

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна

Должность: проректор по учебной работе

Дата подписания: 10.11.2023 03:15:07

Уникальный программный ключ:

0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра химии

УТВЕРЖДАЮ

Первый проректор –

проректор по учебной работе

_____ Е.А. Кудряшов

«___» _____ 2013 г.

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ. МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

Методические указания по выполнению лабораторной работы и
для самостоятельной работы студентов
технических специальностей

Курск 2013

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

1. Понятие коррозии металлов и сплавов.
2. Термодинамические условия протекания коррозии.
3. Основные стадии коррозионного процесса.
4. Виды коррозии: химическая и электрохимическая. Сущность процессов, протекающих при химической (газовой) коррозии. Примеры данного вида коррозии.
5. Особенности электрохимической коррозии и причины, её вызывающие.
6. Коррозионный элемент. Анодный и катодный процессы.
7. Роль внешней среды в протекании электрохимической коррозии. Кислородная и водородная деполяризация.
8. Структурная неоднородность металла, а также деформация изделия как одни из причин электрохимической коррозии.
9. Методы защиты металлов от коррозии. Легирование и нанесение защитных покрытий.
10. Электрохимические способы защиты металлических изделий от коррозии. Протекторный и катодный способы предотвращения разрушения металлов.
11. Изменение состава коррозионной среды как один из способов защиты от коррозии. Ингибиторы коррозии, механизм их действия.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высш. шк., 2007 г..
2. Вольхон В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие. СПб.: Лань, 2008 г.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Интеграл-прес, 2006 г
4. Задачи и упражнения по общей химии/ Под ред. Н.В. Коровина. М.: Высш. шк., 2004 г.
5. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. М.: Высш. шк., 2001 г.

КОРРОЗИЯ - процесс самопроизвольного разрушения металлов и сплавов под действием окружающей среды; данный процесс является окислительно-восстановительным и протекает на границе раздела фаз.

Процесс коррозии характеризуется уменьшением энергии Гиббса системы ($G < 0$).

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S,$$

где ΔH – изменение энтальпии; $\Delta H < 0$, т.к. химическая энергия реакции коррозионного разрушения металлов и сплавов выделяется в виде теплоты и рассеивается в окружающем пространстве;

ΔS – изменение энтропии; $\Delta S > 0$, т.к. продукт коррозии имеет более неупорядоченную структуру, чем металл или сплав. Например, железо (Fe) имеет твердую кристаллическую структуру, а продукт коррозии (FeOOH) – рыхлую структуру, которая характеризуется большим значением энтропии;

T – температура, которая может меняться в различных пределах, в зависимости от условий протекания коррозионного процесса.

При рассмотрении любого коррозионного процесса, можно выделить основные стадии:

1. подвод частиц агрессивной среды (окислителя) к поверхности металла или сплава;
2. закрепление частиц агрессивной среды на поверхности твердой фазы (процесс адсорбции);
3. ослабление связи частиц агрессивной среды ;
4. химическое взаимодействие металла или сплава и агрессивной среды;
5. формирование фазы продукта коррозии;
6. отвод продукта коррозии из зоны химической реакции.

По механизму протекания коррозионного процесса, который зависит от характера внешней среды, различают *химическую и электрохимическую коррозию*.

ХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ

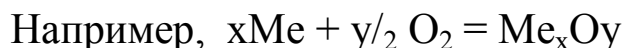
Химическая коррозия – самопроизвольное разрушение металла или сплава в окислительных средах, которые не проводят электрический ток.

К ней относятся:

а) высокотемпературная коррозия в атмосфере сухих газов, т.е. при отсутствии конденсации влаги на поверхности металла или сплава (сухой воздух, хлор, сероводород и т.д.);

б) коррозия в жидких неэлектропроводных средах. К ним относятся жидкости органического происхождения (бензин, керосин, сернистая нефть и т.д.), а также ряд жидкостей неорганического происхождения (расплавленная сера, жидкий бром и др.).

Сущность химической коррозии сводится к окислительно-восстановительной реакции, которая протекает между металлом или сплавом и окислителем.

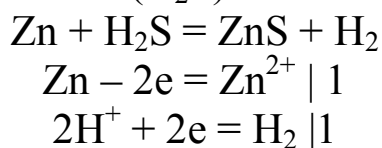


При окислении металла или сплава образуется пленка продукта коррозии, которая может проявлять различные свойства, т.е. защищать поверхность от дальнейшего окисления или не защищать. Чтобы пленка продукта коррозии обладала защитными свойствами, она должна удовлетворять следующим требованиям:

1. быть сплошной, непористой;
2. иметь хорошее сцепление с металлом;
3. быть химически инертной по отношению к данной агрессивной среде;
4. обладать твердостью и износостойкостью.

ПРИМЕР 1: Рассмотрите процесс коррозии цинковой пластины в атмосфере сухого сероводорода при температуре 400К.

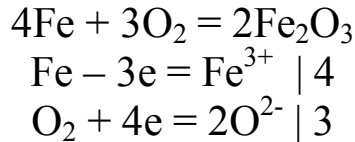
Ответ: В атмосфере любого сухого газа при высоких температурах протекает химическая коррозия, сущность которой, в данном случае, сводится к окислительно-восстановительной реакции между металлом (Zn) и окислителем (H₂S):



Продуктом коррозии является сульфид цинка.

ПРИМЕР 2: Опишите процесс коррозии железного гвоздя, помещенного в бензин, который насыщен кислородом.

Ответ: В чистом виде органические растворители не реагируют с металлами, но в присутствии примесей химическое взаимодействие протекает интенсивно. В данном случае будет протекать химическое взаимодействие между железом и кислородом:



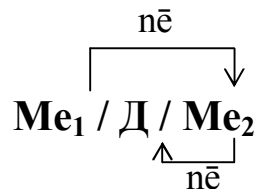
ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ

Электрохимическая коррозия – самопроизвольное разрушение металла или сплава в среде электролита:

- в растворах электролитов (растворы щелочей, кислот и солей; морская вода);
- в атмосфере любого влажного газа;
- в почве.

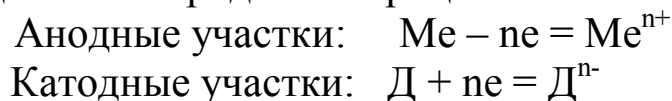
Металлы и сплавы неоднородны. При соприкосновении их с электролитами, участки с более низким значением потенциала играют роль анода, а другие, с более высоким значением потенциала – роль катода. Таким образом, на поверхности металла или сплава возникает множество микрогальванических пар, и, чем их больше, тем больше скорость разрушения поверхности металла или сплава в электролите.

При электрохимической коррозии протекают раздельно два процесса: окисление на анодных участках и восстановление на катодных участках, при этом образуется *коррозионный элемент*:



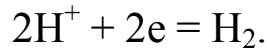
где Д – деполяризатор.

Схематично процесс электрохимической коррозии можно описать следующими электродными процессами:

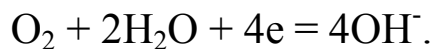


Катодный процесс зависит от кислотности среды (рН):

а) если $\text{pH} < 7$ (в растворах кислот и солей, гидролизующихся по катиону), то деполяризатором являются ионы водорода H^+ , и на катодных участках осуществляется *водородная деполяризация*, протекающая по схеме:



б) если $\text{pH} \geq 7$ (в нейтральных и щелочных средах), то деполяризатором являются молекулы кислорода, растворенные в электролите, и на катодных участках осуществляется *кислородная деполяризация*, протекающая по схеме:



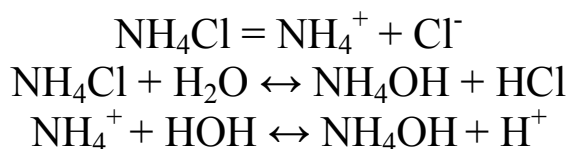
Возможны различные случаи возникновения коррозионных гальванических пар:

1. Контакт с электролитом двух разных металлов

ПРИМЕР 3: Рассмотрите химические процессы, протекающие при контакте цинковой и свинцовой пластин, погруженных в раствор хлорида аммония.

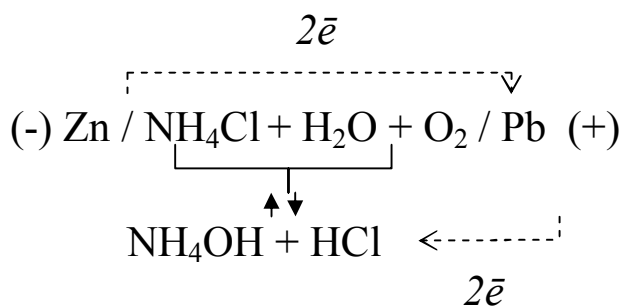
Ответ: В данном случае мы имеем дело с контактной электрохимической коррозией. $E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0,76\text{В}$, а $E^0(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}) = -0,13\text{В}$. Следовательно, цинк, характеризующийся более низким значением электродного потенциала, будет проявлять свойства анода, а свинец с большим значением электродного потенциала – свойства катода.

В водном растворе хлорид аммония подвергается процессу гидролиза по катиону слабого основания :



В результате гидролиза среда раствора становится кислой, т.к. накапливаются ионы водорода H^+ ($\text{pH} < 7$), следовательно, деполяризатором являются ионы водорода H^+ , а на катодных участках осуществляется водородная деполяризация

Строение и работа коррозионного элемента описывается следующей схемой:



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

Катодные участки: $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$ (pH < 7)

Суммарное уравнение коррозии: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$

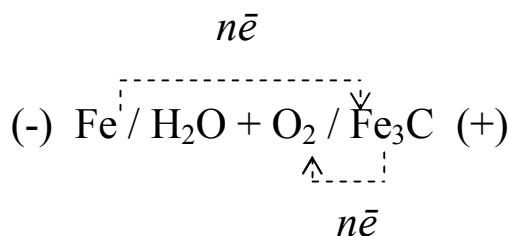
Продуктом коррозии является хлорид цинка.

2. Контакт металла с его химическим соединением или с неметаллическими включениями (например, углеродистая сталь Fe_3C , где железо контактирует с углеродом);

ПРИМЕР 4: Какие химические процессы протекают при разрушении углеродистой стали во влажном воздухе?

Ответ: При контакте углеродистой стали (Fe_3C) с влажным воздухом происходит электрохимическая коррозия. Это связано с тем, что на поверхности стали конденсируется тонкий слой воды, насыщенной кислородом, который является электропроводящей средой (pH=7, т.е. среда - нейтральная). На кристаллах Fe и Fe_3C возникают разные потенциалы, причем, $E^0(\text{Fe}) < E^0(\text{Fe}_3\text{C})$, следовательно, Fe будет играть роль анодных участков, а Fe_3C - роль катодных участков.

Строение и работа коррозионного элемента описывается схемой:



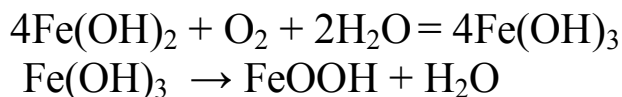
Анодные участки: $\text{Fe} - 2e = \text{Fe}^{2+}$ | 2

Катодные участки: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$ | 1

Суммарное уравнение реакции: $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_2$

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – белая ржавчина, промежуточный продукт коррозии железа при $\text{pH}=7$.

Дальнейшее окисление железа протекает по следующим схемам:



FeOOH – бурая ржавчина, конечный продукт коррозии железа при $\text{pH}=7$.

3. *Структурная неоднородность металла (например, дефекты кристаллических решеток, деформации и неровности поверхности металла).*

Коррозионному разрушению, обусловленному дефектами кристаллической решётки, как правило, подвергаются металлические изделия, не имеющие других структурных нарушений. При этом коррозионные элементы представляют собой микрогальванические пары. Причина их образования кроется в неоднородности кристаллической структуры поверхностного слоя металла. Как правило, дефекты кристаллической решётки в каждом кристалле перемещаются к его границам и там локализуются. При контакте с электролитом *полированной* поверхности металлического изделия на границах кристалла возникает более отрицательный потенциал, чем в его центре. Поэтому каждый кристалл будет представлять собой коррозионный элемент.

$$E (\text{граница кристалла}) < E (\text{центр кристалла})$$

В результате работы таких коррозионных элементов имеет место интеркристаллитная коррозия – растворяются границы кристаллов.

При контакте *шероховатой* поверхности металлического изделия с раствором электролита возникает множество микрогальванических пар вследствие неравномерного распределения поверхностной энергии по выступам и впадинам. Выступы на поверхности металла представляют собой более энергоёмкие зоны по сравнению с впадинами. Поэтому металл выступов имеет меньший потенциал.

$$E (\text{Me, выступ}) < E (\text{Me, впадина})$$

Это приводит к образованию множества коррозионных элементов. Металл выступов выполняет функцию анода и в результате работы коррозионного элемента растворяется, выступы сглаживаются.

В *деформированных*, например, в изогнутых изделиях, гальванические элементы возникают в результате образования разных потенциалов на их выпуклой и вогнутой сторонах.

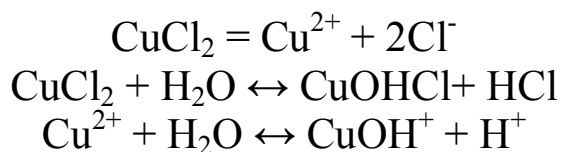
$$E (\text{выпуклая сторона}) < E (\text{вогнутая сторона})$$

При этом анодом служит выпуклая часть, катодом – её вогнутая часть. Продукт коррозии будет располагаться только на вогнутой (катодной) части.

В одинаковых условиях скорость коррозионного процесса в случае полированной поверхности металла гораздо ниже, чем скорость коррозии шероховатой поверхности того же металла или деформированного металла. Это связано с более низким значением ЭДС микрогальванических пар. Кроме того, катодные участки полированной поверхности металла способны покрываться более сплошным слоем продукта коррозии, что затрудняет доступ к ним окислителя среды.

ПРИМЕР5: Рассмотрите коррозию полированной поверхности цинка и коррозию шероховатой поверхности того же металла в растворе хлорида меди?

Ответ: В водном растворе хлорид аммония подвергается процессу гидролиза.



В результате гидролиза раствор хлорида меди становится кислым, и, следовательно, в нём будет протекать водородная деполаризация.

При контакте полированной поверхности цинка и шероховатой поверхности цинка с раствором электролита возникает множество коррозионных элементов. В случае полированной пластинки анодом будет граница кристалла, а катодом - его центр. В случае

ростойкие (стойкие по отношению к газовой коррозии при высоких температурах) и *жаропрочные* (сплавы, сохраняющие свою высокую механическую прочность при значительных повышениях температуры).

2. ЗАЩИТНЫЕ ПОКРЫТИЯ

2.1. *Металлические покрытия* – цинк, кадмий, алюминий, олово, серебро и др., а также сплавы – бронза, латунь и т.д. В свою очередь металлические покрытия разделяются на:

а) анодные покрытия - покрытие, у которого потенциал меньше потенциала защищаемой поверхности. При нарушении такого покрытия в первую очередь будет окисляться само покрытие.

б) катодные покрытия – покрытие, у которого потенциал больше потенциала защищаемой поверхности. При нарушении такого покрытия в первую очередь будет окисляться защищаемая поверхность.

2.2. *Неметаллические покрытия*. Их можно разделить на:

а) неорганические покрытия – неорганические эмали (различные силикаты), оксиды металлов, соединения хрома и фосфора и т.д.

б) органические покрытия – лакокрасочные покрытия, покрытия смолами, резиной, полимерными пленками и т.п.

3. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ ЗАЩИТА

Данный метод основан на торможении катодных или анодных процессов.

а) протекторная защита – к защищаемой поверхности конструкции присоединяется деталь из более активного металла (*протектор*), чем защищаемая поверхность. При этом образуется коррозионная пара, в которой защищаемая поверхность будет катодом, а разрушаться в первую очередь будет протектор. Протекторная защита эффективно используется при защите кораблей от коррозии.

б) катодная защита – защищаемое изделие подключается к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока и становится катодом, а анодом служит вспомогательный, обычно

стальной, электрод, который растворяется, а на защищаемом сооружении выделяется водород. Катодная защита используется для защиты от коррозии подземных трубопроводов, кабелей, водных резервуаров.

4. ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ КОРРОЗИОННОЙ СРЕДЫ

а) Для снижения агрессивности среды уменьшают концентрацию компонентов, которые опасны в коррозионном отношении. Например, в нейтральных средах деполяризатором является кислород, поэтому его удаляют кипячением или восстанавливают.

б) Для замедления процессов коррозии широко используют ингибиторы. **Ингибиторы** - вещества, которые при добавлении в агрессивную среду, уменьшают скорость коррозии. Они используются в тех случаях, когда в системе редко или мало обновляется раствор электролита (в парогенераторах, системах охлаждения и т.д.)

Механизм действия большинства ингибиторов заключается в адсорбции ингибитора на корродирующей поверхности, и затем тормозятся катодные или анодные процессы. В качестве ингибиторов используют органические вещества, содержащие серу, азот и кислород (уротропин), неорганические вещества (H_2O_2 , $Na_2Cr_2O_7$, $NaNO_2$ и т.д.)

5. РАЦИОНАЛЬНОЕ КОНСТРУИРОВАНИЕ

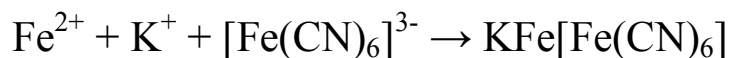
При конструировании исключить (по возможности) или сократить число и размеры особо опасных, с точки зрения коррозии, участков (например, сварных швов, узких щелей); предусмотреть специальную защиту металлической конструкции от коррозии.

ПРИМЕР 6: К какому типу покрытия относится лужение железа (железо покрывают оловом)? Рассмотрите схему коррозионного процесса, происходящего при нарушении целостности покрытия в растворе сульфида натрия.

Ответ: Коррозия луженого железа осуществляется за счет работы коррозионного элемента, состоящего из железа и олова.

$E^0(Fe) = -0,44В$, а $E^0(Sn) = -0,14В$. Т.к. потенциал покрытия больше потенциала металла изделия, то при нарушении целостно-

римого гексацианоферрат (III) калия-железа (II) тёмно-синего цвета, называемого турнбелевая синь.



Через 2-3 минуты опишите изменение цвета фильтровальной бумаги, форму и распределение пятен. Опишите наблюдения, запишите уравнения электродных реакций и схему коррозионного процесса.

Опыт 2. *Коррозия железа в контакте с углеродом*

Заполните U-образную трубку на $\frac{1}{2}$ объёма 0,5 М раствором хлорида натрия. Зачистите наждачной бумагой и промойте проточной водой стальные и графитовые стержни. В одно колено трубки поместите стальной стержень и добавьте 3-4 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, во второе колено погрузите графитовый стержень и добавьте 3-4 капли фенолфталеина.

Замкните внешнюю цепь через милливольтметр и запишите напряжение. Отключите вольтметр, замкните внешнюю цепь и наблюдайте за работой элемента. Как изменяется окраска раствора в катодном и анодном пространствах.

Запишите уравнения катодного и анодного процессов, составьте суммарное уравнение коррозионного процесса и схему коррозионного элемента.

Опыт 3. *Легирование металла*

В качестве легирующих добавок к железу применяют никель и хром. В две пробирки налейте на $\frac{1}{2}$ объёма воды и добавьте 2-4 мл раствора серной кислоты и 2-3 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В одну пробирку поместите зачищенную наждачной бумагой и промытую проточной водой стальную пластинку, во вторую пробирку – пластинку из нержавеющей стали (незачищенную).

Отметьте изменение цвета раствора через 5 минут и количество выделяющихся пузырьков газа в единицу времени.

Объясните ваши наблюдения, запишите уравнения анодных и катодных процессов. Приведите схему коррозионного процесса и уравнение суммарной реакции. Объясните причину различного поведения пластинок в растворе кислоты.

Опыт 4. *Анодные и катодные защитные покрытия*

В две пробирки налейте на $\frac{1}{2}$ объёма воды и добавьте 1-2 мл раствора серной кислоты и 2-4 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну пробирку поместите полоску оцинкованного, а в другую – лужёного железа. Отметьте изменение цвета раствора через 5 минут.

Объясните ваши наблюдения, запишите уравнения анодных и катодных процессов, приведите схемы работы коррозионных элементов и суммарные уравнения процессов коррозии. Укажите, какое из изученных покрытий было анодным, какое – катодным.

Вылейте растворы из пробирок; полоски железа хорошо промойте водой и сделайте опыт с раствором щёлочи. Наблюдения запишите и объясните так же, как в случае с кислым раствором.

Опыт 5. *Протекторная защита металла*

А. Протекторная защита свинца

В две пробирки налейте на $\frac{1}{2}$ объёма 0,4 М раствора уксусной кислоты CH_3COOH и добавьте в каждую несколько капель раствора иодида калия. В одну пробирку поместите полоску свинца, в другую – такую же полоску свинца, но в контакте с цинком. Наблюдайте, в какой из пробирок быстрее появится жёлтое окрашивание.

Объясните наблюдаемые явления. Запишите уравнения анодных и катодных процессов, приведите схемы работы коррозионных элементов и суммарные уравнения процессов коррозии.

Б. Протекторная защита стали

В две пробирки налейте на $\frac{1}{2}$ объёма 0,1 М раствора серной кислоты и 2-4 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну пробирку поместите стальную полоску, в другую – такую же полоску стали, но в контакте с цинком.

Запишите ваши наблюдения и объясните их, написав уравнения анодного и катодного процессов, приведите схемы работы коррозионных элементов и суммарные уравнения процессов коррозии.

Опыт 6. *Влияние ингибитора на скорость коррозии*

В две пробирки налейте на $\frac{1}{2}$ объёма 0,1 М раствора серной кислоты и поместите в каждую пробирку полоску железа или железные стружки. В одну пробирку добавьте уротропин или другой ингибитор.

Наблюдения запишите и объясните. Запишите уравнения анодных и катодных процессов, приведите схемы работы коррозионных элементов и суммарные уравнения процессов коррозии.

ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Задание 1

Определите тип коррозии. Составьте уравнения процессов, протекающих в каждом из случаев, и схему коррозионного элемента для случая электрохимической коррозии. Укажите тип коррозионного разрушения.

- (А) а/ Шероховатая железная пластинка в среде газообразного хлора при $T=573\text{ К}$;
 б/ Изогнутая цинковая пластинка в растворе K_2S при $T=298\text{ К}$.
- (Б) а/ Полированная пластина из углеродистой стали в сухом хлороводороде при $T=300\text{ К}$;
 б/ Полированная алюминиевая пластина в растворе $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при $T=298\text{ К}$.
- (В) а/ Полированная алюминиевая пластина в сухом воздухе при $T=400\text{ К}$;
 б/ Шероховатая железная пластинка в растворе $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ при $T=298\text{ К}$.
- (Г) а/ Шероховатая железная пластинка в сухом воздухе при $T=373\text{ К}$;
 б/ Изогнутая железная пластина в растворе NiSO_4 при $T=298\text{ К}$.
- (Д) а/ Шероховатая цинковая пластинка в сухом сероводороде при $T=300\text{ К}$;
 б/ Полированная алюминиевая пластина в растворе FeCl_2 при $T=298\text{ К}$.
- (Е) а/ Изогнутая пластина из углеродистой стали в сухом хлороводороде при $T=300\text{ К}$;
 б/ Изогнутая цинковая пластина в растворе Na_2CO_3 при $T=298\text{ К}$.

- (Ж) а/ Шероховатая алюминиевая пластина в водяном паре при $T=423\text{K}$;
б/ Изогнутая железная пластина в растворе HCl при $T=298\text{K}$.
- (З) а/ Полированная цинковая пластина в сухом сероводороде при $T=360\text{K}$;
б/ Полированная цинковая пластина в растворе CuSO_4 при $T=298\text{K}$.
- (И) а/ Изогнутая пластина из углеродистой стали в насыщенном кислородом бензине при $T=298\text{K}$;
б/ Изогнутая алюминиевая пластина в растворе Na_2SO_3 при $T=298\text{K}$.
- (К) а/ Полированная алюминиевая пластина в сухом воздухе при $T=398\text{K}$;
б/ Пластина из углеродистой стали в растворе K_2SO_4 при $T=298\text{K}$.
- (Л) а/ Полированная пластина из углеродистой стали в сухом хлороводороде при $T=350\text{K}$;
б/ Шероховатая цинковая пластинка во влажном воздухе при $T=298\text{K}$.
- (М) а/ Шероховатая железная пластинка в насыщенном кислородом керосине при $T=298\text{K}$;
б/ Пластина из углеродистой стали в растворе CrCl_2 при $T=298\text{K}$.
- (Н) а/ Полированная пластина из углеродистой стали в насыщенном хлором керосине при $T=298\text{K}$;
б/ Полированная алюминиевая пластина в растворе $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ при $T=298\text{K}$.
- (О) а/ Полированная цинковая пластина во влажном воздухе при $T=300\text{K}$;
б/ Пластина из углеродистой стали в растворе NaOH при $T=298\text{K}$.
- (П) а/ Полированная железная пластина в водяном паре при $T=473\text{K}$;
б/ Изогнутая цинковая пластина в растворе KCl при $T=298\text{K}$.
- (Р) а/ Шероховатая алюминиевая пластинка в сухом хлороводороде при $T=380\text{K}$;
б/ Изогнутая железная пластина в растворе $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ при $T=298\text{K}$.

- (С) а/ Шероховатая железная пластинка в сухом сероводороде при $T=330\text{K}$;
 б/ Шероховатая алюминиевая пластинка в растворе Na_2S при $T=298\text{K}$.
- (Т) а/ Полированная пластина из углеродистой стали в газообразном хлоре при $T=398\text{K}$;
 б/ Полированная цинковая пластина в растворе K_2SiO_3 при $T=298\text{K}$.
- (У) а/ Полированная пластина из углеродистой стали в сухих парах брома при $T=320\text{K}$;
 б/ Изогнутая цинковая пластина в растворе $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$ при $T=298\text{K}$.
- (Ф) а/ Полированная алюминиевая пластина в насыщенном кислородом керосине при $T=298\text{K}$;
 б/ Полированная алюминиевая пластина в растворе H_2SO_4 при $T=298\text{K}$.

Задание 2

- (А) Какой из двух металлов, контактирующих в конструкции, будет подвергаться разрушению. Металлическое изделие находится в растворе электролита. Составьте соответствующие уравнения и схему коррозионного элемента: Fe/Ti в растворе CuCl_2 ;
- (Б) См. условие в варианте А: Cu/Au в растворе CrCl_2 ;
- (В) См. условие в варианте А: Fe/Cd в растворе KOH ;
- (Г) См. условие в варианте А: Sn/Cu в растворе Na_2SiO_3 ;
- (Д) См. условие в варианте А: Fe/Zn в растворе HCl ;
- (Е) См. условие в варианте А: Cd/Ni в растворе $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$;
- (Ж) См. условие в варианте А: Co/Pb в растворе NaOH ;
- (З) См. условие в варианте А: Mn/Fe в растворе NaCl ;
- (И) Каким - анодным или катодным – покрытием будет цинк (1), если изделие изготовлено из железа (2)? Напишите схему коррозионного процесса, протекающего при нарушении целостности покрытия в растворе $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (3).
- (К) См. условие в варианте И. 1 – Ni , 2 – Fe , 3 - в растворе NaCl
- (Л) См. условие в варианте И. 1 – Pb , 2 – Fe , 3 - в растворе Na_2CO_3

(М) См. условие в варианте И. 1 – Cr, 2 – Fe, 3 - в растворе $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

(Н) См. условие в варианте И. 1 – Cu, 2 – Fe, 3 - в растворе H_2SO_3

(О) См. условие в варианте И. 1 – Ag, 2 – Fe, 3 - в растворе Na_2SO_4

(П) См. условие в варианте И. 1 – Sn, 2 – Fe, 3 - в растворе KOH

(Р) См. условие в варианте И. 1 – Au, 2 – Fe, 3 - в растворе MgCl_2

(С) В качестве протектора для защиты от коррозии стальных изделий используют алюминий. Составьте схему процессов, лежащих в основе защитного действия протектора, протекающих в растворе $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$.

(Т) В качестве протектора для защиты от коррозии стальных изделий используют алюминий. Составьте схему процессов, лежащих в основе защитного действия протектора, протекающих в почвенном растворе с $\text{pH} = 7$.

(У) В качестве протектора для защиты от коррозии стальных изделий используют марганец. Составьте схему процессов, лежащих в основе защитного действия протектора, протекающих в растворе NaHCO_3 .

(Ф) В качестве протектора для защиты от коррозии стальных изделий используют марганец. Составьте схему процессов, лежащих в основе защитного действия протектора, протекающих в растворе HNO_3 .

Стандартные потенциалы металлических электродов

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li^+/Li	$\text{Li}^+ + e = \text{Li}$	-3,045
Rb^+/Rb	$\text{Rb}^+ + e = \text{Rb}$	-2,925
K^+/K	$\text{K}^+ + e = \text{K}$	-2,925
Cs^+/Cs	$\text{Cs}^+ + e = \text{Cs}$	-2,923
Ba^{2+}/Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}$	-2,906
Ca^{2+}/Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}$	-2,866
Na^+/Na	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}$	-2,714
Mg^{2+}/Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,363
Be^{2+}/Be	$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}$	-1,847
Al^{3+}/Al	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}$	-1,662
Ti^{2+}/Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}$	-1,628
V^{2+}/V	$\text{V}^{2+} + 2e = \text{V}$	-1,186
Mn^{2+}/Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}$	-1,180
Cr^{2+}/Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2e = \text{Cr}$	-0,913
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	-0,763
Cr^{3+}/Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}$	-0,744
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}$	-0,440
Cd^{2+}/Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}$	-0,403
Co^{2+}/Co	$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,277
Ni^{2+}/Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,250
Sn^{2+}/Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,136
Pb^{2+}/Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,126
Fe^{3+}/Fe	$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,036
H^+/H_2	$\text{H}^+ + e = \frac{1}{2}\text{H}_2$	+0,000
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	+0,337
Cu^+/Cu	$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	+0,521
Ag^+/Ag	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	+0,799
Hg^{2+}/Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	+0,854
Pd^{2+}/Pd	$\text{Pd}^{2+} + 2e = \text{Pd}$	+0,987
Pt^{2+}/Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	+1,190
Au^{3+}/Au	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	+1,498
Au^+/Au	$\text{Au}^+ + e = \text{Au}$	+1,691

