. Формы коррозионных разрушений

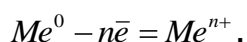
По характеру разрушений коррозия может быть равномерной, местной и межкристаллитной (рис.1). Последняя считается наиболее опасной, так как разрушение происходит по границам зерен кристаллов, в результате чего ослабевают связи между зёрнами структуры сплава.



*Рис. 1. Формы коррозионных разрушений:
а – равномерная коррозия;
б – местная (коррозионная язва, питтинг, коррозия пятнами);
в – межкристаллитная коррозия*

2. Виды коррозии

Коррозия представляет собой окислительно-восстановительную реакцию, протекающую на границе раздела фаз. В этом случае осуществляется переход из металлического в ионное состояние:



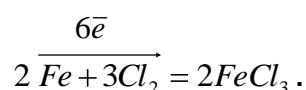
Металлы окисляются, а вещества, с которыми они реагируют, восстанавливаются.

По механизму протекания коррозионных процессов различают

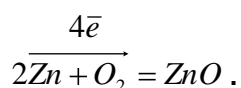
два вида коррозии: химическую и электрохимическую.

Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. В этом случае происходит непосредственное взаимодействие металла с составными частями среды (окислителями) – с газами (O_2, Cl_2, HCl, H_2S и т. д.) и неэлектролитами (безводный спирт, бензол).

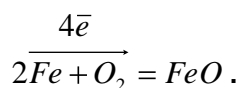
Примером такой коррозии является газовая производственная коррозия, которая развивается под действием агрессивных газов (H_2, Cl_2, F_2 , оксидов азота и т. д.):



Еще пример – окисление металлов газами, входящими в состав атмосферы (O_2, N_2, CO_2 и т. д.), при высоких температурах – атмосферная газовая коррозия:

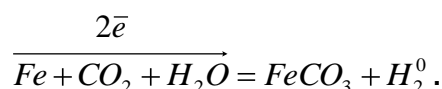


С повышением температуры скорость окисления многих металлов сильно возрастает. На железе видимые признаки коррозии появляются при температуре 250-300 °С:



При 600 °С и выше вся поверхность металла покрывается слоем окалины, содержащей FeO, Fe_3O_4, Fe_2O_3 . Этот слой неплотен, имеет трещины и поры, через которые кислород продолжает поступать к металлу. Поскольку окалина не защищает железо от дальнейшей коррозии, при нагревании до 800 °С и выше скорость его разрушения заметно растет.

Разрушение металлов на воздухе значительно ускоряется в присутствии сернистого газа (SO_2), углекислого газа (CO_2) и водяных паров (H_2O):



Вероятно, при этом образуется еще более пористая пленка оксидов, в том случае, когда металл непосредственно взаимодействует только с кислородом.

Однако довольно часто на поверхности металла в качестве продукта коррозии образуется защитная оксидная пленка. Она препятствует проникновению к металлу как газов, так и жидкостей. Коррозия замедляется или вовсе прекращается. Чем эта пленка плотнее, тем выше ее защитные свойства. Металл становится химически неактивным и переходит в пассивное состояние. Защитная пленка всегда есть на алюминии. Железо легко пассивируется азотной кислотой.

Вещества, которые способствуют возникновению на металле защитной активной пленки, называются пассиваторами.

Некоторые вещества, наоборот, вызывают разрушение или растрескивание защитной пленки и тем самым усиливают коррозию. Такие вещества называют активаторами коррозии. В первую очередь к ним относятся вещества, содержащие ионы (Cl^-).

Электрохимическая коррозия – разрушение металла в среде электролита вследствие перехода электронов от одних участков металла к другим с возникновением внутри системы электрического тока.

Такую коррозию называют еще гальванической коррозией, поскольку разрушение металла происходит под действием возникающих гальванических пар.

Причины возникновения гальванических элементов на поверхности металла, погруженного в электролит – разность потенциалов между отдельными участками его поверхности. Эта разность потенциалов возникает по разным причинам.

1. Контакт с электролитом двух разных металлов показан на рис. 2 и 3 (узел или деталь оборудования из разных металлов, сплав разных металлов, наличие примесей в металле).



Рис. 2. Коррозионная микропара между алюминиевой и медной частями детали

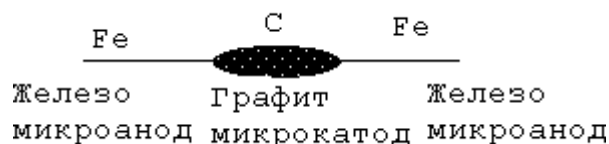


Рис. 3. Микропара на поверхности чугуна (схема)

2. Различное состояние поверхности металла (рис. 4).

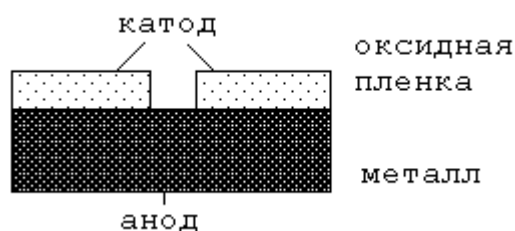
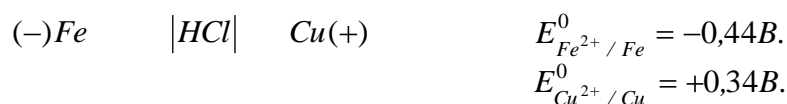


Рис. 4. Микропара на поверхности металла, покрытого пленкой, в которой имеются поры

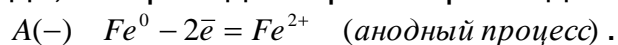
3. Различие в составе электролита, соприкасающегося с металлом.

4. Различный уровень механических напряжений в одной и той же детали.

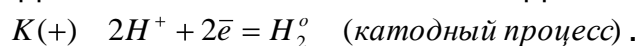
Например, при коррозии железа, находящегося в контакте с медью в растворе соляной кислоты, возникает гальванический элемент:



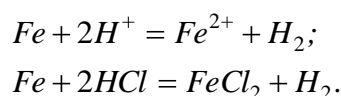
Железо, как более активный металл, окисляется, посылая электроны атомам меди, и переходит в раствор в виде ионов Fe^{2+} :



Ионы водорода восстанавливаются на меди:



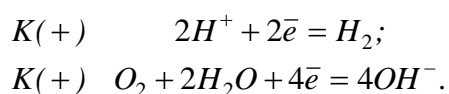
Суммарное уравнение:



Как известно, при работе гальванических элементов имеет место поляризация электродов. В результате поляризации катодного

участка на нем скапливается избыток электронов, его потенциал становится более отрицательным ($E_k \rightarrow -$) и в конце концов может почти сравняться с потенциалом анода. Это вызывает уменьшение коррозионного тока, замедление коррозии. То есть, в случае коррозии поляризация электродов играет положительную роль. И если бы в электролите отсутствовали вещества, способные принимать электроны (деполяризаторы), процесс коррозии мог почти совсем прекратиться.

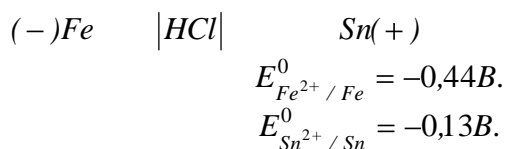
Однако на практике имеет место деполяризация – повышение потенциала катода за счет катодного восстановления окислителя. Обычно это ионы водорода или молекулы кислорода. То есть на катодных участках может протекать один из двух процессов:



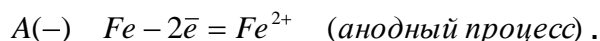
Коррозия с участием ионов водорода называется коррозией с водородной деполяризацией, с участием молекул кислорода – коррозией с кислородной деполяризацией.

Водородная деполяризация имеет место в растворах кислот с высокой концентрацией ионов H^+ .

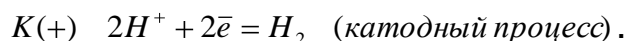
В случае коррозии луженого железа в среде HCl при нарушении покрытия возникает гальванический элемент:



Более активный металл (с более отрицательным потенциалом) – железо окисляется, посылая электроны к атомам олова, и переходит в раствор в виде ионов Fe^{2+} :

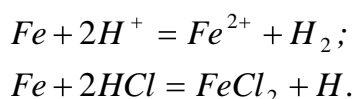


На олове восстанавливаются ионы водорода:



Приток электронов к катоду поляризует его, а ионы H^+ , связывая электроны, выполняют функцию деполяризатора.

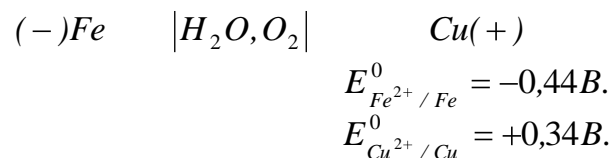
Суммарное уравнение:



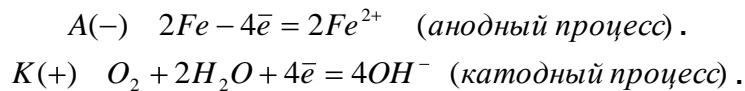
На коррозию в этом случае влияет скорость реакции выделения водорода, которая зависит от природы металла и вида поверхности, а также pH и температуры.

Коррозия с кислородной деполяризацией протекает в слабо кислых, нейтральных средах.

Например, при контакте железа и меди, находящихся во влажном воздухе или в водной среде, образуется гальваническая пара:



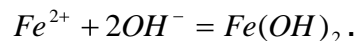
Здесь протекают следующие процессы:



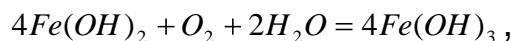
На коррозию в этих условиях влияет скорость диффузии кислорода, которая усиливается при перемешивании раствора. Возрастает коррозия и при увеличении концентрации растворенного кислорода.

Молекулы растворенного кислорода являются окислителями, поэтому связывают электроны, которые посылает к катоду железо.

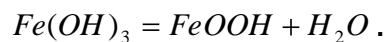
Ионы Fe^{2+} соединяются с ионами OH^- :



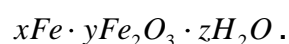
Образующаяся гидроокись $Fe(OH)_2$ окисляется кислородом воздуха до $Fe(OH)_3$:



которая частично отщепляет воду, образуя соединение, отвечающее по составу бурой ржавчине:



В конечном итоге железо разрушается, покрываясь рыхлым слоем ржавчины, состав которой сложен и выражается формулой



Чаще всего процессы электрохимической коррозии сопровождаются кислородной деполяризацией. Причиной образования гальванических элементов может быть различная концентрация кисло-

рода на разных участках металла.

Например, под каплей воды образуется особая гальванопара: катодный участок – тот, к которому доступ кислорода больше – по крайние области; анодный участок – центр, который и будет разрушаться (рис. 5).

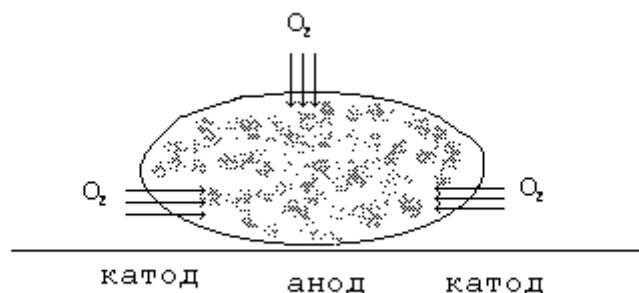


Рис. 5. Коррозия железа под каплей воды

Обычно выделяют несколько случаев электрохимической коррозии.

Атмосферная коррозия протекает под воздействием влажного воздуха при обычных температурах (рис. 6).



Рис. 6. Влияние влажности воздуха на коррозию стали

Коррозия возрастает с ростом влажности воздуха, содержания в нем газов CO_2 , SO_2 , пыли, копоти.

Почвенная коррозия. Разрушение подземных сооружений: свай, газо-, водо- и нефтепроводов, металлических конструкций – обусловлено наличием в почве влаги, содержащей кислород. Однако при очень большой влажности коррозия почти прекращается, так как вода заполняет поры в почве и препятствует доступу кислорода.



Рис. 7. Влияние содержания воды в почве на коррозию

Коррозии способствует хорошая электропроводность почвы и низкое значение pH (рис. 7).

Рис. 8 иллюстрирует процесс электрохимической коррозии, которая вызывается блуждающими токами, исходящими от электроустановок, работающих на постоянном токе (трамвай, метро и т.д.). Блуждающие токи разрушают металлические сооружения, находящиеся в земле, вызывая появление на них участков входа и выхода постоянного тока. Места выхода тока – анодные зоны подвергаются разрушению.

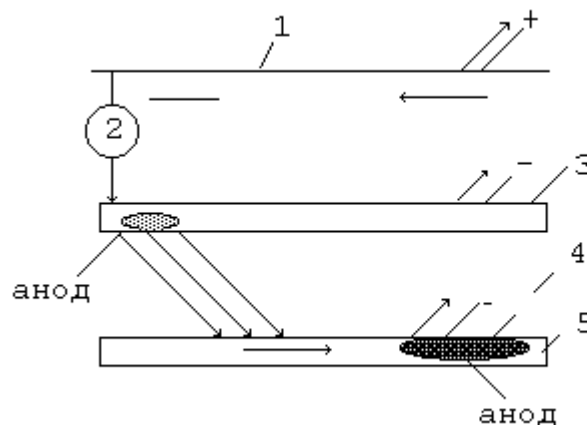
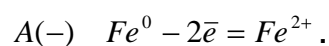
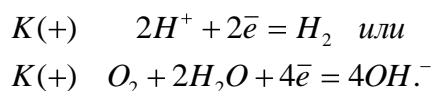


Рис. 8. Коррозия под воздействием блуждающих токов:
1 – провод; 2 – электродвигатель трамвая; 3 – рельс;
4 – влажный грунт; 5 – труба

Процесс в анодных зонах:



Процессы в катодных зонах:



Блуждающие токи достигают сотен ампер и могут действовать в радиусе нескольких километров.

Количественной характеристикой коррозии является скорость коррозии. Ее выражают либо через потерю массы образца с единицы площади поверхности, либо через уменьшение толщины металла в единицу времени. На скорость коррозии во всех случаях оказывают влияние различные факторы, так или иначе приводящие к изменению условий поляризации электродов:

1. Скорость коррозии тем больше, чем дальше в ряду напряжений стоят друг к другу металлы, образующие гальваническую пару.
2. Коррозия значительно ускоряется с повышением температуры.
3. Коррозия протекает тем быстрее, чем выше кислотность электролита (рис. 9 и 10).

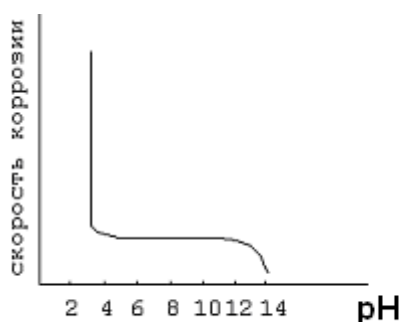


Рис. 9. Влияние pH среды на коррозию железа

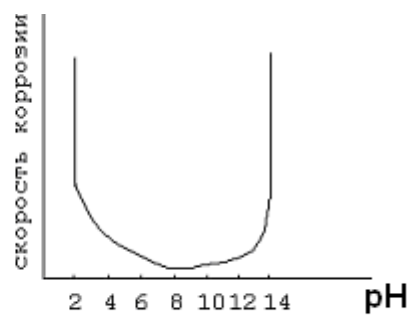


Рис. 10. Влияние pH среды на коррозию цинка

4. Коррозия значительно ускоряется с повышением влажности, как в воздухе, так и в почве, пока вода не начинает препятствовать доступу кислорода.

На электрохимическую коррозию, так же, как и на химическую, оказывают влияние продукты самой коррозии. Если они покрывают металл плотной оксидной пленкой, которая препятствует проникновению газов и жидкостей, коррозия прекращается (*Al, Zn, Cr*). На железе продукты коррозии откладываются в рыхлой форме. Они проницаемы для окислителей, поэтому не обладают защитными свойствами.

Коррозионные процессы являются необратимыми, наносят большой вред народному хозяйству. Поэтому защита металлов от коррозии имеет первостепенное значение.

3. Примеры расчетов

Пример 1

Какие процессы будут протекать в кислой среде при коррозии детали из луженого железа при повреждении покрытия?

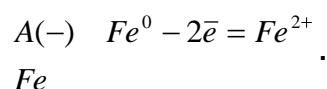
Решение

Анодный процесс – разрушение одного из металлов.

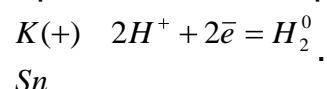
$$E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B$$

$$E_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,13B .$$

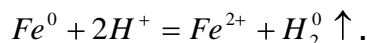
Разрушаться будет железо, поскольку является более активным металлом, чем олово (его потенциал имеет более отрицательное значение):



Катодный процесс – восстановление окислителя. Катодный процесс протекает на поверхности олова. Среда кислая, то есть $pH < 7$, поэтому коррозия протекает с водородной деполяризацией:



Суммарная реакция:



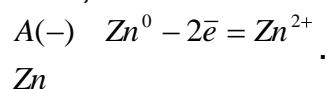
Пример 2

Какие процессы происходят при атмосферной коррозии оцинкованного железа при нарушении покрытия?

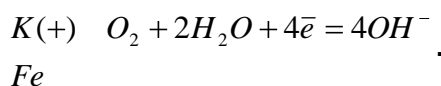
Решение

$$\left. \begin{array}{l} E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76B \\ E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B \end{array} \right\} \text{анодный процесс}$$

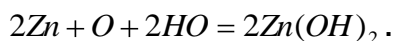
Разрушаться будет цинковое покрытие, поскольку цинк является более активным металлом, чем железо:



Катодный процесс идет на оголенном участке железа. Поскольку коррозия атмосферная, она протекает с кислородной деполяризацией:



Суммарная реакция:



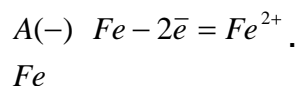
Пример 3

Написать анодный и катодный процессы никелированной железной детали, находящейся в почве с $pH=5$, при нарушении покрытия.

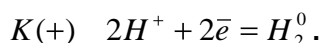
Решение

$$\left. \begin{array}{l} E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25B \\ E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B \end{array} \right| \text{анодный процесс}$$

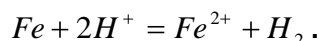
Разрушаться будут оголенные участки железа, поскольку железо является более активным металлом, чем никель:



Катодный процесс идет на никелевом покрытии. Коррозия осуществляется в кислой среде ($pH=5$), поэтому протекает с водородной деполяризацией:



Суммарная реакция:



Пример 4

В каком случае скорость коррозии цинка больше: при контакте с медью или серебром?

Решение

$$\begin{array}{l} E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76B. \\ E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34B. \\ E_{Ag^+/Ag}^0 = +0,80B. \end{array}$$

Как известно, скорость коррозии зависит от разности потенциалов анодного и катодного участков. Чем она больше, тем быстрее идет коррозия (в этом случае больше ЭДС возникающего гальванического элемента).

Ориентировочно о разности потенциалов анодного и катодного участков можно судить по значению стандартных электродных потенциалов металлов.



$$\text{ЭДС} = +0,34 - (-0,76) = 1,10B \quad \text{ЭДС} = +0,80 - (-0,76) = 1,56B.$$

Следовательно, скорость коррозии цинка больше при контакте с серебром, нежели с медью.

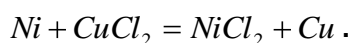
Пример 5

В каком случае процесс коррозии никелевой пластинки интенсивнее: в растворе соли свинца, соли железа или соли меди?

Решение

$$\begin{aligned} E_{Ni^{2+}/Ni}^0 &= -0,25B & E_{Fe^{2+}/Fe}^0 &= -0,44B. \\ E_{Pb^{2+}/Pb}^0 &= -0,13B & E_{Cu^{2+}/Cu}^0 &= +0,34B. \end{aligned}$$

В ряду напряжений никель стоит дальше от меди, чем от свинца, поэтому в растворе соли меди коррозия никелевой пластины протекает интенсивнее. Образуется гальваническая пара $Ni - Cu$:



В растворе соли железа гальваническая пара не образуется, так как железо активнее, чем никель, реакция невозможна.

Пример 6

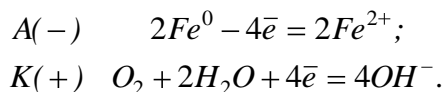
Железное изделие покрыто кадмием. Какое это покрытие – анодное или катодное? Написать анодный и катодный процессы коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и соляной кислоте.

Решение

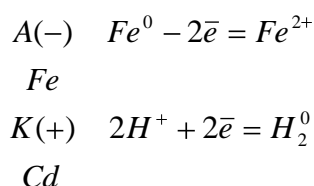
$$\begin{aligned} E_{Fe^{2+}/Fe}^0 &= -0,44B. \\ E_{Cd^{2+}/Cd}^0 &= -0,40B. \end{aligned}$$

Потенциал кадмия имеет более положительное значение, чем потенциал железа, следовательно, покрытие – катодное.

При нарушении покрытия во влажном воздухе протекают следующие процессы:



В соляной кислоте:



Пример 7

Какое количество свинца разрушится блуждающим током силой 0,5 А в течение суток?

Решение

Количество разрушаемого блуждающими токами металла рассчитывают по закону Фарадея:

$$m = \frac{M_{\text{э}} \cdot I \cdot t}{F} ;$$

$$M_{\text{эPb}} = \frac{Ar_{\text{Pb}}}{n} = \frac{207,2}{2} = 103,6;$$

$$m = \frac{103,6 \cdot 0,5 \cdot 24 \cdot 3600}{96500} = 46,3 \text{ г.}$$

4. Защита от коррозии

Важнейшими методами защиты металлов от коррозии являются: защита покрытиями, создание сплавов с антикоррозионными свойствами (добавление к стали *Si, Ni, Co, Cu*), электрохимические методы, изменение состава среды.

4.1. Защитные покрытия

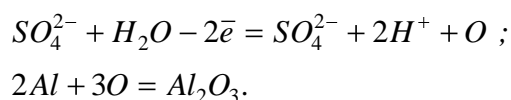
Защитные покрытия изолируют металл от внешней среды. Это основное условие защиты. Покрытия могут быть металлическими и неметаллическими.

Неметаллические покрытия

1. Лаки, краски, эмали, полимерные покрытия и т. д.
2. Покрытия в виде защитных оксидных и труднорастворимых пленок (оксидирование, фосфатирование и т. д.). Нанесение пленок осуществляется чаще всего либо химическим путем, либо электрохимическим.

Пример химического оксидирования – воронение стали. Процесс идет около часа, при температуре 140 °С в растворе, содержащем *NaOH, NaNO₃, NaNO₂*, после этого металл обрабатывают веретенным маслом.

Пример электрохимического оксидирования – анодирование алюминия. Металл на 20 минут помещают в раствор *H₂SO₄* и подключают к положительному полюсу источника тока. Анодный процесс в этом случае:

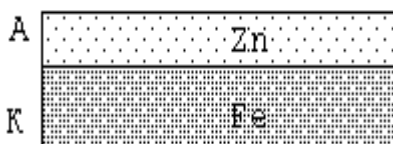


В электролит можно добавлять красители и получать пленки разного цвета.

Металлические покрытия также наносят или химическим, или электрохимическим способом. Покрытия могут быть анодными и катодными. В качестве покрывающих выбирают такие металлы, на поверхности которых имеется оксидный слой, обуславливающий их химическую пассивность (*Al, Zn, Sn, Cr, Pb*), или заведомо пассивные металлы (*Au, Ag, Cu*).

Анодным называют покрытие, если его потенциал более отрицателен, чем у защищаемого металла.

Например, цинковое покрытие на железе.



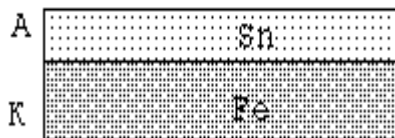
$$E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76B.$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B.$$

При нарушении покрытия разрушается не железо, а цинк, как более активный металл. А если целостность покрытия не нарушена, цинк тоже не корродирует, поскольку его поверхность покрыта защитной оксидной пленкой.

Катодные покрытия создаются металлом с более положительным потенциалом, чем у защищаемого металла.

Например, покрытие оловом железа.



$$E_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,13B.$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B.$$

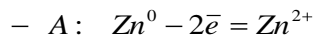
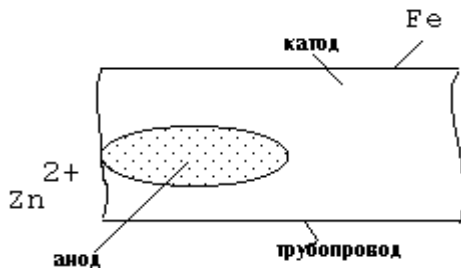
При нарушении катодного покрытия коррозия металла протекает гораздо быстрее, чем на чистом металле. Степень такой защиты определяется прочностью покрытия.

4.2. Электрохимические методы защиты

Электрохимические методы защиты применимы только для конструкций, находящихся в среде электролита.

Протекторная защита применяется, например, для защиты подземных трубопроводов, находящихся в почвенных водах. Защищаемую конструкцию соединяют с протектором из более активного металла, чем сама конструкция. Протектор в процессе коррозии является анодом и разрушается, предохраняя тем самым от разрушения конструкцию, на которой идет процесс восстановления окислителя.

При защите стали применяют протектор из магния, алюминия, цинка.



протектор

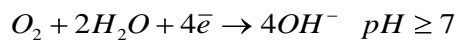
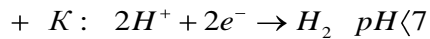
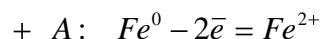
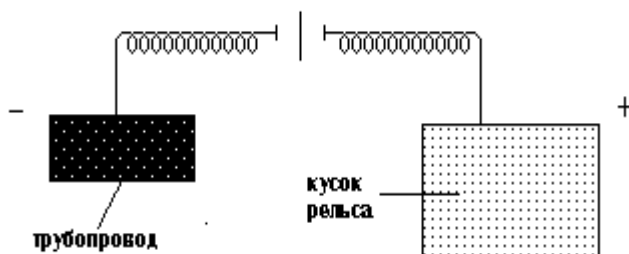


Рис. 11. Принцип протекторной защиты от коррозии

Катодная электрозащита. Конструкцию подсоединяют к отрицательному полюсу источника тока (в качестве катода). К положительному полюсу присоединяют бросовый кусок железа, который разрушается при работе системы.



кусочек рельса

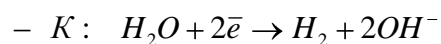


Рис. 12. Принцип катодной защиты от коррозии

4.3. Изменение состава среды

Для защиты от коррозии возможны два случая изменения состава среды:

а) удаление вредных примесей, усиливающих коррозию (например, удаление растворенного кислорода из воды);

б) введение специальных веществ, замедляющих коррозию – ингибиторов. Эти вещества, введенные в незначительном количестве в коррозионную среду, значительно снижают скорость коррозии, препятствуют ее протеканию. В зависимости от природы металла, условий эксплуатации применяют различные ингибиторы. По характеру действия и свойствам ингибиторы подразделяют на две большие группы: нелетучие ингибиторы и летучие ингибиторы.

В качестве ингибиторов применяют как неорганические, так и органические вещества.

В качестве неорганических ингибиторов коррозии широко применяют соли натрия и калия, нитриты, хроматы, бихроматы, фосфаты, силикаты ($NaNO_2$, Na_2CrO_4 , $Na_2Cr_2O_7$, Na_3PO_4 , Na_2SiO_3).

Эти соли являются пассиваторами, т. е. образуют на поверхности металла нерастворимую в условиях коррозии защитную пленку из оксидных соединений. Неорганические ингибиторы тормозят анодную реакцию, что замедляет анодное растворение металла.

В качестве органических ингибиторов применяют вещества, принадлежащие к различным классам органических соединений: к альдегидам, гетероциклическим соединениям, белкам и т. д.

Органические ингибиторы прочно адсорбируются на поверхности металла, образуя тонкие пленки, при этом они выводят из строя коррозионные микропары, препятствуя анодному или катодному процессу или обоим вместе.

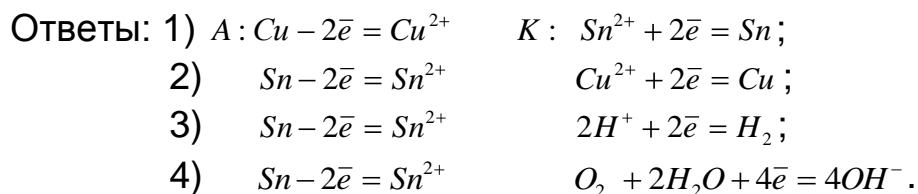
Замедлителями коррозии в кислотах являются в большинстве случаев органические вещества, содержащие азот (уротропин $C_6H_{16}N_4$ и др.). За счет неподеленной пары электронов азота такие соединения адсорбируются на поверхности металла, изолируя ее от окружающей среды.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

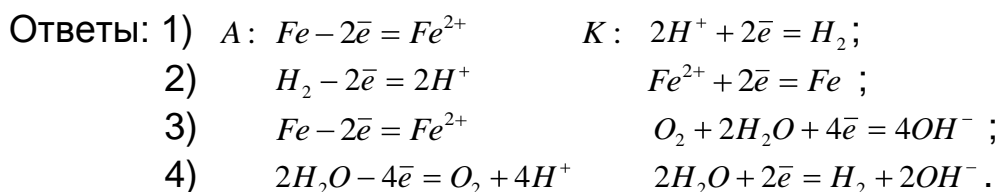
1. Что называют коррозией металлов?
2. Назвать формы коррозионных разрушений. Какие из них представляют наибольшую опасность?
3. Какое явление называют пассивацией металла?
4. В чем сущность химической и электрохимической коррозии?
5. Каковы причины возникновения микрогальванических элементов?
6. В каких случаях коррозия протекает с выделением водорода, а в каких с поглощением кислорода?
7. Какие факторы влияют на коррозию, протекающую с водородной и с кислородной деполяризацией?
8. Как влияет pH на коррозию различных металлов: Zn, Al, Fe (стали)?
9. Какова роль продуктов коррозии в коррозионных процессах?
10. Что называют активаторами коррозии?
11. Дать характеристику атмосферной, почвенной и электрической коррозии.
12. Какие существуют методы защиты металлов от коррозии? В чем сущность каждого метода?

ПРИМЕР КОНТРОЛЬНОГО ЗАДАНИЯ

1. Какие процессы будут протекать при атмосферной коррозии в нейтральной среде на поверхности конструкции из луженой меди, имеющей трещины?



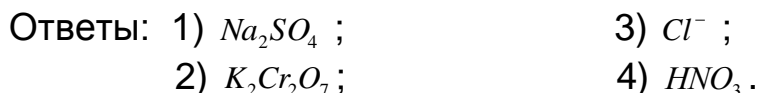
2. Указать правильную схему при коррозии блуждающим током железной конструкции в нейтральной среде.



3. Что вызывает возникновение тока при электрохимической коррозии металлов?

- Ответы: 1) постоянный электрический ток от внешнего источника тока;
2) переменный электрический ток от внешнего источника тока;
3) разность электродных потенциалов отдельных участков металлов.

4. Указать, какое из перечисленных веществ и ионов является активатором коррозии.



5. Вычислить количество свинца, которое разрушается в течение 30 часов при силе блуждающего тока 4 А.



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Жук Н.П. **Курс теории коррозии и защиты металлов.** – М.: Металлургия, 1976. – 461 с.
2. Шалимо М. А. **Защита бетонных и железобетонных конструкций от коррозии:** Учеб. пособие для строит. вузов. – М., 1986. – 200 с.
3. Глинка Н.Л. **Общая химия.** – Л.: Химия, 1982. – 619 с.
4. Глинка Н.Л. **Задачи и упражнения по общей химии.** – М.: Высш. шк., 1980. – 263с.
5. Погодский В.С. **Основы электрохимии.** – М.: Химия, 1988. – 400 с.

П Р И Л О Ж Е Н И Е

Стандартные электродные потенциалы металлических электродов ($T = 298 \text{ }^\circ\text{C}$)

Электрод	Электродная реакция	$E^0, \text{В}$
Li^+ / Li	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,045
Pb^+ / Pb	$\text{Pb}^+ + \bar{e} = \text{Pb}$	- 2,925
Cs^+ / Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,923
$\text{Ba}^{2+} / \text{Ba}$	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,906
K^+ / K	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	- 2,925
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	- 2,866
$\text{La}^{3+} / \text{La}$	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} = \text{La}$	- 2,522
Na^+ / Na	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	- 2,714
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	- 2,363
$\text{Be}^{2+} / \text{Be}$	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	- 1,847
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	- 1,662
$\text{Ti}^{2+} / \text{Ti}$	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	- 1,628
$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	- 1,180
$\text{Cr}^{2+} / \text{Cr}$	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$	- 0,913
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	- 0,744
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	- 0,763
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	- 0,440
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	- 0,403
$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	- 0,277
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	- 0,250
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	- 0,136
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	- 0,126
$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}$	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	- 0,036
H^+ / H_2	$\text{H}^+ + \bar{e} = 1/2\text{H}_2$	+ 0,000
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	+ 0,337
Cu^+ / Cu	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	+ 0,521
Ag^+ / Ag	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	+ 0,779
$\text{Hg}^{3+} / \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	+ 0,854
$\text{Pd}^{2+} / \text{Pd}$	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	+ 0,987
$\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}$	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	+ 1,19
$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	+ 1,498
Au^+ / Au	$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	+ 1,691

Составители:

Румянцева Варвара Евгеньевна

Кокурина Галина Леонидовна

Чекунова Марина Дмитриевна

**ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ
(Коррозия металлов)**

*Методические указания для самостоятельной работы
студентов всех специальностей
заочной формы обучения*

Редактор Е. Л. Аверьянова

Подписано в печать 28.02.2006. Формат бумаги 60x84 1/16.
Печать плоская. Печ.л. 1,5. Тираж 200 экз. Заказ

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
“Ивановский государственный архитектурно-строительный университет”.
Сектор редакционно-издательской деятельности ЦНИТ.
153037, г. Иваново, ул. 8 Марта, 20.

Отпечатано в ОМТ МИБИФ.
153003. г. Иваново, ул. Рабфаковская, 34, оф. 101.