

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА "КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ"

Опыт 1. Контактная коррозия металлов или макрогальванокоррозия.

В стеклянную трубку, согнутую под углом, или в пробирку налейте 0,01н раствор серной кислоты. Опустите полоску или гранулу цинка. Запишите наблюдения. Составьте уравнения реакции.

В другое колено трубочки введите медную проволоку, не доводя ее до соприкосновения с цинком. Выделяется ли водород на меди? Почему?

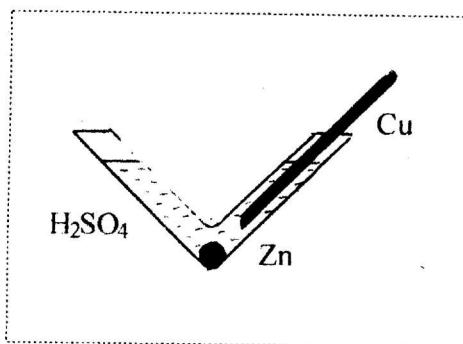
Погрузите медную проволоку глубже так, чтобы она контактировала с цинком.

Как изменяется скорость выделения водорода? Объясните выделение водорода на меди в этом случае.

Составьте схему коррозионной макрогальванопары. Запишите уравнения электродных процессов и образования продуктов коррозии.

Сделайте вывод о влиянии контакта на скорость коррозии цинка. Является ли допустимым контакт исследуемых металлов в серной кислоте, в морской воде? Ответ обоснуйте расчетом, используя значения потенциалов цинка и меди (см. Приложение, табл.1).

Серную кислоту, использованную в опыте 1, можно применить в опыте 2.



Опыт 2. Микрогальванокоррозия

Поместите цинковую гранулу в пробирку. Прилейте несколько мл разбавленной серной кислоты (можно использовать кислоту после опыта 1).

Затем добавьте несколько капель раствора CuSO_4 .

Как изменяется скорость выделения водорода? Составьте схему коррозионной микрогальванопары. Запишите уравнения электродных процессов и образования продуктов коррозии.

В каком случае продукты коррозии могут уменьшать коррозию металлов?

Сделайте вывод о влиянии ионов малоактивных металлов на коррозию цинка.

Опыт 3. Активирующее действие ионов хлора.

В две пробирки налейте 2н раствор H_2SO_4 и поместите в каждую по грануле алюминия. Добавьте в одну пробирку раствор сульфата меди, а в другую - хлорида меди.

В каком случае быстрее протекает процесс? Объясните результаты опыта. Сделайте рисунок разрушения защитной пленки на алюминиевой грануле и образования микрогальванопары.

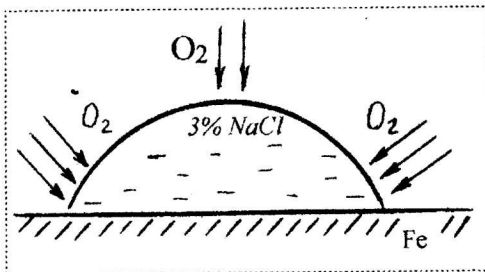
Составьте схему коррозионной микрогальванопары. Запишите уравнения электродных процессов и образования продуктов коррозии.

Сделайте вывод об активирующем действии хлорид- и сульфат-ионов.

Как изменяется активирующее действие ионов различных галогенов и почему?

Опыт 4. Коррозия в результате различного доступа кислорода.

На свежеччищенную поверхность стальной пластины нанесите каплю специального реактива, состоящего из 3% раствора NaCl , раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и фенолфталеина.



Как изменяется окраска раствора в центре и по краям капли?

Составьте схему коррозионной пары, образующейся под каплей раствора NaCl, - пары дифференциальной аэрации.

Запишите уравнения электродных процессов и реакций образования всех продуктов коррозии стали.

Объясните, чем вызвано появление разной окраски в центре капли и по краям капли. Где происходит коррозия стали под каплей?

Сделайте вывод о влиянии различного доступа кислорода на коррозию металлов.

* * *

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

“ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ”

Опыт 1. Катодная защита стали.

Налейте в U-образную трубку 3% раствор хлорида натрия и добавьте в каждое колено по несколько капель раствора $K_3[Fe(CN)_6]$.

Поместите в одно колено трубки стальной электрод, а в другое - графитовый электрод. Подключите к стальному электроду отрицательный полюс, к графитовому - положительный полюс источника постоянного тока.

Что происходит? Нарисуйте схему установки. Запишите уравнения электродных процессов. Образуется ли синий осадок у катода - стального электрода? Почему?

Отключите электрический ток и наблюдайте появление синего окрашивания в области стального электрода. Объясните полученные результаты. Составьте схему коррозионной пары. Запишите электродные процессы и уравнение образования синего осадка у стального электрода.

Сделайте вывод об эффективности катодной защиты металлоконструкций от коррозии.

Опыт 2. Протекторная защита металлов.

В две пробирки с разбавленной уксусной кислотой добавьте раствор **KI**. Поместите в одну пробирку контакт металлов Zn-Pb, а во вторую - только свинец.

В какой пробирке быстрее появится желтое окрашивание?

Запишите наблюдение. Составьте схему макрогальванопары контакта Zn-Pb. Запишите уравнения электродных процессов и образования продуктов коррозии.

Составьте в молекулярном и ионном виде уравнения реакций, происходящих во второй пробирке.

В какой пробирке быстрее происходит коррозия свинца и по чему? Какую роль играет цинк при контакте металлов Zn-Pb?

Сделайте вывод об эффективности протекторной защиты металлов от коррозии.

Опыт 3. Анодные и катодные покрытия .

В две пробирки с 3% раствором хлорида натрия, к котором добавлено несколько капель раствора $K_3[Fe(CN)_6]$, опустите пластинки оцинкованного и луженого железа, предварительно сделав на их поверхности в отдельных местах глубокие царапины до железа.

Через две минуты запишите наблюдения.

Какая пластина быстрее подвергается коррозии? Результаты опыта объясните, составив для каждого случая схему коррозионной пары, электродные процессы и уравнения образования продуктов коррозии.

Почему появляется различная окраска в пробирках в присутствии $K_3[Fe(CN)_6]$? Составьте соответствующие уравнения реакций.

Сделайте вывод об особенностях защитного действия анодного и катодного покрытий. Какое покрытие считается экономически более выгодным?

Опыт 4. Термическое оксидирование стали.

Очистите наждачной бумагой две стальные пластинки. Одну из них нагрейте в пламени горелки или спиртовки до появления цветов побежалости, т.е. до появления оксидной пленки, которая вследствие своей различной толщины, вызывает различную интерференцию света и поэтому окрашена в разные цвета.

Нанесите каплю раствора сульфата меди на оксидированную и неоксидированную пластинки. По скорости появления темного пятна на образцах оцените защитные свойства оксидной пленки.

Составьте уравнение реакции образования защитной оксидной пленки и реакции с участием сульфата меди.

Какие способы оксидирования Вам известны? Сделайте вывод о влиянии оксидирования на коррозию металлов.

Опыт 5. Применение ингибиторов коррозии.

Налейте в три пробирки 2н раствор соляной кислоты. В одну из пробирок поместите кусочек цинка, во вторую - железные стружки и в третью - кусочки алюминия. Если в какой-либо из пробирок реакция протекает медленно, нагрейте ее. Когда выделение водорода станет интенсивным, насыпьте в каждую из пробирок немного уротропина.

Какой наблюдается эффект? Составьте необходимые уравнения реакций. Объясните влияние уротропина на скорость коррозии металлов.

Сделайте вывод о влиянии ингибиторов на скорость коррозии металлов.

* * *

ПРИЛОЖЕНИЕ

ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ МЕТАЛЛОВ

1. Обратимый электродный потенциал металла $\left(\varphi_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}\right)$.

Обратимый электродный потенциал металла - это потенциал, который устанавливается, когда в процессе обмена определяющего потенциал металла в растворе, участвуют только ионы данного металла, т.е. металл в растворе находится в равновесии с собственными ионами.

Обратимый электродный потенциал металла можно не только измерить, но и рассчитать по термодинамическому уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}} = \varphi_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0 + \frac{RT}{ZF} \cdot \ln a_{\text{Me}^{n+}},$$

где: $\varphi_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0$ - стандартный потенциал металла;

R - универсальная газовая постоянная;

T - абсолютная температура;

F - число Фарадея;

$a_{\text{Me}^{n+}}$ - активность ионов металла в растворе.

2. Стандартный потенциал металла $\left(\varphi_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0\right)$.

Стандартный потенциал металла - это обратимый потенциал металла при активности его ионов в растворе, равной 1 моль/л.

Значения стандартных потенциалов металлов при 25°C приведены в ряду напряжений.

3. Необратимый электродный потенциал металла $\left(\varphi_{\text{Me}}\right)$.

Необратимый электродный потенциал металла - это потенциал, который устанавливается, когда в процессе обмена, определяющего потенциал металла в растворе, участвуют не только ионы данного металла, но и другие ионы или атомы.

Необратимый потенциал металла не подчиняется уравнению Нернста и потому не может быть по нему рассчитан, а определяется только опытным путем.

4. Стационарный потенциал металла (φ_{Me}).

Стационарный потенциал металла - это устойчивое во времени значение необратимого электродного потенциала металла, которое устанавливается в исследуемом растворе при равенстве сумм скоростей анодных и катодных процессов.

В таблице 1 приведены значения стандартных и стационарных потенциалов некоторых конструкционных металлов и их сплавов, а также показано содержание (%) основных элементов, входящих в состав сплавов.

Таблица 1

Электродные потенциалы конструкционных металлов и сплавов при 25°C.

Металл или сплав	Основные компоненты сплава	Стандартный потенциал, В φ^0	Стационарный потенциал в морской воде, В φ
1	2	3	4
Mg/Mg^{2+}	-	- 2,37	- 1,45
Al/Al^{3+}	-	- 1,66	- 0,53
Дюралюминий	Al > 90% Cu 4% Mg 0,5% Mn 0,5%	-	- 0,50
Ti/Ti^{2+}	-	- 1,63	-
Ti/Ti^{4+}	-	- 1,21	-
Ti (технический)	-	-	+ 0,10
Mn/Mn^{2+}	-	- 1,18	-
Zn/Zn^{2+}	-	- 0,76	- 0,80
Cr/Cr^{3+}	-	- 0,74	-
Нержавеющая сталь X-13	активное состояние	-	- 0,32
	пассивное состояние	-	+ 0,03
Нержавеющая сталь X-17	пассивное состояние	-	+ 0,10
Нержавеющая сталь X12 Н9	пассивное состояние	-	0 ± 0,17

1	2	3	4
Fe/Fe^{2+}	-	- 0,44	- 0,50
Углеродистая сталь	C 0,005 : 2,0%	-	- 0,40
Серый чугун	C 2,5 : 4,5%	-	- 0,36
Корпусная сталь 09 Г2	-	-	- 0,40
Cd/Cd^{2+}	-	- 0,40	- 0,52
Co/Co^{2+}	-	- 0,28	-
Ni/Ni^{2+}	-	- 0,25	-
Ni	активное состояние	-	- 0,12
	пассивное состояние	-	+ 0,05
Sn/Sn^{2+}	-	- 0,136	- 0,25
Pb/Pb^{2+}	-	- 0,126	- 0,30
Cu/Cu^{2+}	-	+ 0,34	- 0,08
Латунь	Zn 40% Cu 60%	-	- 0,11
Бронза	Al 5-10% Cu 95-90%	-	- 0,10
Томпак	Zn 5-10% Cu 95-90%	-	- 0,08
Ag/Ag^+	-	+ 0,80	+ 0,12
Pt/Pt^{2+}	-	+ 1,19	+ 0,40