

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям
для студентов всех специальностей
дневной и заочной форм обучения*

**ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ.
КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.
ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ**



Могилев 2019

УДК 54
ББК 24.1
Х 46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «15» мая 2019 г., протокол № 9

Составитель канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая

Рецензент канд. техн. наук, доц. И. Д. Камчицкая

В методических рекомендациях раскрыто содержание тем «Гальванические элементы», «Коррозия металлов» и «Защита металлов от коррозии», представлены основные теоретические положения, приведены примеры написания электродных процессов, составления схем работы гальванических элементов, также рассмотрены примеры решения задач и даны контрольные вопросы и упражнения.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск

Д. И. Якубович

Технический редактор

С. Н. Красовская

Компьютерная верстка

Н. П. Полевничая

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 56 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/156 от 07.03.2019.

Пр-т Мира, 43, 212022, Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2019



Содержание

1 Гальванические элементы.....	4
1.1 Механизм возникновения электродного потенциала.....	4
1.2 Ряд СЭП и выводы из него.....	5
1.3 Элемент Якоби-Даниэля	7
2 Коррозия металлов	9
2.1 Классификация видов коррозии	9
2.2 Электрохимическая коррозия металлов.....	10
2.3 Способы защиты от коррозии.....	11
3 Примеры решения задач.....	13
3.1 Ряд напряжения металлов. Гальванические элементы.....	13
3.2 Коррозия металлов. Защита металлов от коррозии.....	14
Список литературы.....	16

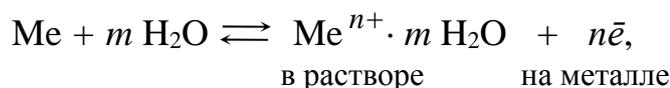


1 Гальванические элементы

1.1 Механизм возникновения электродного потенциала

В узлах металлической кристаллической решетки располагаются положительно заряженные ионы, находящиеся в равновесии со свободными электронами. При погружении металла (Me) в раствор начинается взаимодействие поверхностных ионов металла (Me^{n+}), находящихся в узлах решетки, с полярными молекулами воды. При этом ионы металла переходят из металлической фазы в раствор.

В результате между металлом и раствором устанавливается равновесие:



где n – число электронов, принимающих участие в процессе.

Если преобладает переход ионов из металлической фазы в раствор, то раствор приобретает положительный заряд (рисунок 1.1, а), а металлический электрод заряжается отрицательно. Если при установлении контакта «металл – раствор» скорость перехода катионов из металла в раствор была меньше, чем скорость их перехода в обратном направлении, то между электродом и раствором также устанавливается равновесие, но в этом случае электрод заряжается положительно, а раствор – отрицательно (рисунок 1.1, б). В обоих случаях появляется двойной электрический слой, характеризующийся определенным скачком потенциала.

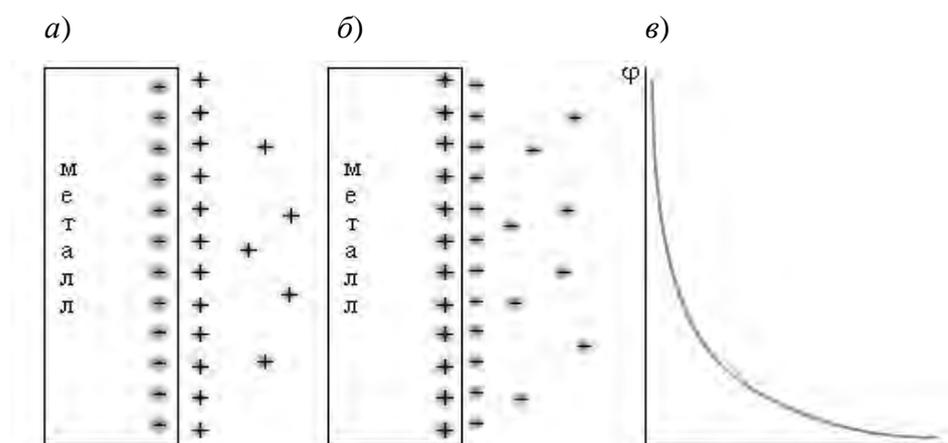


Рисунок 1.1 – Схема двойного электрического слоя (а) и (б); распределение заряда в объеме электролита (в)

Потенциал, устанавливающийся в условиях равновесия электродной реакции, называется равновесным электродным потенциалом (ЭП). В настоящее время абсолютные значения ЭП на границе двух фаз разной природы «металл – электролит» экспериментально определить невозможно. Однако можно определить разность ЭП.

Значения ЭП определяются относительно электрода, потенциал которого условно принят за нулевой. Таким эталонным электродом выбран водородный в стандартных условиях.

Таким образом, стандартным электродным потенциалом E^0 металла называют его ЭП, возникающий при погружении металла в раствор, в котором концентрация (или активность) собственных ионов равна 1 моль/л, измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при 298 К условно принимается равным нулю.

Величина возникающего в результате этого процесса ЭП определяется по уравнению Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln a_{\text{Me}^{n+}},$$

где $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}$ – электродный потенциал;

$E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}$ – стандартный электродный потенциал;

R – газовая постоянная;

T – температура;

F – число Фарадея;

n – число электронов, участвующих в электронной реакции;

a – активная концентрация ионов металла в растворе.

Потенциал электрода, как видно из этого уравнения, зависит от активности (концентрации) ионов металла, от природы электролита, от природы электрода, от заряда иона и от температуры.

Перейдя от натуральных логарифмов к десятичным и подставив численные значения F , R и $T = 298$ К, а также заменив активность на молярную концентрацию, получим удобную для расчетов форму уравнения или так называемое адаптированное уравнение Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Me}^{n+}].$$

1.2 Ряд СЭП и выводы из него

Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов гальванических элементов, расположенных в порядке возрастания их алгебраической величины, представлены в ряду стандартных электродных потенциалов (СЭП) или ряду напряжения.

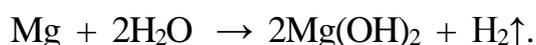
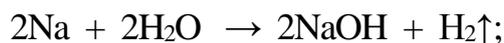
Выводы из ряда СЭП.

1 Чем меньше значение E^0 , тем более сильные восстановительные свойства проявляет простое вещество – металл (и тем легче он электроны отдает). Чем больше значение E^0 , тем более сильным окислителем в водном растворе являются ионы металла (и тем легче они принимают электроны).

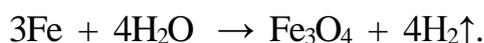
2 Взаимодействие металлов с водой.



2.1 Активные металлы начала ряда вытесняют водород из воды. Магний вытесняет водород только из горячей воды.

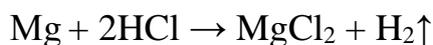


2.2 Металлы, расположенные между магнием и кадмием, обычно не вытесняют водород из воды. На поверхности этих металлов образуются оксидные пленки, обладающие защитным действием. В некоторых случаях возможно протекание процесса в случае нагревания или разрушения защитной оксидной пленки:



2.3 Металлы, расположенные в ряду СЭП после водорода, с водой в отсутствии окислителей не взаимодействуют.

3 Водород из кислот не окислителей способен вытеснять только те металлы, которые имеют отрицательную величину стандартного водородного электрода и расположены в ряду СЭП до (выше) водорода. Металлы, расположенные в ряду СЭП после водорода, с растворами кислот не взаимодействуют. Например:



При этом на поверхности некоторых металлов образуются защитные пленки, тормозящие реакцию. Так, оксидная пленка на алюминии делает этот металл стойким не только в воде, но и в растворах некоторых кислот. Явление глубокого торможения окисления металла, обусловленное наличием на его поверхности защитных оксидных или солевых пленок, называется пассивностью, а состояние металла при этом – пассивным состоянием.

4 Металлы способны вытеснять друг друга из растворов солей. Рассматривая конкретные случаи таких реакций, следует помнить, что активные металлы вытесняют водород не только из воды, но и из любого водного раствора. Поэтому взаимное вытеснение металлов из растворов их солей практически происходит лишь в случае металлов, расположенных в ряду после магния. То есть, металл с более отрицательным значением стандартного электродного потенциала является восстановителем по отношению к электроду с более положительным значением E^0 .

Таким образом, металлы средней химической активности, стоящие в ряду СЭП выше, вытесняют нижестоящие из растворов их солей:



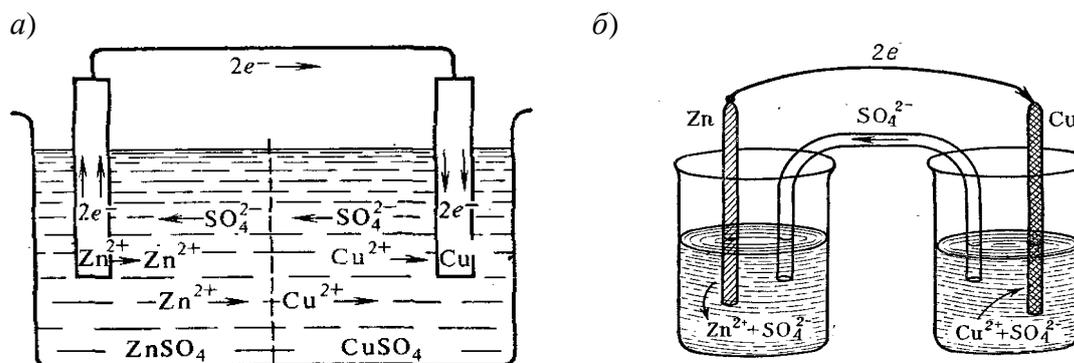
1.3 Элемент Якоби-Даниэля

Устройства, которые применяют для непосредственного преобразования энергии химической реакции в электрическую энергию, называются **гальваническими элементами**.

В простейшем случае гальванический элемент состоит из двух пластин или стержней (электродов первого рода), изготовленных из различных металлов (окислительно-восстановительных пар), погруженных в раствор электролита (чаще – это раствор соли металла).

Электрод, на котором происходит процесс окисления (анодный процесс), называется анодом. Роль анода играет металл с меньшей алгебраической величиной электродного потенциала, т. е. более активный металл. Электрод, на котором осуществляется восстановление (катодный процесс), называется катодом (металл с большей алгебраической величиной электродного потенциала).

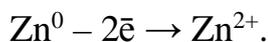
Рассмотрим в качестве примера медно-цинковый гальванический элемент (элемент Якоби-Даниэля). Этот элемент (рисунок 1.2) состоит из медной пластины, погруженной в раствор сульфата меди (медный электрод), и цинковой пластины, погруженной в раствор сульфата цинка (цинковый электрод). Оба раствора или соприкасаются друг с другом, но для предупреждения смешивания они разделены перегородкой, изготовленной из пористого материала (рисунок 1.2, а), или не соприкасаются, но взаимосвязь между ними осуществляется посредством проводника второго рода (электролитного мостика) (рисунок 1.2, б)).



а – с растворами, соприкасающимися друг с другом; б – с изолированными растворами

Рисунок 1.2 – Схема гальванического элемента Якоби-Даниэля

Работа гальванического элемента при замыкании цепи начинается с того, что электрод, изготовленный из более активного металла, в данном случае из цинка, окисляется



Образовавшиеся гидратированные катионы цинка переходят в раствор, а электроны заряжают отрицательно поверхность электрода.

Отвод высвобождающихся при этом электронов осуществляется по внеш-

ней цепи с анода на катод в результате соединения цинкового электрода проволокой с медным электродом.

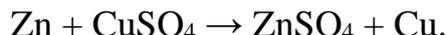
На медном электроде протекает восстановление ионов меди:



Суммарное уравнение реакции, протекающей в элементе (токообразующей реакции), получится при сложении уравнений обеих полуреакций:



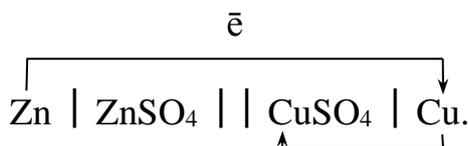
или в молекулярной форме:



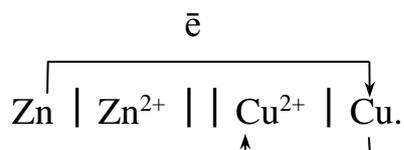
Движение ионов SO_4^{2-} в растворе замыкает электрическую цепь гальванического элемента.

Гальванический элемент работает до тех пор, пока не выровняются потенциалы электродов или не растворится весь цинк (или не восстановится на медном электроде вся медь).

При схематическом изображении гальванического элемента граница раздела фаз между металлом и раствором обозначается одной вертикальной чертой, граница между растворами электролитов – двойной вертикальной чертой, которая отделяет анодное пространство от катодного. Слева записывается анод, на котором возникает избыток электронов и происходит процесс окисления. Справа – катод – электрод с недостатком электронов. Стрелками показано направление движения электронов во внешней цепи гальванического элемента:



Эта же схема может быть изображена в ионной форме:



Эффективность работы гальванического элемента определяется величиной ЭДС. Она равна электродному потенциалу электрода-окислителя минус электродный потенциал электрода-восстановителя, что есть разность электродных потенциалов катода и анода:

$$\text{ЭДС} = E_K - E_A.$$

В случае элемента Якоби-Даниэля для стандартных условий:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В}.$$



Для нестандартных условий ЭДС элемента Якоби-Даниэля находится из разности электродных потенциалов, вычисленных по уравнению Нернста.

2 Коррозия металлов

Коррозия металлов – самопроизвольное разрушение металлов и изделий из них вследствие физико-химического воздействия внешней среды, при котором металл переходит в окисленное (ионное) состояние и теряет присущие ему свойства.

Общая масса металлических материалов, используемых в виде различных изделий в мировом хозяйстве, очень велика. Поэтому, несмотря на то, что обычно скорость коррозии мала, ежегодно из-за коррозии безвозвратно теряются огромные количества металла (около 10...15 % мировой продукции стали).

В основе коррозионных процессов лежат окислительно-восстановительные реакции металлов с окружающей средой, сопровождающиеся переходом металлов в более термодинамически устойчивое состояние.

2.1 Классификация видов коррозии

2.1.1 По типу разрушения. Характер разрушения поверхности металла в результате коррозии может быть различным, в зависимости от свойств этого металла и условий протекания процесса. Различные виды коррозионных разрушений схематически показаны на рисунке 2.1.

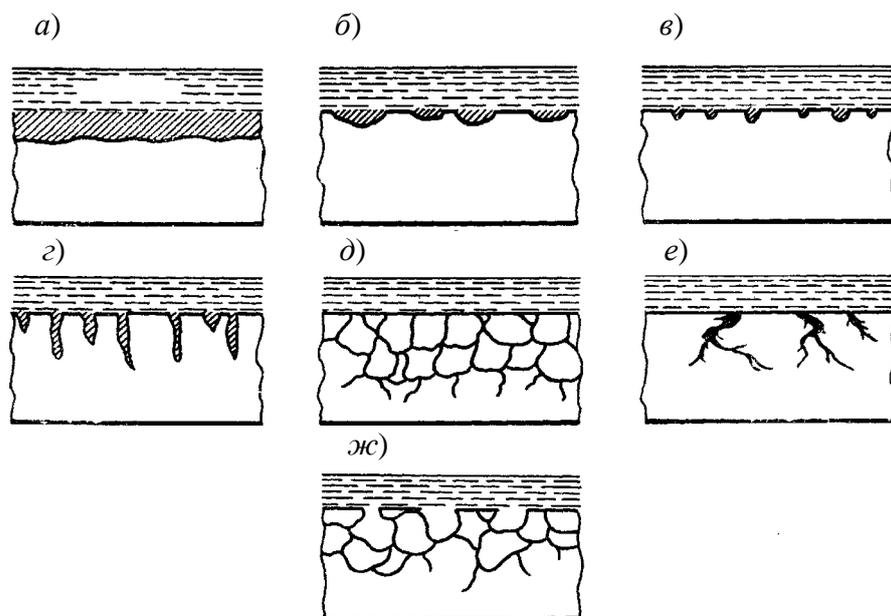


Рисунок 2.1 – Виды коррозионных разрушений

Основными видами коррозионных разрушений являются: равномерное (а), пятнами (б), точечное (в), питтинг, или углубленно точечное (г), межкристаллит-

ное (*д*), растрескивающее (*е*), селективное или избирательное (*ж*).

При равномерном распределении коррозионных разрушений по всей поверхности металла коррозию называют равномерной или сплошной. Она не представляет собой опасности для конструкций и аппаратов, особенно в тех случаях, когда потери металлов не превышают технически обоснованных норм.

Пятнистая (в виде пятен различной величины), точечная, межкристаллическая коррозия – наиболее часто встречающиеся в практике типы коррозии. Точечная коррозия страшна в том случае, если она приводит к образованию сквозных поражений, т. е. точечных полостей – питтингов.

Коррозионное растрескивание возникает при одновременном воздействии на металл агрессивной среды и механических напряжений. В металле появляются трещины транскристаллитного характера, которые часто приводят к полному разрушению изделий.

Из всех видов коррозионных разрушений наиболее опасным является межкристаллитное, при котором ослабевают связи между зёрнами структуры сплава.

2.1.2 По механизму разрушения. По механизму коррозионного процесса различают два основных типа коррозии: химическую и электрохимическую.

Под химической коррозией подразумевают взаимодействие металлической поверхности с окружающей средой, не сопровождающееся возникновением электрохимических (электродных) процессов на границе фаз. Она основана на реакции между металлом и агрессивным реагентом. Этот вид коррозии протекает в основном равномерно по всей поверхности металла. Делится на газовую и жидкостную.

Газовой коррозии подвергаются арматура печей, детали двигателей внутреннего сгорания, лопатки газовых турбин и т. п. Газовую коррозию претерпевает также металл, подвергаемый термической обработке (окалина – это типичный продукт химической коррозии).

Жидкостная коррозия протекает в среде нефти и нефтепродуктов, содержащих примеси серы.

2.2 Электрохимическая коррозия металлов

Под электрохимической коррозией подразумевают процесс взаимодействия металлов с электролитами в виде водных растворов, реже с неводными электролитами, например, с некоторыми органическими электропроводными соединениями или безводными расплавами солей при повышенных температурах. Делится на электрокоррозию и гальванокоррозию. Из указанных разновидностей рассмотрим лишь гальванокоррозию.

2.2.1 Электрохимическая гальванокоррозия. Электрохимическая коррозия – наиболее распространенный вид коррозии металлов. Примером коррозионных процессов электрохимического характера является разрушение деталей машин, приборов и различных металлических конструкций в почвенных, грун-



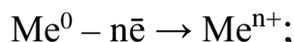
товых, речных и морских водах, в атмосфере под адсорбированными пленками влаги, в технических растворах.

Растворенный кислород и ионы водорода – важнейшие окислители, вызывающие электрохимическую коррозию металлов.

Рассмотрим схему этого процесса. Сложность его заключается в том, что на одной и той же поверхности происходят одновременно два процесса, противоположные по своему химическому смыслу: окисление металла и восстановление окислителя. Оба процесса должны протекать сопряженно, чтобы сохранялось равенство числа электронов, отдаваемых металлом и присоединяющихся к окислителю в единицу времени. Только в этом случае может наступить стационарное состояние.

Итак, процессы электрохимической коррозии протекают по законам электрохимической кинетики, когда общая реакция взаимодействия может быть разделена на следующие, в значительной степени самостоятельные, электродные процессы:

– **анодный процесс** – переход металла в раствор в виде ионов (в водных растворах, обычно гидратированных) с оставлением эквивалентного количества электронов в металле:



– **катодный процесс** – ассимиляция появившихся в металле избыточных электронов депполяризаторами.

Различают коррозию с водородной и кислородной (или окислительной) депполяризацией. При наличии в растворе газообразного кислорода и невозможностью протекания процесса коррозии с водородной депполяризацией основную роль депполяризатора исполняет кислород. Коррозионные процессы, у которых катодная депполяризация осуществляется растворенным в электролите кислородом, называют процессами коррозии металлов с кислородной депполяризацией. Это наиболее распространенный тип коррозии металла в воде, в нейтральных и даже в слабокислых солевых растворах, в морской воде, в земле, в атмосфере воздуха.

Общая схема кислородной депполяризации сводится к восстановлению молекулярного кислорода до гидроксид-иона:



В случае водородной депполяризации на катоде протекает процесс восстановления ионов водорода, находящихся в среде:



2.3 Способы защиты от коррозии

Выбор того или иного способа определяется его эффективностью, а также экономической целесообразностью.



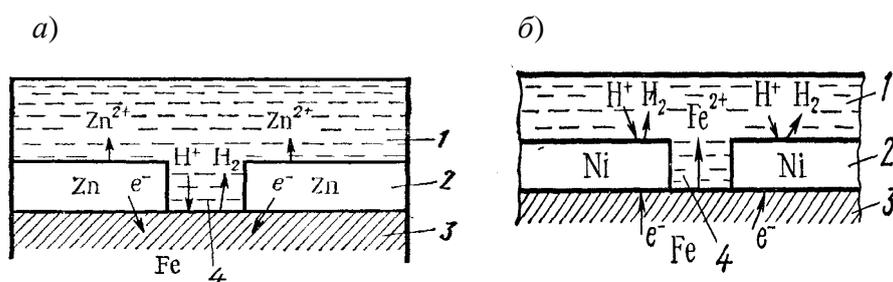
2.3.1 *Легирование металла* – эффективный (хотя обычно дорогой) метод повышения коррозионной стойкости металлов. При легировании в состав сплава обычно вводят компоненты, вызывающие пассивирование металла. В качестве таких компонентов применяются хром, никель, алюминий, кремний. Эти элементы при высоких температурах окисляются энергичнее, чем железо, и образуют при этом плотные защитные пленки оксидов.

2.3.2 *Защитные покрытия*. Слои, искусственно создаваемые на поверхности металлических изделий и сооружений для предохранения их от коррозии, называются защитными покрытиями.

Широко распространенным способом защиты металлов от коррозии является покрытие их слоем других металлов. Покрывающие металлы сами корродируют с малой скоростью, т. к. покрываются плотной оксидной пленкой. В зависимости от величины электродного потенциала защищаемого металла и покрытия, различают катодные и анодные покрытия.

Катодное покрытие – металл покрытия менее активен, чем защищаемый металл. Например, никель хорошо покрывает железо и достаточно стойко против действия разбавленных растворов кислот. В случае механического повреждения такого покрытия возникает гальваническая пара, в которой электроны переходят от железа к никелю; анодом здесь является железо, а катодом никель. В этом случае разрушается железо, а никель остается без изменений (рисунок 2.2, б).

Анодное покрытие – покрытие более активным металлом. Например, покрытие железа цинком (рисунок 2.2, а). При механическом повреждении цинкового покрытия возникает гальваническая пара, в которой железо служит катодом, а анодом – цинк.



1 – раствор; 2 – покрытие; 3 – основной материал; 4 – пора

Рисунок 2.2 – Схема коррозии металла в кислом растворе при нарушении анодного (а) и катодного (б) покрытий

Электроны переходят от цинка к железу, цинк разрушается, а железо остается защищенным до тех пор, пока не разрушится весь цинк. На основании вышеизложенного можно сделать вывод о том, что более надежным является анодное покрытие.

К ряду покрытий, получаемых химической обработкой металла, относятся защитные покрытия, образующиеся непосредственно на поверхности металла.



Образование на поверхности металлических изделий защитных оксидных пленок носит в технике общее название *оксидирование*.

Неметаллические защитные покрытия могут быть как неорганическими, так и органическими. В качестве неорганических покрытий могут быть неорганические эмали, оксиды металлов, соединения хрома, фосфора и др. К *органическим* относятся лакокрасочные покрытия, покрытия смолами, пластмассами, полимерными пленками, резиной.

3 Примеры решения задач

3.1 Ряд напряжения металлов. Гальванические элементы

3.1.1 Рассчитайте электродный потенциал Вi в 0,01 М растворе его соли.

Значение электродного потенциала рассчитаем на основании уравнения Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} = E^0_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} + \frac{0,059}{n} \lg [\text{Me}^{n+}].$$

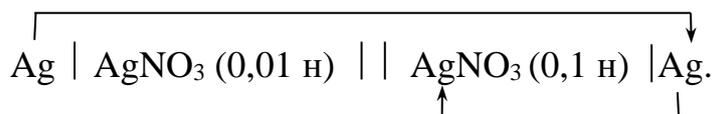
Значение стандартного электродного потенциала (E^0) висмута возьмем из ряда стандартных электродных потенциалов (+0,21 В), n – количество электронов, участвующих в процессе, равно заряду иона висмута («3+»), концентрация ионов металла указана в условии задачи – 0,01 моль/л. Подставляем данные в формулу и производим расчет:

$$E_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}^0} = 0,21 + \frac{0,059}{3} \lg 0,01 = 0,17 \text{ В.}$$

3.1.2 Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, опущенных: первый – в 0,01 Н, а второй – в 0,1 Н растворы AgNO_3 .

Гальванический элемент, составленный из одинаковых электродов, погруженных в растворы одного и того же электролита, различающихся только концентрацией, называется концентрационным. При этом электрод, помещенный в более разбавленный раствор (с меньшей концентрацией ионов в растворе), играет роль анода, а электрод в более концентрированном растворе (с большей концентрацией ионов металла в растворе) – роль катода.

Схема работы данного гальванического элемента:



Электродные процессы:

А) $\text{Ag}^0 - 1\bar{e} = \text{Ag}^+$ – процесс окисления;

К) $\text{Ag}^+ + 1\bar{e} = \text{Ag}^0$ – процесс восстановления.

Величина электродного потенциала отдельно взятого электрода рассчиты-



вается по уравнению Нернста. Значение электродного потенциала серебра возьмем из ряда СЭП (+0,8 В); количество электронов, участвующих в процессе, равно заряду иона серебра («+1»).

Из уравнения Нернста найдем электродные потенциалы металла анода и катода:

$$E_K = 0,8 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg 0,1 = 0,741 \text{ В};$$

$$E_A = 0,8 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg 0,01 = 0,682 \text{ В}.$$

В данном случае будем считать, что $C_H = [Me^{n+}]$, поскольку фактор эквивалентности нитрата серебра равен 1.

ЭДС гальванического элемента рассчитаем по формуле

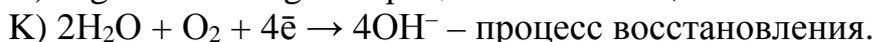
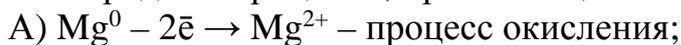
$$\text{ЭДС} = E_K - E_A = 0,741 - 0,682 = 0,059 \text{ В}.$$

3.2 Коррозия металлов. Защита металлов от коррозии

3.2.1 Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары магний-никель. Какие продукты коррозии образуются в первом и втором случаях?

Поскольку магний имеет меньшую величину электродного потенциала (минус 2,37 В), чем никель (минус 0,25 В), то он будет играть роль анода, а никель – роль катода. Так как металл катода является восстановленной формой, то на нем будет протекать процесс восстановления молекул кислорода, присутствующего в нейтральной среде (кислородная деполяризация), или ионов водорода, присутствующего в кислой среде (водородная деполяризация).

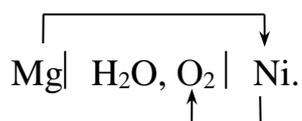
Электродные процессы, протекающие в нейтральной среде:



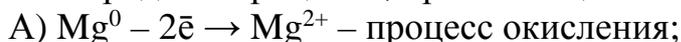
Образующиеся ионы магния связываются с гидроксид-ионами, с образованием гидроксида магния:



Схема работы данного гальванического элемента:



Электродные процессы, протекающие в кислой среде:

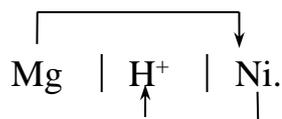


Поскольку не указана кислота, в которую погружена гальванопара «магний – никель», то будем считать, что продуктом коррозии в кислой среде является



соль магния (Mg^{2+}).

Схема работы данного гальванического элемента:



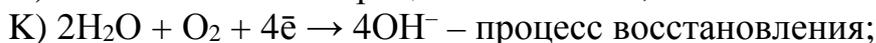
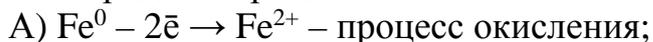
3.2.2 Каким покрытием по отношению к железу является олово? Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем олова, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, протекающих в растворе хлорида натрия. Каков состав продуктов коррозии?

Раствор хлорида натрия имеет нейтральную реакцию среды. Функция NaCl заключается в ускорении процесса коррозии.

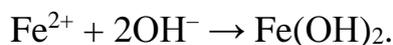
Поскольку железо имеет меньшую величину электродного потенциала (минус 0,44 В), чем олово (минус 0,136 В), то оно будет играть роль анода, а олово – роль катода. Следовательно, покрытие оловом будет являться катодным по отношению к железу.

При нарушении оловянного покрытия на железе самопроизвольно возникает гальванический элемент. Так как металл катода является восстановленной формой, то на нем будет протекать процесс восстановления молекул кислорода, присутствующего в нейтральной среде (кислородная деполяризация).

Электродные процессы:



Далее:



Гидроксид железа (II) $Fe(OH)_2$ доокисляется до гидроксида железа (III):

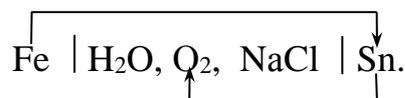


Далее происходит процесс отщепления молекул воды и образование оксид-гидроксида.



Состав продуктов коррозии будет следующим: $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $FeOOH$, Fe_2O_3 .

Схема работы данного гальванического элемента:



Контрольные вопросы и задачи

1 Рассчитайте электродный потенциал алюминиевого электрода, опущенного в 0,001М раствор соли $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_4$.

2 При какой концентрации ионов Sn^{2+} в растворе потенциал оловянного электрода станет равным стандартному электродному потенциалу водородного электрода?

3 Что является окислителем и восстановителем в гальваническом элементе, составленном оловом и серебром, которые погружены в нормальные растворы их солей? Составьте схему соответствующего гальванического элемента.

4 Составьте схему, запишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из магниевых электродов, опущенных: первый – в 0,001Н, второй – в 0,01Н растворы MgSO_4 .

5 ЭДС гальванического элемента, образованного никелем, погруженным в раствор его соли с $[\text{Ni}^{2+}] = 0,0001$ моль/л, и серебром, погруженным в раствор его соли, равна 1,108 В. Определить концентрацию ионов Ag^+ в растворе его соли.

6 Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытий? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

7 Какое покрытие металла называется анодным и какое – катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытий марганца. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии марганца при нарушении анодного и катодного покрытий во влажном воздухе и в растворе серной кислоты.

8 Если опустить в соляную кислоту пластинку из чистого кадмия, то выделение на ней водорода идет медленно и со временем почти прекращается. Однако, если хромовой палочкой прикоснуться к кадмиевой пластинке, то на последней начинается бурное выделение водорода. Почему? Какой металл при этом растворяется? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

Список литературы

1 **Глинка, Н. Л.** Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – Москва: Интеграл-Пресс, 2015. – 240 с.

2 **Коровин, Н. В.** Общая химия: учебник для технических направлений и специальностей вузов / Н. В. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2014. – 558 с.

4 **Жарский, И. М.** Теоретические основы химии: сборник задач / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. – Минск: Аверсэв, 2017. – 397 с.: ил.

