

Коррозия металлов

Коррозия металлов – это процесс их самопроизвольного разрушения при взаимодействии с окружающей средой.

Ежегодно из-за коррозии теряются огромные количества металла. По ориентировочным данным от 5 до 30% получаемых чёрных металлов разрушается в результате коррозии. Однако во многих случаях косвенные убытки от коррозии могут значительно превышать прямые потери за счёт растворения металла. Это и выход из строя металлических конструкций, сложных приборов и аппаратуры, простой оборудования, утечки нефти и газа из прокорродировавших трубопроводов, сопровождаемые при этом нанесением природе невосполнимого экологического ущерба. Поэтому изучение причин, вызывающих коррозию, установление влияния различных факторов на скорость коррозии имеют своей практической целью защиту металлов и сплавов от коррозионного разрушения при их обработке и эксплуатации.

Механизм коррозии. По механизму протекания коррозионного процесса различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. В процессе химической коррозии происходит прямое гетерогенное взаимодействие металлов с окислителем окружающей среды, в результате которого между ними совершается обмен электронами, т.е. протекает обычная ОВР. Примером может служить окисление металлов кислородом воздуха при высоких температурах: $Me + O_2 \rightarrow MeO$.

Электрохимическая коррозия возникает при контакте металлов с электролитами (во влажном воздухе, в почве, в растворах электролитов и т.п.) и является результатом протекания сопряжённых электродных процессов в образующихся короткозамкнутых гальванических элементах.

Процессы электрохимической коррозии подобны процессам, протекающим в гальванических элементах. Основным отличием процессов

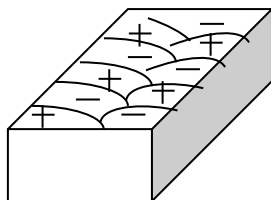


Рис. 1. Поверхность металла, на которой схематично изображено расположение коррозионных элементов.

электрохимической коррозии от процессов в гальваническом элементе является отсутствие внешней цепи. Электроны в процессе коррозии двигаются внутри металла от анодных участков к катодным, т.е. образуются короткозамкнутые гальванические элементы, в которых анодные и катодные участки замкнуты накоротко через сам металл.

Отличающиеся по своим физическим и химическим свойствам участки корродирующей поверхности металла, на которых происходит анодный или катодный процессы, являются в зависимости от их размеров короткозамкнутыми макрогальваническими

элементами (имеющими размеры, хорошо различимые невооружённым глазом) и микрогальваническими (обнаруживаемыми лишь при помощи микроскопа), т.е. являются коррозионными элементами. Обычно поверхность корродирующего металла представляет собой многоэлектродный коррозионный элемент (чередование катодных и анодных участков – рис. 1.). В первом приближении эту поверхность можно считать как двухэлектродную систему, т.е. состоящую из участков двух видов: анодных и катодных. Коррозионный элемент (короткозамкнутый гальванический элемент) схематично можно изобразить:



При работе коррозионных элементов, т.е. при электрохимической коррозии имеют место три основных процесса (рис. 2):

1. Анодный процесс – окисление металла, образование гидратированных ионов металла в электролите и некомпенсированных электронов на анодных участках по реакции:

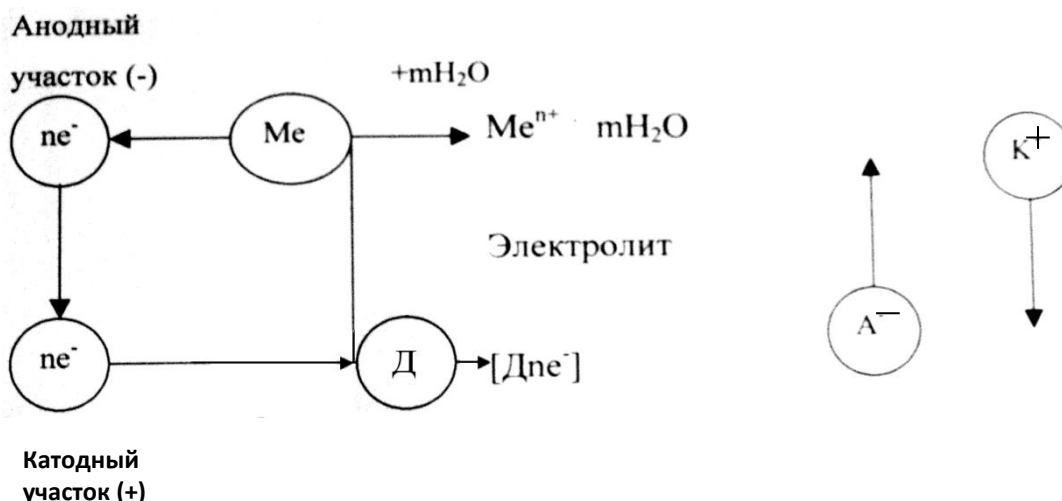
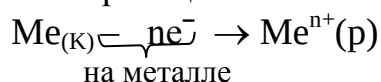


Рис. 2. Схема электрохимического коррозионного процесса

2. Процесс перетекания электронов по металлу от анодных участков к катодным и соответствующее перемещение катионов и анионов в растворе.

3. Катодный процесс – приём электронов каким-либо окислителем окружающей коррозионной среды (какими – либо ионами или молекулами – деполяризаторами) на границе раздела фаз металл -коррозионная среда:



В коррозионных процессах окислитель часто называют деполяризатором (Д) (деполяризация – связывание электронов); $[\text{Дne}^-]$ – восстановленная форма окислителя.

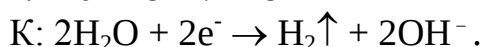
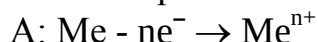
Таким образом, электрохимическая коррозия на неоднородной (гетерогенной) поверхности металла аналогична работе короткозамкнутого гальванического элемента.

Наиболее распространёнными окислителями, деполяризаторами в коррозионном процессе являются ионы водорода и молекулы кислорода. *Коррозия с участием ионов водорода называется коррозией с выделением водорода или коррозией с водородной деполяризацией.* В наиболее простом виде электродные процессы для этого случая могут быть представлены уравнениями:

а) в кислых растворах ($\text{pH} < 7$)



б) в деаэрированных (удален растворенный кислород) нейтральных и щелочных растворах ($\text{pH} \geq 7$). Деаэрацию можно осуществить кипячением раствора или его продуванием инертным газом.



Потенциал восстановления ионов водорода (потенциал водородного электрода) зависит от парциального давления водорода и pH. При $\bar{P}_{\text{H}_2} = 1$ (101 кПа) данный потенциал рассчитывается по уравнению:

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{pH}.$$

Например, при $\text{pH} = 0$

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0\text{В};$$

$\text{pH} = 7$

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,41\text{В};$$

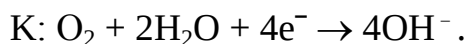
$\text{pH} = 14$

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,83\text{В}.$$

Коррозия с водородной деполяризацией возможна, *если потенциал восстановления ионов водорода больше потенциала окисляемого металла*, т.е. когда ЭДС образующегося короткозамкнутого гальванического элемента больше нуля: $E_3 = \varphi_{\text{K}} - \varphi_{\text{a}} = \varphi_{\text{ок-ль}} - \varphi_{\text{в-ль}} > 0$.

Скорость коррозии с водородной деполяризацией зависит от pH и температуры среды, природы металла.

Коррозия с участием кислорода называется коррозией с поглощением кислорода или коррозией с кислородной деполяризацией. Электродные процессы в этом случае могут быть представлены уравнениями:



Необходимо отметить, что в обычных условиях во всех растворах есть растворённый кислород – O_2 . Потенциал восстановления кислорода (потенциал кислородного электрода) зависит от парциального давления кислорода и pH среды. При $\bar{P}_{\text{O}_2} = 1$ (101 кПа) данный потенциал рассчитывается по уравнению

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 1,23 - 0,059 \text{pH}.$$

Например, при $\text{pH} = 0$

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 1,23\text{В};$$

$\text{pH} = 7$

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 0,82\text{В};$$

$$pH = 14$$

$$\varphi^0_{O_2/OH^-} = 0,4V.$$

Коррозия с кислородной деполяризацией возможна, если потенциал восстановления кислорода больше потенциала окисляемого металла. Данный вид коррозии имеет место в нейтральных, щелочных растворах, во влажном воздухе ($O_2 + H_2O$). Скорость коррозии в этом случае определяется скоростью диффузии кислорода и возрастает при перемешивании раствора и увеличении концентрации растворённого кислорода. В кислых растворах в обычных условиях также есть растворённый кислород, но скорость его восстановления в кислых средах мала по сравнению со скоростью восстановления ионов водорода. Поэтому коррозией с кислородной деполяризацией в кислых средах пренебрегают.

На рис. 3 представлена диаграмма потенциал – pH, позволяющая определять

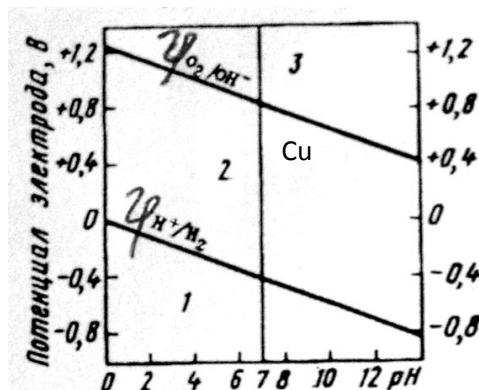


Рис. 3. Зависимости потенциалов водородного и кислородного электродов от pH среды при $p_{O_2} = p_{H_2} = 1$ (100 кПа)

возможность коррозии различных металлов с водородной и кислородной деполяризацией. Если ЭДС коррозионного элемента $E_3 > 0$, то коррозия возможна. Так как ЭДС равна разности потенциалов окислителя и восстановителя $E_3 = \varphi_{ок-ль} - \varphi_{в-ль}$, то коррозия возможна при условии, что потенциал окислителя больше потенциала металла:

$$\varphi_{ок-ль} > \varphi_{Me^{n+}/Me}.$$

На данной диаграмме выделяются три области.

Область 1: если $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0 < \varphi_{2H^+/H_2}; \varphi_{O_2/OH^-}$, то возможна коррозия металла с кислородной и водородной деполяризацией. К таким металлам относятся щелочные и щелочноземельные металлы, алюминий, цинк и др.

Область 2: если $\varphi_{2H^+/H_2} < \varphi_{Me^{n+}/Me}^0 < \varphi_{O_2/OH^-}$, то возможна коррозия металла с кислородной деполяризацией и невозможна с водородной деполяризацией. Потенциалы многих металлов лежат в области 2.

Область 3: если $\varphi_{Me^{n+}/Me}^0 > \varphi_{O_2/OH^-}$, то коррозия металла невозможна, исключая случаи наличия других деполяризаторов. Потенциалы золота, платины, например, в отсутствие условий для образования комплексов во всей области pH больше потенциала кислородного электрода, поэтому золото и платина корродировать с поглощением O_2 и выделением H_2 не могут.

Катодами в коррозионных элементах, как правило, являются:

1. Включения металлов, имеющих больший электродный потенциал.
2. Токопроводящие неметаллические примеси (углерод, нитриды карбиды, оксиды). Например, чугун легко ржавеет во влажном воздухе из-за примеси углерода.

3. Хорошо окисленные участки металла при неодинаковой аэрации. Коррозия возможна при неодинаковом доступе воздуха (аэрации) к

различным частям металла. Наиболее окисленный участок металла является электрохимически более пассивным (электродный потенциал такого участка больше электродного потенциала неокисленного металла). Возникновением короткозамкнутых гальванических элементов вследствие неодинакового доступа кислорода воздуха можно объяснить ржавление железа, сложенного в пачки, внутри пачек; по этой же причине наблюдается ржавление проволочных тросов изнутри, а не снаружи.

4. Недеформированные, необработанные механически участки металла.

При обточке, сверлении, штамповке и других видах механической обработки затраченная энергия частично превращается в тепловую, а частично идёт на увеличение поверхностной энергии обработанного участка (явление наклёпа). В результате обработанная часть детали по сравнению с необработанной обладает повышенным запасом энергии и большей химической активностью и поэтому служит анодом. В присутствии электролита деформированный участок разрушается, катодный процесс восстановления окислителя происходит на поверхности необработанной части детали.

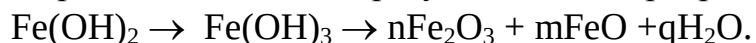
Практическими примерами разрушения металла в результате неодинаковой механической обработки являются ржавление кровельного железа на крыше в местах стыка, где листы подвергались ударам и изгибу, коррозия металлических деталей в местах сверлений.

В реальных условиях в химической устойчивости механических конструкций большую роль играют свойства поверхностных оксидных слоёв, приводящих к пассивации металла.

Пассивность металлов. *Пассивностью металла называют состояние повышенной коррозионной устойчивости, вызываемое торможением анодного процесса в результате образования на поверхности металла защитных плёнок.* Продукт окисления (коррозии) создает на поверхности металла плёнку, которая в дальнейшем влияет на процесс коррозии.

Например, на поверхности алюминия образуется сплошная, хорошо сцепленная с металлом оксидная плёнка Al_2O_3 , которая защищает его от дальнейшего окисления. Подобные защитные пленки имеются у хрома, цинка, титана и других металлов, что позволяет использовать их в качестве распространённых конструкционных материалов.

У других металлов, например у железа, в условиях контакта с воздухом и влагой образуется пористая, рыхлая, плохо сцепленная с металлом поверхностная плёнка ржавчины, не способная защитить металл от последующего окислительно-восстановительного взаимодействия с окружающей средой. Ржавчина образуется в ходе превращений:



Таким образом, ржавчина – сложные гидратированные оксиды железа. Однако железо можно запассивировать с помощью обработки его концентрированной азотной кислотой:



ХОЛ. КОНЦ.

При этом образуется плотный, предотвращающий дальнейшее разрушение поверхностный оксидный слой. Защиту железа обеспечивает также тонкий плотный слой ортофосфата железа, не растворимый в воде. Фосфатирование сталей и чугуна осуществляется в специальных растворах.

Рассмотрим примеры возникновения и работы короткозамкнутых гальванических элементов в результате контакта двух металлов.

Пример 1. Железо с медью находятся в контакте. Какой металл будет корродировать в растворе хлорида натрия?

Решение. На любом металле, находящемся в электролите, за счёт процессов обмена возникает электродный потенциал, величина которого отражает физико – химическую природу этого элемента и электролита. Чем активнее металл, тем отрицательнее его электродный потенциал. В большинстве случаев состав электролита и внешние условия отличаются от стандартных, поэтому возникающие потенциалы не будут стандартными. В данном случае нас интересуют лишь их относительные величины: какой из двух контактирующих металлов электроотрицательнее,

какой – положительнее. Для получения ответа на этот вопрос можно пользоваться таблицей стандартных электродных потенциалов, помня, что потенциалы в этих случаях отличаются от стандартных:

$$\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44\text{В}; \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34\text{В}.$$

При контакте двух металлов, имеющих различные потенциалы, пойдёт локальный электрический ток – перемещение электронов от железа к

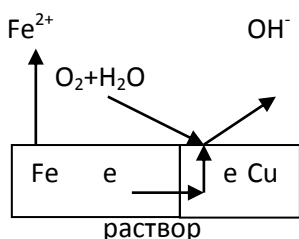


Рис. 4. Схема электрохимической коррозии железа в водном растворе хлорида натрия

меди (рис. 4).

Несмотря на ушедшие к медному электроду электроны, потенциал железного электрода восстановит свою первоначальную величину за счёт процесса окисления, т.е. железо будет разрушаться с переходом ионов Fe^{2+} из металлической решетки в электролит. Электроны, поступившие к меди, казалось бы должны изменить имеющийся у меди потенциал, но этот потенциал будет поддерживаться, т.к. поступившие к меди электроны израсходуются в ходе процесса, потребляющего электроны (процесса восстановления).

Какой именно процесс восстановления будет протекать на меди – зависит от состава электролита. В нейтральном водном растворе NaCl , контактирующем с воздухом, энергетически выгодным будет процесс восстановления кислорода, растворённого в воде. Рис. 3 подтверждает

термодинамическую возможность коррозии железа с кислородной деполяризацией: $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44\text{В} < \varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 0,82\text{В}$.

Схема работы коррозионного элемента для данного случая имеет вид

(-) Fe | водный раствор NaCl | Cu (+)

A: $\text{Fe} - 2\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$

K: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$

$2\text{Fe} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}^{2+} + 4\text{OH}^- = 2\text{Fe(OH)}_2\downarrow$

Ответ: корродирует железо с кислородной деполяризацией; первичные продукты коррозии – Fe^{2+} и OH^- ; вторичный продукт коррозии – Fe(OH)_2 .

Образующийся гидроксид железа (II) подвергается дальнейшему окислению: $4\text{Fe(OH)}_2\downarrow + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe(OH)}_3\downarrow$.

Аналогичные электродные процессы будут протекать при коррозии железа во влажном воздухе.

Пример 2. Цинк с медью находятся в контакте. Какой металл будет корродировать в деаэрированном растворе хлорида натрия?

Решение.

$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76\text{В}$; $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34\text{В}$

(-) Zn | деаэрированный раствор NaCl | Cu (+).

В растворе отсутствует окислитель O_2 , поэтому здесь можно ожидать коррозию цинка с водородной деполяризацией. Термодинамически этот процесс возможен (см. рис. 3), т.к. $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76\text{В} < \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,41\text{В}$.

A: $\text{Zn} - 2\text{e}^- = \text{Zn}^{2+}$

K: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$

$\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^- = \text{H}_2\uparrow + \text{Zn(OH)}_2\downarrow$.

Ответ: корродирует цинк с водородной деполяризацией. Первичные продукты коррозии – H_2 , Zn^{2+} и OH^- ; вторичный продукт коррозии – Zn(OH)_2 .

Пример 3. Марганец содержит примесь меди. Какой металл будет корродировать в растворе соляной кислоты (pH=2)?

Решение:

$\varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,18\text{В}$; $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34\text{В}$

(-) Mn | раствор HCl | Cu(+)
pH=2

$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \cdot 2 = -0,118\text{В}$; т.к. $\varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,18\text{В} < \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,118\text{В}$,

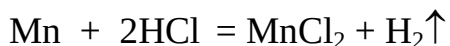
то термодинамически возможна коррозия марганца с водородной деполяризацией (см. рис. 3).

A: $\text{Mn} - 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}$

K: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\uparrow$

$\text{Mn} + 2\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$

или



Ответ: происходит коррозия марганца с водородной деполяризацией, продукты коррозии – Mn^{2+} и H_2 .

Если в условии задачи неизвестна концентрация кислоты, водородный показатель pH, то решение выполняется для pH=0.

Защита металлов от коррозии

Зная причину химической и электрохимической коррозии металлов, нетрудно выявить основные методы защиты. Так как причиной электрохимической коррозии является возникновение и работа гальванического элемента, то любое нарушение его функционирования будет предотвращать коррозию.

Все методы защиты условно делятся на следующие группы:

- легирование металлов;
- защитные покрытия (металлические, неметаллические);
- электрохимическая защита (протекторная, катодная);
- изменение свойств коррозионной среды;
- рациональное конструирование изделий.

Выбор способа защиты определяется его эффективностью, а также экономической целесообразностью.

Легирование металлов. Легирование металлов – эффективный (хотя и дорогой) метод повышения коррозионной стойкости металлов. При легировании в состав сплава вводят компоненты, вызывающие пассивацию металла, т.е. образование на его поверхности защитных плёнок из оксидов легирующих добавок. В качестве таких компонентов применяют хром, никель, вольфрам и т.д.

Защитные покрытия. Слои, искусственно создаваемые на поверхности металлов для предохранения их от коррозии, называются защитными покрытиями. Защитные слои подразделяются на металлические и неметаллические.

Наиболее распространены *неметаллические защитные покрытия* – эмали, лаки, краски, пластмассы, различные смолы, полимеры. Защитное действие этих покрытий сводится в основном к изоляции металлов от окружающей среды. Достоинство этого способа защиты – простота технологии их нанесения. Недостаток – легко разрушаются из-за хрупкости и растрескивания при тепловых и механических ударах; эти покрытия защищают до тех пор, пока сохраняется их целостность.

Ряд покрытий, получаемых химической обработкой металла, включают защитные покрытия, образующиеся непосредственно на поверхности металла. Образование на поверхности металлических изделий защитных оксидных плёнок в технике называют оксидированием. Некоторые процессы

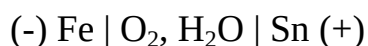
имеют специальное название. Так, процесс нанесения на сталь оксидных плёнок иногда называют воронением, а электрохимическое оксидирование алюминия – анодированием. Оксидные покрытия на стали можно получить при высокой температуре окислением на воздухе или погружением в горячие концентрационные растворы щелочей, содержащих персульфаты, нитраты или хлораты металлов. В сухом воздухе оксидные плёнки достаточно стойки, а во влажном воздухе, воде защитные свойства их крайне невысоки.

Фосфатные покрытия, химически создаваемые на поверхности металлов, сами по себе не обеспечивают достаточной защиты от коррозии. Их используют в основном в качестве подложки под краску, что повышает сцепление лакокрасочного покрытия со сталью и уменьшает коррозию в местах царапин.

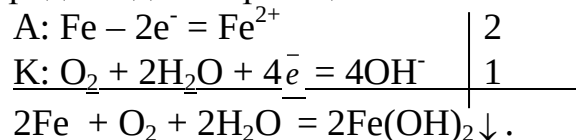
Металлические покрытия получают путем осаждения на защищаемой детали тонкого слоя другого металла, более стойкого в условиях эксплуатации, чем защищаемый металл. Материалами для металлических защитных покрытий могут быть как чистые металлы (цинк, кадмий, алюминий, никель, медь, хром, серебро и др.), так и их сплавы (бронза, латунь и др.). По характеру поведения металлических покрытий при коррозии их можно разделить на катодные и анодные.

К катодным покрытиям относятся покрытия из металлов, потенциалы которых в данной среде имеют большие значения, чем потенциал основного металла. В качестве примеров катодных покрытий на стали можно привести Cu, Ni, Ag, Sn.

Рассмотрим пример катодного покрытия. Белая жёсть – железо, покрытое слоем олова (Sn), находится во влажном воздухе ($O_2 + H_2O$). При повреждении покрытия (или наличии пор) возникает коррозионный элемент, в котором защищаемый материал (Fe) служит анодом и растворятся, а материал покрытия (Sn) – катодом, т.к. $\varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B < \varphi_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,14B$.



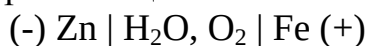
$\varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B < \varphi_{O_2/OH^-} = 0,82B$, следовательно возможна коррозия железа с кислородной деполяризацией:



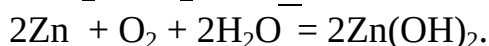
Следовательно, катодные покрытия могут защищать металл от коррозии лишь при отсутствии пор и повреждений покрытия.

Анодные покрытия имеют более отрицательный потенциал, чем потенциал основного металла. Примером анодного покрытия может служить цинк на стали: $\varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B$; $\varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76B$. В этом случае при нарушении целостности покрытия или возникновении пор в среде, имеющей ионную проводимость, основной металл (Fe) будет катодом возникающего

коррозионного элемента и не будет корродировать, а разрушению подвергнется цинк:



$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76\text{В} < \varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 0,82\text{ В}$, следовательно, возможна коррозия цинка с кислородной деполяризацией:



Цинк будет защищать основной металл, пока весь не растворится. Таким образом, анодные покрытия более эффективны, т.к. защищают основные металлические конструкции и при нарушении целостности покрытия.

Для получения металлических защитных покрытий применяются различные способы: электрохимический (электролиз – нанесение гальванических покрытий), погружение в расплавленный металл, металлизация (распыление расплавленного металла с помощью струи сжатого воздуха), термодиффузионный (путём диффузии металла в металл при повышенной температуре), химический (восстановление соединений металла с помощью водорода, гидразина и других восстановителей).

Электрохимическая защита. Электрохимическая защита осуществляется присоединением к защищаемой конструкции металла с меньшим значением электродного потенциала – протектора (протекторная защита) или катодной поляризацией за счёт извне приложенного тока (катодная защита).

Так, если к стальной конструкции присоединить кусок более активного металла, например магния ($\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44\text{В}$; $\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,36\text{В}$), то в условиях появления электролита (например, конденсация влаги) защищаемая стальная конструкция будет выполнять функцию катода, а магний (протектор) – функцию анода (протекторная защита).

Сущность электрохимической катодной защиты заключается в том, что защищаемое изделие подключается к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, поэтому оно становится катодом, а анодом служит вспомогательный, обычно стальной электрод.

В этом случае в среде электролита будет протекать электролиз. Рассмотрим пример электрохимической катодной защиты подземного трубопровода во влажной почве (рис. 5).

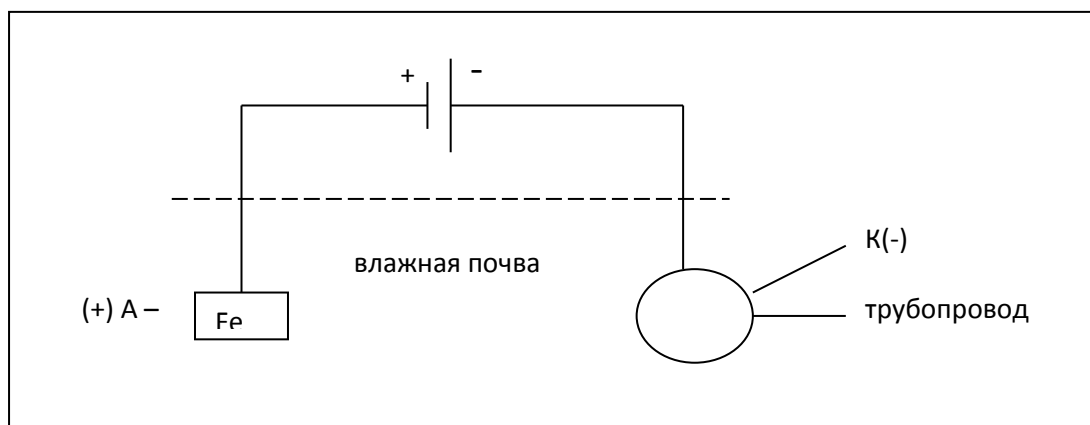
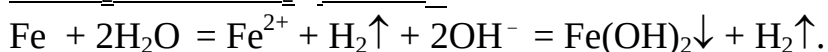
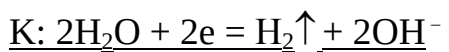
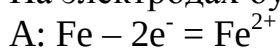


Рис. 5. Схема электрохимической катодной защиты подземного трубопровода

На электродах будут протекать процессы:



Вспомогательный электрод (анод) растворяется, на защищаемом трубопроводе (катоде) выделяется водород.

Катодную защиту используют для защиты от коррозии подземных и морских трубопроводов, кабелей, водных резервуаров, подводных лодок, оборудования химических заводов.

Изменение свойств коррозионной среды. Здесь применяется специальная обработка электролита или среды, в которой находится защищаемая конструкция. Вода, поступающая в котельные установки, подвергается деаэрации — удалению растворённого воздуха. Введение в электролит ингибиторов, их адсорбция на защищаемой детали резко замедляет процесс коррозии.

В последние годы широко применяют летучие парофазные ингибиторы. Их используют для защиты машин, аппаратов и других металлических изделий во время их эксплуатации в воздушной атмосфере, при перевозке и хранении. Летучие ингибиторы вводятся в контейнеры, в упаковочные материалы или помещаются в непосредственной близости от рабочего агрегата. Благодаря достаточно высокому давлению паров летучие ингибиторы достигают границы раздела металл — воздух и растворяются в плёнке влаги, покрывающей металл. Далее они адсорбируются на поверхности металла.

Рациональное конструирование изделий. Рациональное конструирование изделий должно исключать наличие или сокращать число и размеры особо опасных с точки зрения коррозии участков в изделиях или конструкциях (сварных швов, узких щелей, контактов разнородных по

электродным потенциалам металлов и др.), а также предусматривать специальную защиту металла этих участков от коррозии.

Контакт с металлами и неметаллами имеет большое значение для оценки опасности коррозии. В частности, при конструировании следует учитывать опасность контактной коррозии, в связи с чем нельзя без соответствующей изоляции соприкасающихся поверхностей сочетать в конструкции металлы, существенно отличающиеся по величине потенциала. Важно учитывать использование в конструкции различных неметаллических материалов, в том числе теплоизоляционных, электроизоляционных и др. Известно, что некоторые из этих материалов, например войлок, асбест, древесина, могут впитывать и удерживать влагу и, таким образом, быть очагами усиленной коррозии.

Скопление влаги в различных элементах конструкции способствует развитию коррозии. Поэтому при создании различных конструкций предусматривают возможность проветривания полостей, наличие дренажных отверстий и др. Исключительно опасно в коррозионном отношении наличие щелей и зазоров. На изделии не должно быть различных углублений, канавок и пазов, в которых может скапливаться влага. Элементы конструкции должны быть по возможности обтекаемыми; это облегчает испарение влаги.