



Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

Э.Р. Муллина
О.А. Мишурина

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета
в качестве практикума*

Магнитогорск
2020

УДК 544.6 (076.5)
ББК 24.57я73

Рецензенты:

заведующий лабораторией обогащения
ООО «УралГеоПроект»
В.Ш. Галямов

кандидат химических наук,
доцент кафедры физики,
ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный технический
университет им. Г.И. Носова»
В.А. Дозоров

Муллина Э. Р., Мишурина О.А.

Электрохимия [Электронный ресурс] : практикум / Эльвира Ринатовна Муллина, Ольга Алексеевна Мишурина ; ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова». – Электрон. текстовые дан. (1,19 Мб). – Магнитогорск : ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова», 2020. – 1 электрон. опт. диск (CD-R). – Систем. требования : IBM PC, любой, более 1 GHz ; 512 Мб RAM ; 10 Мб HDD ; MS Windows XP и выше ; Adobe Reader 8.0 и выше ; CD/DVD-ROM дисковод ; мышь. – Загл. с титул. экрана.

В практикуме рассмотрены примеры решения типовых задач и даны многовариантные контрольные задания для самостоятельного решения по данному разделу. Практикум включает методику проведения лабораторной работы по данной теме и контрольные вопросы для самостоятельной подготовки студентов к защите лабораторной работы. В практикуме приведены тестовые задания для проведения аудиторной контрольной работы.

Практикум составлен в соответствии с требованиями Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования и программой учебного курса по дисциплинам «Химия» и «Физическая и коллоидная химия». Содержит краткое изложение теоретического материала по разделу «Электрохимия».

УДК 544.6 (076.5)
ББК 24.57я73

© Муллина Э.Р., Мишурина О.А., 2020
© ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова», 2020

Содержание

ПРЕДИСЛОВИЕ	4
ВВЕДЕНИЕ	5
1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ	6
1.1. Процессы на границе металл-раствор	6
1.2. Электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов	7
1.3. Гальванический элемент	9
1.4. Типы электродов	11
1.5. Электролиз	13
1.6. Законы электролиза	16
1.7. Применение электролиза	17
1.8. Коррозия металлов	17
1.9. Способы защиты металлов от коррозии	20
1.10. Химические источники тока	22
2. ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ	24
2.1. Примеры решения задач	24
2.2. Контрольные задания для самостоятельной работы	28
2.3. Тестовые задания для аудиторной контрольной работы	32
2.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы	44
2.5. Контрольные вопросы	47
2.6. Правила техники безопасности при выполнении лабораторных работ	48
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	50
ПРИЛОЖЕНИЕ	51

ПРЕДИСЛОВИЕ

Практикум написан в соответствии с требованиями Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования и программой учебного курса по дисциплинам «Химия» и «Физическая и коллоидная химия».

Предлагаемый практикум разработан в качестве наглядного материала для обучающихся, изучающих дисциплину «Химия» и «Физическая и коллоидная химия», а также для преподавателей, читающих данные дисциплины.

В теоретической части электронного ресурса рассмотрены процессы, протекающие на границе «металл – раствор» и в гальваническом элементе, приведены типы электродов. Изучены основные понятия и законы электролиза. Рассмотрены коррозионные процессы, а также способы защиты металлов от коррозии. Приведены химические источники тока.

В практической части приведены примеры решения задач по разделу «Электрохимия». При изучении дисциплин «Химия» и «Физическая и коллоидная химия» большое значение имеет приобретение навыков в решении задач, что является одним из критериев прочного усвоения курса. А также приведены многовариантные контрольные задания для самостоятельного решения.

В практической части данного практикума приведены правила техники безопасности, методические рекомендации по выполнению лабораторной работы и контрольные вопросы для самостоятельной подготовки студентов к защите лабораторной работы. Лабораторные занятия — одно из важнейших звеньев учебно-педагогического процесса, имеющие целью практическое освоение обучающимися теоретического материала, овладение ими техникой экспериментальных исследований и анализа полученных результатов, привитие навыков работы с лабораторным оборудованием, контрольно-измерительными приборами и вычислительной техникой. В практикуме приведены также тестовые задания для проведения аудиторной контрольной работы.

Данный практикум способствует организации как аудиторной, так и самостоятельной работы обучающихся.

ВВЕДЕНИЕ

Электрохимия – это раздел химии, который устанавливает закономерности взаимодействия и взаимосвязи химических и электрических явлений, носит название электрохимии.

Электрохимия занимается в основном необратимыми процессами с участием заряженных частиц, связанными с прохождением через химические системы электрического тока.

Электрохимические процессы имеют определенную специфику. Во-первых, изучаемые электрохимические системы содержат наряду с нейтральными молекулами и заряженные ионы, которые подвержены электростатическим взаимодействиям. Во-вторых, при электрохимических процессах осуществляется перенос заряда через границу раздела фаз, например, металл – раствор соли этого металла. В-третьих, при электрохимических реакциях происходят взаимопревращения химической и электрической энергий. Указанные факторы оказывают существенное влияние на термодинамические свойства объектов исследования и на механизм электрохимических процессов и обусловили выделение электрохимии в отдельную науку.

Большое значение имеют прикладные аспекты электрохимии. Создано мощное электрохимическое производство в нашей стране и за рубежом, которое включает электролиз, электросинтез, гидроэлектрометаллургию, гальванотехнику. Важную роль играет создание автономных химических источников тока и электрохимических преобразователей информации, разработка эффективных методов борьбы с коррозией металлов и сплавов. Широкое развитие получили современные электрохимические методы анализа химических соединений.

Электрохимические процессы тесно связаны со многими разделами химической науки и играют исключительно важную роль в современной жизни, особенно в производственной деятельности человека.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

1.1. Процессы на границе металл-раствор

Простейшая модель строения металла следующая: в узлах кристаллической решетки находятся положительные ионы металла, которые прочно связаны подвижными электронами. При погружении металлической пластины в водный раствор соли этого же металла положительные ионы, находящиеся на поверхности металла, гидратируются и переходят в раствор. В результате этого перехода в кристаллической решетке металла оказывается избыток электронов и пластина приобретает отрицательный заряд. Между отрицательно заряженной пластиной и положительными ионами в растворе возникает электростатическое притяжение, в результате которого раствор у поверхности пластины приобретает положительный заряд (рис. 1). Одновременно развивается противоположный процесс: ионы металла из раствора принимают электроны с поверхности пластины и образуют атомы металла, которые становятся частью кристаллической решетки.

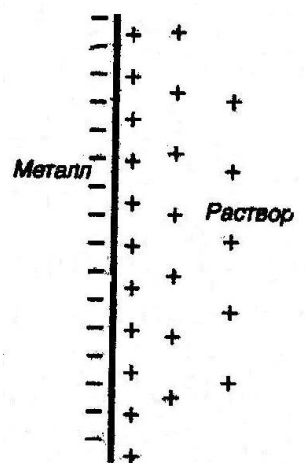


Рис. 1. Двойной электрический слой

Через промежуток времени между металлической пластиной и раствором устанавливается состояние равновесия, при котором скорость перехода ионов из металла в раствор равна скорости разряжения ионов из раствора на поверхности металла:



или упрощенно



Таким образом, при контакте металла с раствором его соли поверхности этих фаз приобретают противоположные заряды – образуется двойной электрический слой и возникает разность потенциалов.

1.2. Электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов

Система, состоящая из металлического проводника и раствора электролита, в который погружен проводник, называется *электродом*, а разность потенциалов на границе металл-электролит – электродным потенциалом $\left(\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} \right)$.

Электродный потенциал зависит от следующих основных факторов:

- природы металла;
- концентрации ионов металла в растворе;
- температуры.

Зависимость величины потенциала от указанных факторов выражается уравнением Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln C_{\text{Me}^{n+}}, \quad (1),$$

где $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартный электродный потенциал, В;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/(моль·К);

T – абсолютная температура, К;

F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль;

n – число электронов, участвующих в электродном процессе;

$C_{\text{Me}^{n+}}$ – молярная концентрация ионов металла в растворе, моль/л.

Если в уравнение (1) подставить значения постоянных R и F , стандартную температуру 298 К и перейти от натурального к десятичному логарифму, получим:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}. \quad (2).$$

Из уравнения (1) следует, что стандартный потенциал φ^0 – это потенциал электрода при стандартных условиях: $T=298$ К; $c_{\text{Me}^{n+}} = 1$ моль/л.

Абсолютное значение электродного потенциала измерить невозможно, но его можно определить сравнением с известным потенциалом. За такой электрод

сравнения принимают **стандартный водородный электрод (СВЭ)**. Такой электрод (рис. 2) состоит из платиновой пластины, покрытой слоем высокодисперсной платины. Пластина погружена в раствор H_2SO_4 с концентрацией ионов H^+ , равной единице. Через раствор пропускается газообразный водород под давлением 100 кПа. Молекулы водорода на поверхности платины распадаются на ионы: $\text{H}_2 - 2\text{e} = 2\text{H}^+$. Ионы водорода переходят в раствор подобно ионам металла. Одновременно ионы водорода из раствора принимают электроны на поверхности платины: $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2^0$. Между этими двумя процессами устанавливается равновесие.

СВЭ обозначается следующей схемой: $\text{H}_2, \text{Pt} \mid \text{H}^+$.

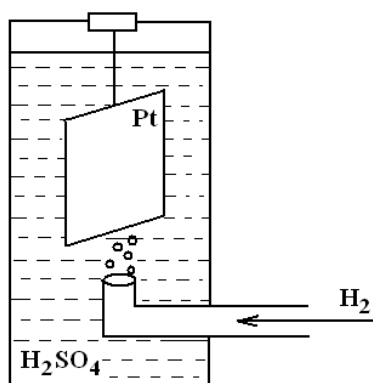


Рис. 2. Стандартный водородный электрод (СВЭ)

Абсолютное значение потенциала водородного электрода неизвестно, но условно его принимают равным нулю:

$$\varphi^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0. \quad (3).$$

Чтобы определить потенциал какого-либо металла, собирают ГЭ, одним электродом которого является искомый металл, другим СВЭ.

Схема ГЭ: $\text{H}_2, \text{Pt} \mid 2\text{H}^+ \parallel \text{Me}^{n+} \mid \text{Me}^0$

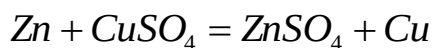
Измеряют ЭДС этого ГЭ, т.к. $\varphi(\text{СВЭ}) = 0$, то измеренная ЭДС равна стандартному потенциалу металла при 298 К.

Металлы по их стандартным потенциалам располагаются в ряд стандартных электродных потенциалов или электрохимический ряд напряжений (Приложение).

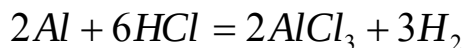
Ряд напряжений характеризует свойства металлов:

1. Чем более отрицательное значение имеет потенциал металла, тем более сильной восстановительной способностью он обладает. И наоборот, чем более положителен потенциал электрода, тем большей окислительной способностью обладают его ионы.

2. Металлы, стоящие в ряду напряжений левее, вытесняют правее стоящие из растворов их солей:



3. Металлы, расположенные в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из некоторых кислот:



1.3. Гальванический элемент

Процессы, протекающие на границе металл-раствор, лежат в основе работы гальванического элемента (ГЭ) – устройства для превращения химической энергии окислительно-восстановительной реакции в электрическую.

Гальванический элемент представляет собой электрохимическую систему, состоящую из двух металлических пластин, погруженных в растворы солей собственных ионов. Растворы соединяются солевым мостиком – стеклянной трубкой, заполненной электролитом KCl. Солевой мостик препятствует смешиванию растворов и проводит электрический ток.

Рассмотрим гальванический элемент Даниэля-Якоби, состоящий из цинковой и медной пластин, погруженных в растворы солей ZnSO_4 (А) и CuSO_4 (Б), соответственно (рис. 3). Растворы соединяются между собой полупроницаемой мембраной или солевым мостиком (В).

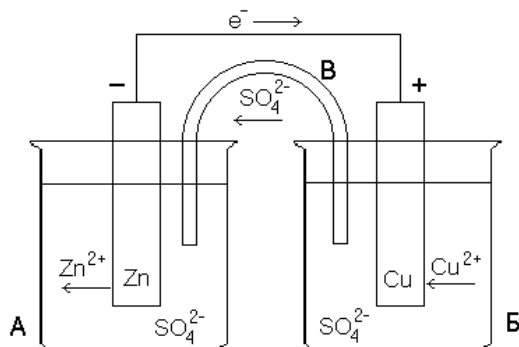
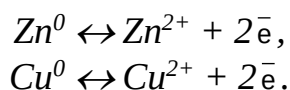


Рис. 3. Гальванический элемент Даниэля-Якоби

Пока цепь разомкнута, на каждой из пластин устанавливается равновесие:



Потенциал цинкового электрода имеет более отрицательное значение, чем потенциал медного электрода, поэтому при замыкании внешней цепи, т.е. при соединении электродов металлическим проводником, избыточные электроны будут перемещаться с цинкового электрода на медный. В результате перехода

электронов равновесие на цинковой пластине сместится вправо и в раствор перейдут новые количества ионов цинка. В то же время равновесие на медной пластине сместится влево и на поверхности пластины произойдет разряд ионов меди.

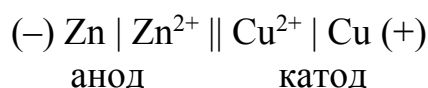
Таким образом, при замыкании цепи возникают самопроизвольные процессы растворения цинка на цинковом электроде и осаждение меди на медном электроде.

Движение анионов (SO_4^{2-}) через солевой мостик замыкает электрическую цепь гальванического элемента.

В гальваническом элементе электрод, на котором идут процессы окисления, называют *анодом*, ему присваивают отрицательный заряд (-).

Электрод, на поверхности которого идут процессы восстановления катионов металла из раствора, называют *катодом* и ему присваивают положительный заряд (+).

Гальванический элемент принято записывать в виде схемы:



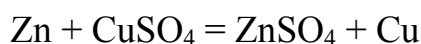
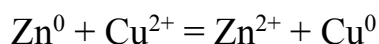
Анодный процесс: $\text{A}(-): \text{Zn}^0 - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$

Катодный процесс: $\text{K}(+): \text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}^0$

Суммарная

токообразующая

реакция:



Вследствие этой химической реакции в ГЭ возникает движение электронов во внешней цепи и ионов внутри элемента, т.е. электрический ток, поэтому суммарная химическая реакция, протекающая в ГЭ, называется **токообразующей**.

Главной характеристикой гальванического элемента является электродвижущая сила (ЭДС), равная разности электродных потенциалов катода и анода:

$$E = \varphi_{\kappa} - \varphi_a \quad (4).$$

Если ЭДС измеряют при стандартных условиях, то ее рассчитывают по стандартным электродным потенциалам. Так, для гальванического элемента Даниэля-Якоби:

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

Если условия отличны от стандартных, то величины электродных потенциалов рассчитывают по уравнениям Нернста.

Гальванический элемент из двух электродов, изготовленных из одного металла, но погруженных в растворы солей этого металла с различной концентрацией называют концентрационным.

Анодом в таком элементе будет пластина в растворе с меньшей концентрацией (C_1), катодом – пластина в растворе с более высокой концентрацией (C_2).

Электродвижущую силу такого элемента рассчитывают по формуле:

$$E = \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_2}{C_1} \quad (5),$$

где n – число электронов, участвующих в электродном процессе.

Таким образом, концентрация первого раствора C_1 будет постепенно увеличиваться, а второго раствора C_2 – уменьшаться. Через некоторое время концентрации C_1 и C_2 станут одинаковыми, а ЭДС равной нулю.

1.4. Типы электродов

По природе компонентов и по принципу работы различают 4 группы электродов:

- 1) электроды первого рода;
- 2) электроды второго рода;
- 3) окислительно-восстановительные электроды (редокс-электроды);
- 4) ионоселективные электроды.

Электроды первого рода $M | M^{z+}$ – это металлы в растворе своих солей. Их потенциалы определяются активностями катионов.

Примерами могут служить медный и цинковый электроды в ГЭ Даниэля – Якоби.

Схема: $Zn^0 | Zn^{2+}$

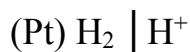
Процесс: $Zn^0 - 2e = Zn^{2+}$

Электродный потенциал: $\varphi_{Zn^{2+}/Zn} = \varphi_{Zn^{2+}/Zn}^0 + \frac{RT}{zF} \ln a_{Zn^{2+}}$

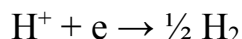
К электродам первого рода относятся также и газовые электроды, которые состоят из инертных металлов или графита, погруженных в растворы (или расплавы) и омываемых газами.

Примером может служить водородный электрод, представляющий собой платиновую пластину, погруженную в раствор с определенной активностью ионов водорода.

Схема водородного электрода имеет вид:



И на нем протекает реакция



Электродный потенциал водородного электрода равен

$$\varphi_{\text{H}^+ / \frac{1}{2} \text{H}_2} = \varphi_{\text{H}^+ / \frac{1}{2} \text{H}_2}^0 + \frac{RT}{F} \ln \frac{a_{\text{H}^+}}{a_{\text{H}_2}^{1/2}}$$

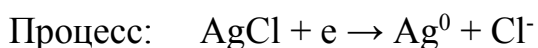
Электроды второго рода $M \mid MA \mid A^{z-}$ состоят из металла, покрытого труднорастворимой солью этого металла и находящегося в растворе хорошо растворимой соли с одноименным анионом. Потенциал таких электродов определяется активностью анионов.

Примером может служить хлорсеребряный электрод, представляющий собой серебряную проволоку, покрытую слоем AgCl, опущенную в насыщенный раствор KCl.

Хлорсеребряный электрод имеет схему:



На этом электроде протекает следующий процесс:

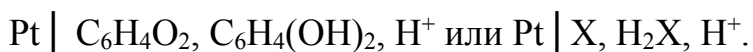


$$\text{Электродный потенциал: } \varphi_{\text{Cl}^- / \text{AgCl, Ag}} = \varphi_{\text{Cl}^- / \text{AgCl, Ag}}^0 - \frac{RT}{zF} \ln a_{\text{Cl}^-}$$

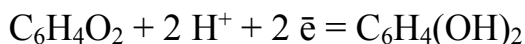
Окислительно-восстановительные электроды (редокс-электроды) $(\text{Pt}) \mid \text{Ox, Red}$ – это электроды, металл которых не принимает участия в окислительно-восстановительной реакции, а является только переносчиком электронов, процесс же окисления-восстановления протекает между ионами, находящимися в растворе.

Примером такого электрода может служить хингидронный электрод, состоящий платиновой пластинки или проволоки, погруженной в насыщенный раствор хингидрона, который представляет собой комплексное соединение, образованное из хинона $\text{C}_6\text{H}_4\text{O}_2$ или (X) и его восстановленной формы $\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})_2$ или (H_2X) гидрохинона.

Схема хингидронного электрода имеет вид:



На хингидронном электроде протекает следующая реакция:



Электродный потенциал:

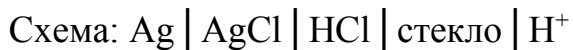
$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a(\text{хинон}) \cdot a(\text{H}^+)^2}{a(\text{гидрохинон})}$$

Ионоселективные (ионообменные) электроды – это электроды, которые состоят из двух фаз: ионита и раствора, а потенциал на границе раздела фаз возникает за счет ионообменного процесса, в результате которого поверхности ионита и раствора приобретают противоположные заряды.

Иониты обладают повышенной избирательной способностью по отношению к определенному виду ионов, находящихся в растворе, поэтому эти электроды называют также ионоселективными.

Примером может служить стеклянный электрод, используемый в рН-метрах, представляющий собой хлорсеребряный электрод, заключенный в стеклянную оболочку из специального токопроводящего стекла, заканчивающуюся тонкостенным шариком. Внутренней средой является раствор HCl. В качестве второго полуэлемента берут обычный хлорсеребряный электрод, имеющий на конце микрощель. С помощью этого элемента можно измерять рН среды.

Применение основано на том, что содержащиеся в структуре стекла катионы Na^+ , K^+ , Li^+ могут обмениваться с катионами раствора (H^+), в то время как анионы, составляющие прочную основу стекла, в обмене с анионами раствора участвовать не могут.



Электродный потенциал:

$$\varphi = \text{const} + 0,0591 \lg a_{\text{H}^+}$$

Потенциал стеклянного электрода однозначно зависит от концентрации ионов водорода в растворе.

1.5. Электролиз

Электролиз – это окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита.

При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую.

Электрод, на котором идет реакция восстановления, подключен к отрицательному полюсу источника тока и называется *катодом*.

Электрод, на котором протекает реакция окисления, подключен к положительному полюсу источника тока и называется *анодом*.

Рассмотрим электродные реакции на примере электролиза расплава хлорида натрия NaCl (рис. 4).

При плавлении происходит термическая диссоциация соли:



При погружении в расплав двух графитовых электродов, подключенных к источнику постоянного тока, в расплаве соли начнется направленное движение ионов: положительные ионы Na^+ будут перемещаться к катоду, отрицательные ионы Cl^- – к аноду. На электродах будут протекать следующие реакции:

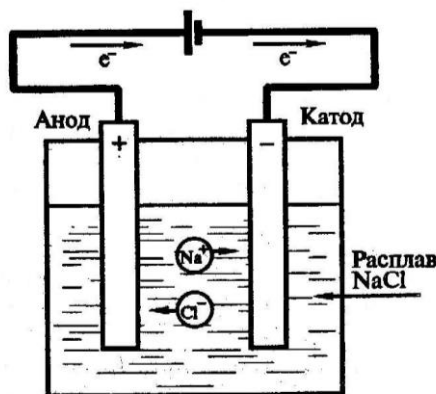
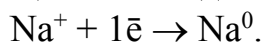


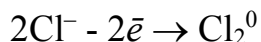
Рис. 4. Электролиз

а) на *катоде* ионы Na^+ будут восстанавливаться до нейтральных атомов, присоединяя электроны, поступающие на катод от внешнего источника тока:

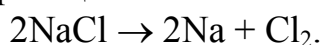


В результате на поверхности катода появится слой металлического натрия.

б) на *аноде* ионы Cl^- будут окисляться до газообразного хлора, отдавая свои электроны во внешнюю цепь:



Общая реакция электрохимического разложения соли NaCl представляет собой сумму двух электродных реакций:



Таким образом, в результате электролиза расплава соли NaCl получаются два новых вещества – металлический натрий и газообразный хлор.

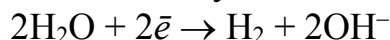
В водных растворах кроме ионов самого электролита находятся молекулы воды, способные восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде. В этом

случае при электролизе возникают конкурирующие реакции, критерием протекания которых служат величины стандартных электродных потенциалов.

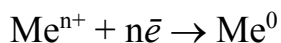
Рассмотрим последовательность протекания катодных и анодных процессов при электролизе растворов.

На *катоде* могут восстанавливаться ионы металлов и молекулы воды. Способность ионов металлов разряжаться на поверхности катода определяется положением металлов в ряду напряжений:

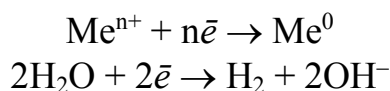
а) ионы металлов с наиболее отрицательными значениями электродных потенциалов (от Li до Al) практически не восстанавливаются на катоде, т.к. идет процесс выделения водорода из молекул воды:



б) ионы металлов с наиболее положительными значениями стандартных потенциалов (от Ni до Au) восстанавливаются на катоде до нейтральных атомов:



в) ионы металлов, которые занимают в ряду напряжений среднее положение (от Mn до Co) восстанавливаются на катоде одновременно с молекулами воды:

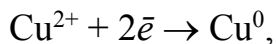


Анодные процессы зависят от природы электролита и материала, из которого сделан анод.

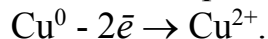
В зависимости от природы анода различают *растворимые* (активные) и *нерастворимые* (инертные) аноды.

В случае электролиза с растворимым анодом происходит окисление анода с образованием соответствующих ионов металла. Анод изготовлен из того металла, ионы которого присутствуют в растворе.

Например, если проводить электролиз раствора сульфата меди (II) с медными электродами, то на катоде будет идти восстановление ионов Cu^{2+} из раствора:

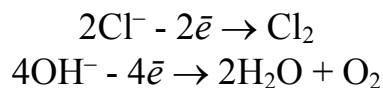


а анод будет окисляться, посылая ионы Cu^{2+} в раствор:

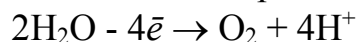


В результате происходит перенос ионов Cu^{2+} с анода на катод. Электролиз с растворимым анодом применяется для очистки металлов.

Если анод изготовлен из инертного материала (графита, угля, платины и др.), то на его поверхности происходит окисление либо кислотных остатков, либо молекул воды. При электролизе водных растворов солей бескислородных кислот, а также растворов щелочей на аноде происходит окисление кислотных остатков (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , OH^-):



При электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот и HF анионы (SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , F^- и др.) не окисляются, а на аноде происходит окисление молекул воды с образованием кислорода:



1.6. Законы электролиза

Процессы электролиза подчиняются законам Фарадея:

Первый закон:

Масса электролита, подвергшаяся химическому превращению, а также массы веществ, выделившихся на электродах, прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшему через расплав или раствор электролита.

Второй закон:

При пропускании одинакового количества электричества через растворы или расплавы различных электролитов масса веществ, выделяющихся на электродах, пропорциональна их химическим эквивалентам.

Для расчетов используют объединенное уравнение законов Фарадея:

$$m = \frac{M_{\text{э}} \cdot I \cdot \tau}{F} \quad (6),$$

где m – масса электролита, подвергшаяся химическому превращению, или масса вещества, выделившегося на электроде, г;

$M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

I – сила тока, А;

τ – время электролиза, с;

F – число Фарадея, Кл/моль.

Молярная масса эквивалента вещества рассчитывается по формуле:

$$M_{\text{э}} = \frac{M}{n} \quad (7),$$

где M – молярная масса вещества, г/моль;

n – число электронов, участвующих в электродном процессе.

Для расчета объемов газообразных продуктов электролиза в законе Фарадея молярная масса эквивалентов вещества $M_{\text{э}}$ заменяется на молярный объем эквивалента газа при нормальных условиях ($V_{\text{э}}$), который рассчитывается по формуле:

$$V_9 = \frac{V_m}{n} \quad (8),$$

где $V_m = 22,4$ – это объем, который занимает 1 моль любого газа при нормальных условиях, л;

n – число $\bar{e}$, отданных или принятых 1 моль газа.

При проведении электролиза в реальных условиях, вследствие побочных процессов масса вещества, выделившегося на электроде, оказывается меньше массы, рассчитанной по закону Фарадея.

Отношение массы вещества, полученной при электролизе ($m_{\text{практ.}}$) к массе вещества, рассчитанной по закону Фарадея ($m_{\text{теор.}}$), выраженное в процентах, называется *выходом по току* (B_T):

$$B_T = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\% \quad (9).$$

1.7. Применение электролиза

Электролиз широко используется в различных областях промышленности. Например, в металлургии:

а) электролизом растворов солей получают Cu, Zn, Cd, Ni, Co, Mn и другие металлы;

б) электролизом расплавов соединений получают Al, Mg, Na, Li, Be, Ca, а также сплавы некоторых металлов;

в) электролиз используют для рафинирования (очистки) металлов: Cu, Ag, Au, Pb, Sn и других.

В химической промышленности электролизом раствора NaCl получают хлор, водород и щелочь, из расплава смеси HF и NaF получают фтор, из воды – кислород и водород, электролизом получают многие окислители.

Электролиз применяют для нанесения металлических покрытий на изделия.

1.8. Коррозия металлов

Металлы и сплавы металлов являются наиболее важными конструкционными материалами.

Коррозия – это самопроизвольный процесс разрушения металлов под действием окружающей среды.

Классификация коррозионных процессов

1) По условиям протекания коррозионного процесса различают следующие виды коррозии:

- атмосферная в атмосфере воздуха или любого влажного газа;
- газовая, протекающая при высоких температурах без конденсации влаги на поверхности металла;
- в неэлектролитах (агрессивных органических жидкостях, нефти, нефтепродуктах);
- в электролитах (в водных растворах солей, кислот, щелочей);
- морская;
- почвенная;
- под действием блуждающих токов;
- биохимическая, связанная с действием микроорганизмов.

2) По характеру разрушения металла различают следующие формы коррозии (рис.5):

- равномерная (сплошная) охватывает всю поверхность металлического изделия;
- местная наблюдается на отдельных участках изделия в виде пятен, язв, питтингов;
- межкристаллитная характеризуется разрушением металла по границам зерен;
- внутрикристаллитная – разрушение металла по зернам под действием внешних механических нагрузок или внутренних напряжений;
- избирательная - разрушается один из компонентов сплава.

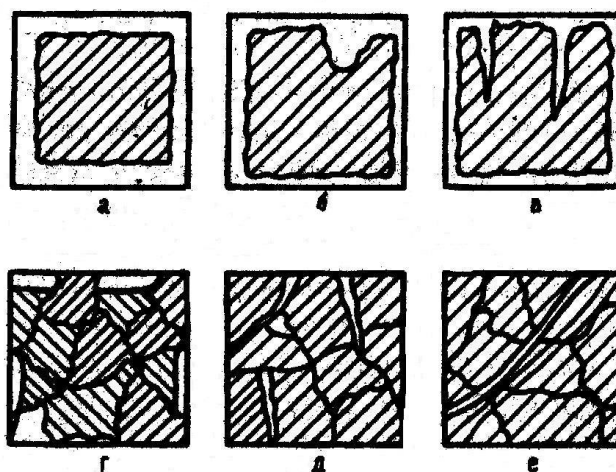


Рис.5. Формы коррозии:

а – равномерная; б – местная (пятнами); в – местная (питтинговая); г – избирательная; д – межкристаллитная; е – внутрикристаллитная

3) По механизму протекания коррозионного процесса различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия – это разрушение металла в результате химического взаимодействия с окружающей средой. Она характерна для сред, не проводящих электрический ток.

По условиям протекания коррозионного процесса различают:

а) *газовую коррозию* – взаимодействие металла при высоких температурах с активным газообразными средами O_2 , H_2S , SO_2 , галогены и др. Например, химическую коррозию в атмосфере кислорода можно расписать в общем виде:



В результате на поверхности металла образуется твердая оксидная пленка. Поэтому дальнейшее окисление металла будет зависеть от характера оксидной пленки.

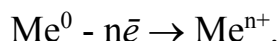
б) *коррозию в неэлектролитах* – в агрессивных органических жидкостях, содержащих соединения серы, таких как нефть, нефтепродукты. Химическая коррозия встречается сравнительно редко и скорость ее невелика.

Электрохимическая коррозия – это разрушение металла под действием окружающей среды в результате возникновения гальванических пар.

Множество микрогальванических пар возникает при контакте различных металлов в среде любого электролита, при наличии примесей в металле, при контакте металла с раствором электролита с различной концентрацией в разных точках раствора, при неоднородных механических напряжениях металла.

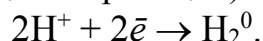
При электрохимической коррозии процесс взаимодействия металла с окислителем окружающей среды включает два взаимосвязанных процесса:

а) анодное окисление более активного металла:

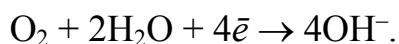


б) катодное восстановление окислителя окружающей среды:

• в кислой среде на поверхности катода будут восстанавливаться ионы H^+ и выделяться водород (водородная деполяризация):



• в нейтральной и щелочной средах на поверхности катода будет восстанавливаться молекулярный кислород с образованием гидроксид-ионов (кислородная деполяризация):



Кроме анодных и катодных реакций при электрохимической коррозии происходит движение электронов в металле с анодных участков на катодные и движение ионов в электролите (рис. 6). Электролитами могут быть растворы солей, кислот и оснований, морская вода, почвенная вода, вода атмосферы, содержащая CO_2 , SO_2 , O_2 и другие газы.

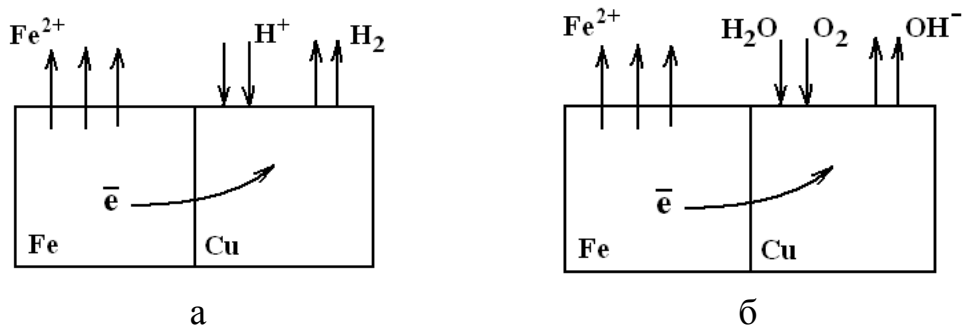


Рис. 6. Схема коррозии гальванопары Fe|Cu:

а – в кислой среде; б – в атмосфере влажного воздуха

1.9. Способы защиты металлов от коррозии

Для защиты металлов от коррозии используют различные методы:

- 1) защитные покрытия (металлические и неметаллические);
- 2) электрохимическую защиту;
- 3) легирование металлов;
- 4) изменение свойств коррозионной среды.

Защитные покрытия искусственно создаются на поверхности металлических изделий и сооружений для предохранения их от коррозии. Защитные покрытия могут быть как металлические, так и неметаллические. Материалами для металлических покрытий могут быть как чистые металлы (цинк, алюминий, никель, олово, 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 анодным покрытиям относятся покрытия, потенциалы которых имеют более отрицательный потенциал, чем защищаемый основной металл. Примерами анодного покрытия на стали могут служить Zn, Cr на стали. При повреждении анодного покрытия в коррозионной среде возникает гальванопара, в которой катодом будет основной металл, а анодом – металлическое покрытие. При этом покрытие окисляется (рис.7, а), а на основном металле будет выделяться водород (в случае коррозии в кислой среде) или поглощаться кислород (в случае коррозии в атмосфере влажного воздуха). Таким образом, анодное покрытие в случае его нарушения продолжает выполнять защитную роль по отношению к основному металлу.

К катодным покрытиям относятся покрытия, потенциалы которых имеют более положительное значение, чем потенциал основного металла. В качестве примеров катодных покрытий на стали будут Sn, Cu, Ag. При повреждении покрытия возникает гальванопара, в которой более активный металл служит анодом и растворяется, а материал покрытия – катодом, на котором происходит восстановление окислителя среды. выделяется водород или поглощается кислород. Следовательно, катодные покрытия могут защищать металл от коррозии лишь при отсутствии повреждений покрытия (рис.7, б).

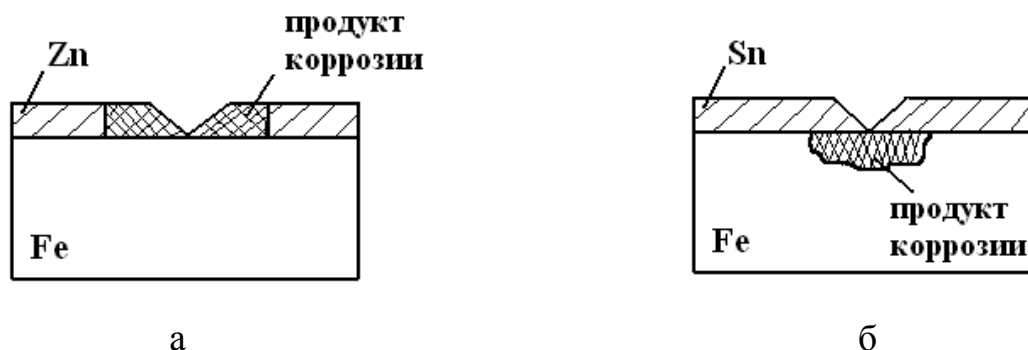


Рис. 7. Схема коррозии железа в случае анодного (а) и катодного (б) покрытий

Для получения металлических защитных покрытий применяются различные способы: электрохимический (гальванические покрытия), погружение в расплавленный металл, металлизация.

Неметаллические защитные покрытия могут быть как неорганическими, так и органическими. Защитное действие этих покрытий сводится в основном к изоляции металла от окружающей среды. В качестве неорганических покрытий применяют неорганические эмали, оксиды металлов, соединения фосфора и др. К органическим относятся лакокрасочные покрытия, покрытия смолами, пластмассами, полимерными пленками, резиной.

К электрохимическим методам защиты от коррозии относятся катодная и протекторная защиты. Эти методы защиты основаны на торможении анодных или катодных реакций коррозионного процесса. Катодная защита заключается в том, что защищаемое изделие соединяют с отрицательным полюсом внешнего источника постоянного тока, поэтому оно становится катодом, а положительный полюс – с металлическим ломом, который будет окисляться и тем самым защищать основной металл. Протекторная защита осуществляется путем присоединения к защищаемому изделию протектора – более активного металла или сплава, потенциал которого значительно отрицательнее потенциала металла изделия. В качестве материала протекторов используют сплавы алюминия, магния и цинка. Электрохимические методы защиты применяют при эксплуатации подземных трубопроводов, кабелей, свай, корпусов судов, подводных лодок, портовых кранов и т.п.

Легирование – эффективный метод повышения коррозионной стойкости металлов. При легировании в состав сплава вводят компоненты, вызывающие пассивность металла. В качестве таких компонентов применяют хром, никель, вольфрам и др.

Изменение свойств окружающей среды с целью снижения ее агрессивности заключается в уменьшении концентрации компонентов, опасных в коррозионном отношении. Например, кислород удаляют деаэрацией (кипячение, барботаж инертного газа) или восстанавливают с помощью соответствующих восстановителей (сульфиты, гидразин и др.) Для защиты от коррозии широко применяют ингибиторы – вещества, при добавлении которых в среду, где находится металл, значительно уменьшается скорость коррозии металла. Механизм действия значительного числа ингибиторов заключается в адсорбции ингибитора на корродирующей поверхности и последующем торможении катодных или анодных процессов. К анодным замедлителям относятся нитрит натрия NaNO_2 , дихромат натрия $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, пероксид водорода H_2O_2 . К катодным ингибиторам относятся органические вещества, содержащие азот, серу и кислород, например, диэтиламин $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{NH}$, уротропин $\text{N}_4(\text{CH}_2)_4$, пиридин $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ и его производные.

1.10. Химические источники тока

Все источники электрической энергии, основанные на электрохимических процессах, можно разделить на следующие типы:

- элементы;
- аккумуляторы;
- топливные элементы.

Элементами называются устройства для прямого преобразования химической энергии заключенных в них реагентов (окислителя и восстановителя) в электрическую. Эти источники являются необратимыми, то есть одноразового действия. Реагенты, входящие в состав источника, расходуются в процессе его работы, и действие источника прекращается после расхода реагентов. Широкое распространение (радиоаппаратура и электронные устройства, карманные фонарики и др.) получили марганцево-цинковые элементы, в которых анодом служит цинковый электрод, катодом - электрод из смеси диоксида марганца с графитом, токоотводом – графит (рис. 8).

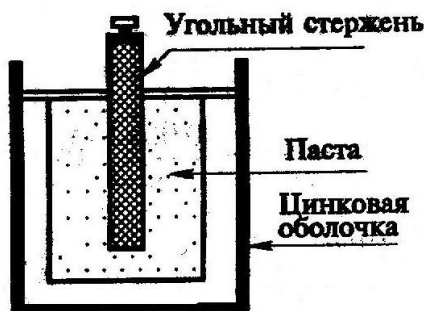
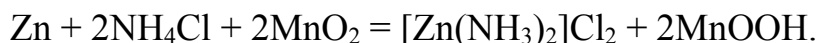


Рис. 8. Марганцево-цинковый элемент

Электролитом является паста из раствора хлорида аммония с добавкой муки или крахмала в качестве загустителя. Схематически элемент изображается следующим образом:



Токообразующая реакция элемента имеет вид:



Марганцево-цинковые элементы относительно дешевы, но имеют невысокие эксплуатационные характеристики. Электродвижущая сила элемента составляет 1,5 - 1,8 В.

Аккумуляторы – это устройства, в которых электрическая энергия внешнего источника тока превращается в химическую энергию и накапливается, а химическая – снова превращается в электрическую. Процесс накопления химической энергии называется *зарядом* аккумулятора, процесс

превращения химической энергии в электрическую – *разрядом*. При заряде аккумулятор работает как электролизер, при разряде – как гальванический элемент. Процессы заряда – разряда в аккумуляторах осуществляются многократно.

Одним из наиболее распространенных является *свинцовый (или кислотный) аккумулятор*, в котором электролитом является 25 - 30 % раствор серной кислоты (рис.9).

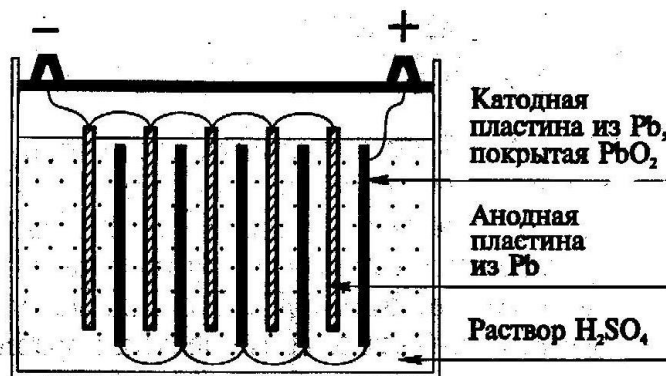
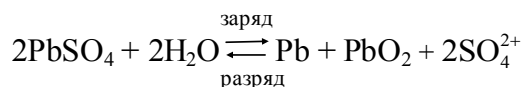


Рис. 9. Свинцовый аккумулятор

Аккумулятор состоит из двух перфорированных свинцовых пластин, отверстия в которых заполнены пастой из PbO. Пластины собирают в батареи и погружают в электролит H₂SO₄. В результате взаимодействия PbO с H₂SO₄ на поверхности пластин образуется тонкий слой сульфата свинца PbSO₄. При зарядке сульфат свинца на одном электроде превращается в губчатый свинец, а на другом – в диоксид свинца, при этом концентрация и плотность H₂SO₄ в электролите повышается. При разрядке аккумулятора процессы идут в обратном направлении. Схематическое изображение свинцового кислотного аккумулятора имеет вид:



Токообразующая реакция:



Электродвижущая сила аккумулятора составляет 2,1 В. Свинцовые аккумуляторы находят широкое применение на транспортных средствах в качестве стартерных аккумуляторов. Срок службы аккумулятора до 5 лет.

Топливные элементы преобразуют химическую энергию окислительно-восстановительных реакций горения топлива в электрическую энергию. В качестве окисляющихся веществ можно применять обычное топливо – уголь, кокс, природные и искусственные горючие газы, в качестве окислителя – кислород или воздух. Наиболее энергетически выгодный вид топлива – водород (рис.10).

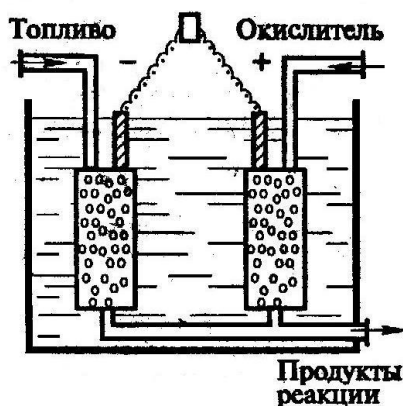
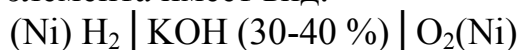
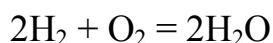


Рис.10. Топливный элемент

Водородно-кислородные топливные элементы обычно готовят с применением мелкопористых никелевых или угольных электродов, погруженных в 30-40 % раствор КОН. Схематическое изображение водородно-кислородного топливного элемента имеет вид:



Суммарная реакция:



Электродвижущая сила водородно-кислородного топливного элемента составляет 1,0 – 1,5 В. Наиболее разработаны водородно-кислородные энергоустановки, которые нашли применение на космических кораблях. Они обеспечивают космический корабль и космонавтов не только электроэнергией, но и водой - продуктом реакции.

2. ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

2.1. Примеры решения задач

Пример 1. Для гальванического элемента $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Ni}^{2+} \mid \text{Ni}$ составьте уравнения электродных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте ЭДС ГЭ для стандартных условий.

Решение: Табличные значения стандартных электродных потенциалов (Приложение):

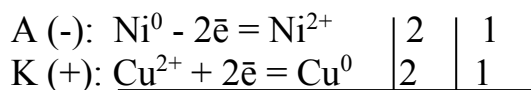
$$\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,337 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,250 \text{ В}.$$

Потенциал никелевого электрода имеет меньшее значение, чем медного, поэтому он будет анодом, а медный электрод – катодом.

Составим схему ГЭ:



Электродные процессы:



Токообразующая

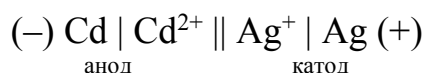


Засчитаем ЭДС гальванического элемента в стандартных условиях по уравнению (4):

$$E = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = 0,337 - (-0,250) = 0,587 \text{ В.}$$

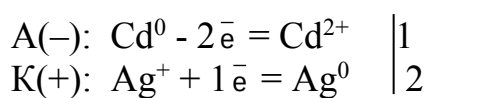
Пример 2. Составьте схему, анодный и катодный процессы и вычислите электродвижущую силу гальванического элемента, образованного серебряной и кадмиевой пластинами, погруженными в растворы с концентрацией ионов $c_{\text{Ag}^+} = 0,1$ моль/л и $c_{\text{Cd}^{2+}} = 0,005$ моль/л.

Решение. Составим схему ГЭ:

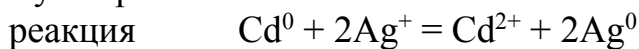


Кадмиевый электрод имеет меньшее значение потенциала, чем серебряный, поэтому он будет анодом.

Электродные процессы:



Суммарная



Чтобы определить ЭДС гальванического элемента, нужно рассчитать потенциалы электродов при заданных концентрациях ионов по уравнению (2):

$$\varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,403 + \frac{0,059}{2} \lg 0,005 = -0,47 \text{ В.}$$

$$\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,799 + \frac{0,059}{1} \lg 0,1 = 0,74 \text{ В.}$$

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} - \varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = 0,74 - (-0,47) = 1,21 \text{ В.}$$

Пример 3. Рассчитайте ЭДС концентрационного гальванического элемента, если железные пластины погружены в раствор соли хлорида железа (III) с концентрацией ионов Fe^{3+} : $C_1=0,01$ моль/л, $C_2=0,1$ моль/л.

Решение. Электродвижущую силу концентрационного гальванического элемента рассчитывают по уравнению (5).

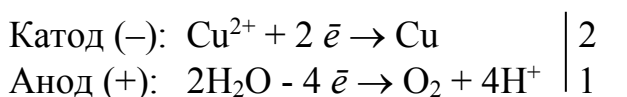
$$E = \frac{0,059}{n} \lg \left(\frac{C_2}{C_1} \right) = \frac{0,059}{3} \lg \frac{0,1}{0,01} = \frac{0,059}{3} \cdot 1 = 0,02 \text{ В.}$$

Пример 4. Составьте электронные уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе раствора CuSO_4 . Определите массу меди и объем газа, выделившихся на электродах при прохождении тока силой 5 А в течение 2 часов.

Решение. В водном растворе CuSO_4 диссоциирует по схеме



При электролизе раствора соли CuSO_4 на катоде будут восстанавливаться ионы Cu^{2+} , а на аноде – окисляться молекулы воды.



Суммарная



Молекулы H_2SO_4 образуются в результате побочной реакции между ионами H^+ и кислотными остатками SO_4^{2-} , которые накапливаются у поверхности анода.

Рассчитаем массу меди, выделившейся на катоде, по уравнениям (7) и (8):

$$m_{(\text{Cu})} = \frac{63,54 \cdot \frac{1}{2} \cdot 5 \cdot 2 \cdot 3600}{96500} = 11,85 \text{ г.}$$

Объем кислорода, выделившегося на аноде:

$$V_{(\text{O}_2)} = \frac{\frac{22,4}{4} \cdot 5 \cdot 2 \cdot 3600}{96500} = 2,09 \text{ л.}$$

Ответ: $m_{(\text{Cu})}=11,85 \text{ г; } V_{(\text{O}_2)} = 2,09 \text{ л.}$

Пример 5. Определите массу цинка, который выделится на катоде при электролизе сульфата цинка в течение 1 часа при токе 26,8 А, если выход цинка по току равен 58%. Составьте схему электродных процессов.

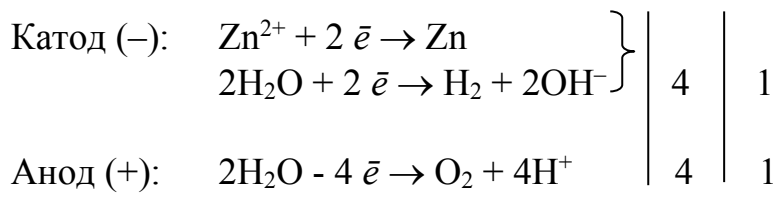
Решение. Согласно закону Фарадея масса выделившегося цинка:

$$m_{(\text{Zn})} = \frac{65,38}{2} \cdot 26,8 \cdot 1 \cdot 3600 \cdot 0,58 = 32,69 \text{ г.}$$

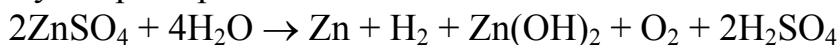
С учетом выхода по току практически выделившаяся масса цинка (уравнение 9):

$$m_{(\text{Zn})} = \frac{32,69 \cdot 58}{100} = 18,96 \text{ г.}$$

Схема электролиза раствора ZnSO_4 :



Суммарная реакция:



Низкий выход по току цинка объясняется тем, что одновременно с цинком на катоде восстанавливаются молекулы воды и часть электричества расходуется на этот процесс.

Ответ: 18,96 г.

Пример 6. Хром находится в контакте с медью. Какой из металлов будет окисляться при коррозии? Приведите схемы электрохимической коррозии этой пары металлов в кислой среде (HCl) и атмосфере влажного воздуха.

Решение. Исходя из положения металлов в ряду стандартных электродных потенциалов (Приложение 2), хром более активный металл и в образующейся гальванической паре будет анодом, а медь - катодом.

Хром будет окисляться, а на поверхности меди в кислой среде будет выделяться водород, в атмосферной среде – гидроксид-ионы.

Схема коррозии в среде HCl :

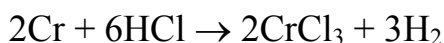
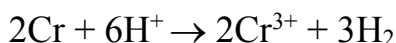
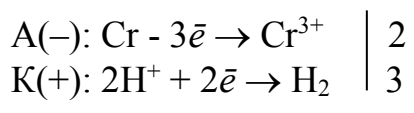
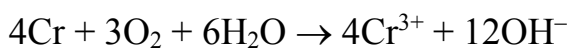
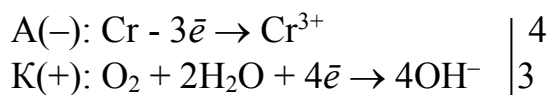
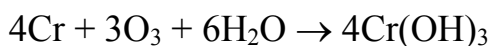


Схема коррозии в атмосфере влажного воздуха:





Ионы Cr^{3+} , образующиеся в результате коррозии хрома, в кислой среде образуют с ионами Cl^- хлорид хрома CrCl_3 , в атмосфере – гидроксид хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

2.2. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задание 1.

Для данного гальванического элемента:

- 1) определите анод и катод;
- 2) напишите уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде, и токообразующей реакции;
- 3) рассчитайте электродвижущую силу гальванического элемента для стандартных условий.

Вариант	Гальванический элемент	Вариант	Гальванический элемент
1	$\text{Hg} \text{Hg}^{2+} \text{Cr}^{3+} \text{Cr}$	14	$\text{H}_2, \text{Pt} \text{H}^+ \text{Ag}^+ \text{Ag}$
2	$\text{H}_2, \text{Pt} \text{H}^+ \text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	15	$\text{Bi} \text{Bi}^{3+} \text{Hg}^{2+} \text{Hg}$
3	$\text{Co} \text{Co}^{2+} \text{Al}^{3+} \text{Al}$	16	$\text{Cr} \text{Cr}^{3+} \text{Fe}^{2+} \text{Fe}$
4	$\text{Ag} \text{Ag}^+ \text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	17	$\text{Mn} \text{Mn}^{2+} \text{Zn}^{2+} \text{Zn}$
5	$\text{Ni} \text{Ni}^{2+} \text{Fe}^{2+} \text{Fe}$	18	$\text{Cd} \text{Cd}^{2+} \text{Fe}^{3+} \text{Fe}$
6	$\text{Cd} \text{Cd}^{2+} \text{Ag}^+ \text{Ag}$	19	$\text{Mg} \text{Mg}^{2+} \text{Cu}^{2+} \text{Cu}$
7	$\text{H}_2, \text{Pt} \text{H}^+ \text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	20	$\text{Ni} \text{Ni}^{2+} \text{Al}^{3+} \text{Al}$
8	$\text{Mn} \text{Mn}^{2+} \text{Bi}^{3+} \text{Bi}$	21	$\text{Ti} \text{Ti}^{2+} \text{Cu}^+ \text{Cu}$
9	$\text{Ag} \text{Ag}^+ \text{Sn}^{2+} \text{Sn}$	22	$\text{Li} \text{Li}^+ \text{H}^+ \text{H}_2, \text{Pt}$
10	$\text{Pb} \text{Pb}^{2+} \text{Al}^{3+} \text{Al}$	23	$\text{Au} \text{Au}^{3+} \text{Cd}^{2+} \text{Cd}$
11	$\text{Co} \text{Co}^{2+} \text{Au}^{3+} \text{Au}$	24	$\text{Hg} \text{Hg}^{2+} \text{Bi}^{3+} \text{Bi}$
12	$\text{H}_2, \text{Pt} \text{H}^+ \text{Cu}^+ \text{Cu}$	25	$\text{Mg} \text{Mg}^{2+} \text{Cu}^+ \text{Cu}$
13	$\text{Ti} \text{Ti}^{2+} \text{Bi}^{3+} \text{Bi}$	26	$\text{Pt} \text{Pt}^{2+} \text{Al}^{3+} \text{Al}$

Задание 2.

Рассчитайте электродвижущую силу концентрационного гальванического элемента, образованного пластинами из металла А, погруженными в растворы солей этого металла с разной молярной концентрацией C_1 и C_2 .

Вариант	Металл А	Раствор соли	Молярная концентрация, моль/л	
			C_1	C_2
1	Mg	MgCl_2	1,50	0,04
2	Cr	CrCl_3	0,60	0,02
3	Zn	ZnSO_4	0,70	0,01
4	Fe	FeSO_4	0,80	0,03

Вариант	Металл А	Раствор соли	Молярная концентрация, моль/л	
			C ₁	C ₂
5	Sn	SnCl ₂	0,75	0,15
6	Bi	Bi(NO ₃) ₃	1,50	0,07
7	Cd	CdSO ₄	0,90	0,10
8	Pt	PtCl ₂	0,30	0,03
9	Pb	Pb(NO ₃) ₂	0,85	0,35
10	Cu	CuSO ₄	0,98	0,40
11	Ag	AgNO ₃	2,00	0,02
12	Au	AuCl ₃	0,40	0,04
13	Ti	Ti(NO ₃) ₂	0,50	0,05
14	Zn	ZnCl ₂	0,90	0,07
15	Mn	MnSO ₄	0,85	0,06
16	Bi	BiCl ₃	0,80	0,06
17	Co	Co(NO ₃) ₂	0,10	0,01
18	Ni	NiCl ₂	0,55	0,02
19	Hg	Hg(NO ₃) ₂	0,76	0,08
20	Fe	FeCl ₂	0,90	0,02
21	Co	CoCl ₂	0,01	0,10
22	Ni	NiCl ₂	0,01	0,36
23	Ag	AgNO ₃	0,15	1,50
24	Cu	CuCl ₂	0,14	0,96
25	Pt	Pt(NO ₃) ₂	0,07	0,97
26	Au	AuCl ₃	0,10	1,00

Задание 3.

Для гальванического элемента, образованного пластинами из металлов А и В, погруженных в растворы их солей с концентрацией ионов металлов Аⁿ⁺ и В^{m+}:

- 1) составьте схему гальванического элемента;
- 2) напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции;
- 3) рассчитайте электродвижущую силу гальванического элемента.

Вариант	Металлы		Концентрация ионов, моль/л	
	A	B	A ⁿ⁺	B ^{m+}
1	Zn	Ag	0,01	0,05
2	Co	Pt	0,10	0,02
3	Ni	Cu	0,04	0,01
4	Fe	Cr	0,04	1,00
5	Cu	Zn	0,10	0,05
6	Ti	Co	0,02	0,10
7	Ni	Al	0,05	0,01

Вариант	Металлы		Концентрация ионов, моль/л	
	A	B	A^{n+}	B^{m+}
8	Ag	Cu	0,10	0,03
9	Bi	Ti	1,00	0,05
10	Co	Au	0,05	0,01
11	Mg	Cu	0,10	0,06
12	Cd	Ag	0,80	0,01
13	Sn	Pt	0,01	0,06
14	Pb	Al	0,20	0,01
15	Mn	Fe	0,01	0,40
16	Ag	Mg	0,70	0,01
17	Bi	Ti	1,00	0,02
18	Hg	Au	0,01	0,80
19	Cu	Cd	0,10	0,02
20	Ni	Pt	0,03	0,70
21	Ti	Co	0,01	0,5
22	Sn	Ag	0,06	0,01
23	Pb	Al	0,02	0,001
24	Ti	Bi	0,5	0,01
25	Sb	Ag	0,001	0,4
26	Al	Pb	0,01	0,3

Задание 4.

Составьте уравнения электродных процессов (анод инертный) и молекулярное уравнение реакции, проходящей при электролизе:

а) расплава вещества А;

б) раствора вещества В.

Вычислите массу металла, выделившегося на катоде при электролизе вещества В, если электролиз проводили при силе тока I в течение времени τ . Выход металла по току η_T составил ...%.

Вариант	Расплав вещества А	Раствор вещества В	Сила тока, А	Время	η_T , %
1	CaCl_2	CuSO_4	10,0	2,5 ч	98
2	NaOH	AgNO_3	0,6	30 мин	99
3	CuCl_2	NiSO_4	15,0	2 ч	90
4	Al_2O_3	SnCl_2	2,5	45 мин	95
5	KI	CdSO_4	6,0	1 ч	74
6	NaCl	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	5,0	5 ч	70
7	MgO	ZnSO_4	10,0	1 ч	75
8	LiCl	MnSO_4	2,0	50 мин	60
9	AlCl_3	ZnCl_2	5,0	1,5 ч	70
10	KOH	CoSO_4	5,0	5 ч	68

Вариант	Расплав вещества А	Раствор вещества В	Сила тока, А	Время	В _т , %
11	CaO	CdCl ₂	3,5	50 мин	70
12	Au ₂ O ₃	FeSO ₄	1,5	3 ч	65
13	KCl	Ni(NO ₃) ₂	35,0	2,5 ч	90
14	Cr ₂ O ₃	CrCl ₃	1,5	20 мин	75
15	Ca(OH) ₂	SnSO ₄	25,0	30 мин	85
16	NaF	Bi(NO ₃) ₃	2,2	15 ч	96
17	MgCl ₂	HgSO ₄	2,5	30 мин	95
18	CoO	Fe(NO ₃) ₂	3,0	10 ч	70
19	CaBr ₂	PtSO ₄	1,0	3 ч	98
20	CrCl ₃	Pb(NO ₃) ₂	6,5	18 ч	88
21	AlBr ₃	FeCl ₃	8,0	18 мин	72
22	AlI ₃	CdSO ₄	6,5	10 ч	64
23	AlF ₃	FeCl ₃	7,3	10 мин	68
24	NaI	ZnSO ₄	2,9	4 ч	75
25	Cr(OH) ₃	HgCl ₂	5,0	3 мин	96
26	KBr	MnSO ₄	5,5	16 мин	67

Задание 5.

Составьте уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары:

- в кислой среде;
- в атмосфере влажного воздуха.

Вариант	Гальванопара	Вариант	Гальванопара
1	Pb - Sn	14	Zn – Cu
2	Sn - Cu	15	Cd – Pb
3	Fe - Co	16	Fe – Sn
4	Fe - Ni	17	Cu – Co
5	Sn - Cd	18	Zn – Cd
6	Cd - Cu	19	Sn – Ag
7	Zn - Ag	20	Fe – Cd
8	Fe - Cu	21	Ni – Au
9	Mg - Ni	22	Fe – Cr
10	Fe - Pb	23	Pt - Fe
11	Hg - Al	24	Pb - Ti
12	Cu - Mn	25	Sn - Co
13	Bi - Ag	26	Ni - Cd

2.3. Тестовые задания для аудиторной контрольной работы

Тест № 1

1. Электродный потенциал определяют по уравнению ...
 - 1) Нернста
 - 2) Менделеева-Клапейрона
 - 3) Больцмана
 - 4) Аррениуса
2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Mg}|\text{MgSO}_4||\text{CuSO}_4|\text{Cu}$ при стандартных условиях
 - 1) – 2,03
 - 2) – 2,71
 - 3) 2,71
 - 4) 0,81
3. Какие продукты образуются на катоде при электролизе раствора нитрата серебра?
 - 1) водород
 - 2) серебро
 - 3) азотная кислота
 - 4) кислород
4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора нитрата меди (II)
 - 1) 12
 - 2) 11
 - 3) 10
 - 4) 8
5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?
 - 1). $\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{CuSO}_4 + \text{Na} \rightarrow \dots$
 - 4) $\text{HCl} + \text{Cu} \rightarrow \dots$
6. Вычислите массу цинка, полученного при электролизе сульфата цинка, который проводили в течение 20 сек при силе тока 1А
 - 1) $2,1 \cdot 10^{-4}$
 - 2) 0,05
 - 3) 0,013

4) $6,7 \cdot 10^{-3}$

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Zn}|\text{Mg}$ в сернокислой среде. В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 6
- 2) 5
- 3) 4
- 4) 8

Тест № 2

1. Окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через электролит называется ...

- 1) электролитическая диссоциация
- 2) гидролиз
- 3) электролиз
- 4) коррозия

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Co}|\text{CoCl}_2||\text{AuCl}_3|\text{Au}$ при стандартных условиях

- 1) -1.223
- 2) 1.223
- 3) 1.777
- 4) -1.777

3. Какие продукты образуются на аноде при электролизе расплава сульфата натрия?

- 1) серная кислота
- 2) водород
- 3) натрий
- 4) оксид серы (VI) и кислород

4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора хлорида цинка

- 1) 9
- 2) 6
- 3) 3
- 4) 10

5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?

- 1). $\text{ZnSO}_4 + \text{Al} \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Zn} \rightarrow \dots$
- 3) $\text{ZnSO}_4 + \text{K} \rightarrow \dots$
- 4) $\text{HCl} + \text{Ag} \rightarrow \dots$

6. Вычислите массу никеля, полученного при электролизе хлорида никеля (II), который проводили в течение 40 минут при силе тока 1,7А

- 1) 0,021
- 2) 1,25
- 3) 2,49
- 4) 0,04

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Al}|\text{Mg}$ во влажном воздухе (атмосферная коррозия). В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 4
- 2) 5
- 3) 6
- 4) 7

Тест № 3

1. Самопроизвольное окисление металла при его взаимодействии с окружающей средой

- 1) электролитическая диссоциация
- 2) электролиз
- 3) гидролиз
- 4) коррозия

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Ti}|\text{TiCl}_2||\text{BiCl}_3|\text{Bi}$ при стандартных условиях

- 1) – 1,415
- 2) 1,415
- 3) 1,845
- 4) – 1,845

3. Какие продукты образуются на катоде при электролизе расплава гидроксида натрия?

- 1) натрий
- 2) водород
- 3) кислород
- 4) вода

4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора нитрата

цинка

- 1) 14
- 2) 8
- 3) 10
- 4) 12

5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?

- 1) $\text{MgSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \dots$
- 2) $\text{CuSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \dots$
- 3) $\text{MgSO}_4 + \text{Ca} \rightarrow \dots$
- 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Au} \rightarrow \dots$

6. Вычислите массу хрома, полученного при электролизе хлорида хрома (III), который проводили в течение 15 минут при силе тока 1,2А

- 1) 0,58
- 2) 0,0097
- 3) 0,19
- 4) 0,003

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Zn}|\text{Fe}$ в сернокислой среде. В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 7
- 2) 4
- 3) 6
- 4) 8

Тест № 4

1. Устройство из двух электродов, помещенных в растворы электролитов, служащее для получения электрического тока

- 1) калориметр
- 2) гальванический элемент
- 3) электролизер
- 4) колориметр

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Hg}|\text{HgCl}_2||\text{AuCl}_3|\text{Au}$ при стандартных условиях

- 1) – 0,65
- 2) 2,35

- 3) 0,65
- 4) 1,28

3. Какие продукты образуются на аноде при электролизе раствора сульфата меди (II)?

- 1) водород
- 2) серная кислота и кислород
- 3) кислород и оксид серы
- 4) медь

4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора хлорида натрия

- 1) 5
- 2) 4
- 3) 7
- 4) 8

5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?

- 1). $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag} \rightarrow \dots$
- 3) $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
- 4) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba} \rightarrow \dots$

6. Вычислите массу железа, полученного при электролизе сульфата железа(II), который проводили в течение 1 часа при силе тока 1,4А

- 1) 2,92
- 2) 0,0008
- 3) 1,46
- 4) 0,0004

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Zn}|\text{Au}$ во влажном воздухе (атмосферная коррозия). В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 4
- 2) 7
- 3) 6
- 4) 5

Тест № 5

1. Значение потенциала стандартного водородного электрода

- 1) 0

- 2) 1
- 3) 2
- 4) 10

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Ag}|\text{AgNO}_3||\text{Mg}(\text{NO}_3)_2|\text{Mg}$ при стандартных условиях

- 1) – 3,17
- 2) – 1,57
- 3) 3,17
- 4) 1,57

3. Какие продукты образуются на катоде при электролизе раствора хлорида натрия?

- 1) соляная кислота и кислород
- 2) натрий
- 3) водород и щелочь натрия
- 4) хлор

4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора нитрата серебра

- 1) 10
- 2) 11
- 3) 12
- 4) 15

5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?

- 1). $\text{ZnSO}_4 + \text{Co} \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} \rightarrow \dots$
- 3) $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
- 4) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na} \rightarrow \dots$

6. Вычислите массу кадмия, полученного при электролизе хлорида кадмия(II), который проводили в течение 40 сек при силе тока 2,8А

- 1) 0,13
- 2) 0,065
- 3) 0,002
- 4) 0,001

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Al}|\text{Ti}$ в солянокислой среде В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 4

- 2) 8
- 3) 5
- 4) 13

Тест № 6

1. Условия расчета стандартного электродного потенциала
 - 1) 1моль/л и 273К
 - 2) 1моль/л и 298К
 - 3) 10моль/л и 298К
 - 4) 10моль/л и 273К
2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Cu}|\text{CuSO}_4||\text{ZnSO}_4|\text{Zn}$ при стандартных условиях
 - 1) – 1.103
 - 2) – 1.29
 - 3) 1.103
 - 4) 1.29
3. Какие продукты образуются на аноде при электролизе раствора фторида натрия?
 - 1) вода и кислород
 - 2) кислород и фтороводород
 - 3) фтор
 - 4) натрий
4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза расплава сульфата калия
 - 1) 10
 - 2) 8
 - 3) 6
 - 4) 9
5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?
 - 1). $\text{FeSO}_4 + \text{Mn} \rightarrow \dots$
 - 2) $\text{MnSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \dots$
 - 3) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
 - 4) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{K} \rightarrow \dots$
6. Вычислите массу меди, полученной при электролизе сульфата меди(II), который проводили в течение 10минут при силе тока 2,5А
 - 1) 0,008
 - 2) 0,017

- 3) 0,5
- 4) 0,99

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Al}|\text{Ni}$ в солянокислой среде. В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 13
- 2) 5
- 3) 10
- 4) 4

Тест № 7

1. Самопроизвольное разрушение металла в электролите с возникновением электрического тока

- 1) коррозия
- 2) химическая коррозия
- 3) электролиз
- 4) электрохимическая коррозия

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Co}|\text{Co}(\text{NO}_3)_2||\text{AgNO}_3|\text{Ag}$ при стандартных условиях

- 1) – 0,523
- 2) – 1,077
- 3) 1,077
- 4) 0,22

3. Какие продукты образуются на катоде при электролизе расплава оксида кальция?

- 1) щелочь кальция
- 2) водород
- 3) кислород
- 4) кальций

4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза расплава гидроксида натрия

- 1) 11
- 2) 6
- 3) 5
- 4) 4

5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?

- 1). $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
- 3) $\text{Na} + \text{MgSO}_4 \rightarrow \dots$
- 4) $\text{CuCl}_2 + \text{Ag} \rightarrow \dots$

6. Вычислите массу железа, полученного при электролизе нитрата железа(III), который проводили в течение 2 минут при силе тока 1,8А

- 1) 0,13
- 2) 0,002
- 3) 0,0007
- 4) 0,04

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары Pb|Bi во влажном воздухе (атмосферная коррозия) В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 5
- 2) 8
- 3) 7
- 4) 17

Тест № 8

1. При коррозии участок более активного металла является

- 1) катодом
- 2) окислителем
- 3) анодом
- 4) средой

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Al}|\text{AlCl}_3||\text{MnCl}_2|\text{Mn}$ при стандартных условиях

- 1) – 0,52
- 2) – 2.88
- 3) 2.88
- 4) 0.52

3. Какие продукты образуются на аноде при электролизе раствора соляной кислоты?

- 1) кислород
- 2) хлор
- 3) вода
- 4) водород

4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора серной кислоты

- 1) 5
- 2) 7
- 3) 10
- 4) 3

5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?

- 1). $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Hg} \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Mg} + \text{NaCl} \rightarrow \dots$
- 3) $\text{Al} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \dots$
- 4) $\text{CuCl}_2 + \text{Au} \rightarrow \dots$

6. Вычислите массу серебра, полученного при электролизе нитрата серебра, который проводили в течение 3 минут при силе тока 2,4 А

- 1) 0,76
- 2) 0,48
- 3) 0,008
- 4) 0,005

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Mg}|\text{Al}$ в сернокислой среде В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 8
- 2) 7
- 3) 9
- 4) 4

Тест № 9

1. При коррозии поверхность менее активного металла является

- 1) восстановителем
- 2) средой
- 3) анодом
- 4) катодом

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Cd}|\text{CdSO}_4||\text{CoSO}_4|\text{Co}$ при стандартных условиях

- 1) – 0,68
- 2) – 0,126
- 3) 0,126
- 4) 0,68

3. Какие продукты образуются на аноде при электролизе раствора серной кислоты?

- 1) кислород
- 2) водород
- 3) оксид серы и кислород
- 4) вода

4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора хлорида магния

- 1) 3
- 2) 6
- 3) 7
- 4) 8

5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?

- 1). $\text{Mg} + \text{HgCl}_2 \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
- 3) $\text{K} + \text{HgCl}_2 \rightarrow \dots$
- 4) $\text{HgCl}_2 + \text{Au} \rightarrow \dots$

6. Вычислите массу висмута, полученного при электролизе нитрата висмута(III), который проводили в течение 5 часов при силе тока 2,3А

- 1) 0,025
- 2) 0,008
- 3) 89,7
- 4) 29,9

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Mg}|\text{Zn}$ во влажном воздухе (атмосферная коррозия) В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 6
- 2) 7
- 3) 8
- 4) 9

Тест № 10

1. Электрод, на котором протекает процесс окисления при электролизе называется ...

- 1) катод
- 2) анод

- 3) стандартный водородный электрод
- 4) инертный электрод

2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $\text{Fe}|\text{FeCl}_3||\text{ZnCl}_2|\text{Zn}$ при стандартных условиях

- 1) $-0,028$
- 2) $-0,726$
- 3) 0.726
- 4) 0.323

3. Какие продукты образуются на катоде при электролизе раствора сульфата цинка?

- 1) кислород и серная кислота
- 2) кислород
- 3) гидроксид цинка
- 4) водород и цинк

4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора щелочи калия

- 1) 5
- 2) 11
- 3) 10
- 4) 6

5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?

- 1). $\text{Fe} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Hg} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \dots$
- 3) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- 4) $\text{HgCl}_2 + \text{Au} \rightarrow \dots$

6. Вычислите массу олова, полученного при электролизе хлорида олова(II), который проводили в течение 18 минут при силе тока 1,5А

- 1) 0,03
- 2) 0,02
- 3) 1
- 4) 1,998

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Al}|\text{Pt}$ в солянокислой среде В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.

- 1) 5
- 2) 13

- 3) 10
- 4) 7

2.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы

Цели работы:

- рассмотреть закономерности протекания электрохимических процессов;
- освоить основные теоретические аспекты электрохимических процессов и условия проведения лабораторной работы.

2.4.1. Электрохимический ряд напряжений

Оборудование: пробирки, мерный цилиндр, штатив.

Реактивы: растворы солей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, CuSO_4 , AgNO_3 , цинковые таблетки, медная проволока.

Порядок выполнения работы

1. В четыре пробирки налить растворы следующих солей: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, CuSO_4 , AgNO_3 . В каждую из этих пробирок необходимо опустить по кусочку цинка.
2. Записать наблюдения. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
3. Повторить опыт, взяв свежие растворы солей и опустить в них хорошо очищенные кусочки медной проволоки.
4. Записать наблюдения. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
5. Сделать вывод о проделанной работе.

2.4.2. Гальванический элемент

Оборудование: химические стаканы, мерный цилиндр, U-образная стеклянная трубка, гигроскопическая вата, медный и цинковый электроды, вольтметр.

Реактивы: 1М раствор сульфата меди (II), 1М раствор сульфата цинка, раствор хлорида натрия.

Порядок выполнения работы

1. В один стаканчик налить до половины 1М раствор сульфата меди (II). В другой стаканчик налить до половины 1М раствор сульфата цинка.
2. U-образную стеклянную трубку заполнить раствором хлорида калия, закрыть концы трубки гигроскопической ватой и опустить в оба стаканчика так, чтобы концы трубки погрузились в растворы.

3. Тщательно зачистить медный и цинковый электроды и опустить медный в стаканчик с раствором сульфата меди (II), цинковый электрод – в стаканчик с раствором сульфата цинка.

4. Концы от электродов присоединить к вольтметру и измерить разность потенциалов.

5. Написать уравнения процессов, происходящих на электродах.

6. Вычислить ЭДС гальванического элемента.

7. Сделать вывод о проделанной работе.

2.4.3. Электролиз растворов солей

Оборудование: химические стаканы, мерный цилиндр, U-образная стеклянная трубка, гигроскопическая вата, медный и цинковый электроды, вольтметр, фарфоровая чашка.

Реактивы: 1М раствор CuSO_4 , 1М раствор ZnSO_4 , растворы NaCl , KI , Na_2SO_4 , NaI , K_2SO_4 .

Порядок выполнения работы

1. Собрать гальванический элемент (опыт 2.4.2.). Опустить концы электродов в фарфоровую чашечку с раствором соли А, добавить несколько капель раствора В, служащего для обнаружения продуктов электролиза (табл. 2)

Таблица 2

Данные к опыту 2.4.3.

Вариант	Раствор А	Раствор В
1	KI	крахмал
2	Na_2SO_4	фенолфталеин
3	NaI	крахмал
4	K_2SO_4	фенолфталеин
5	NaCl	KI + крахмал

2. Записать наблюдения. Составить схему электролиза раствора соли А.

3. Сделать вывод о проделанной работе.

2.4.4. Влияние образования гальванопар на скорость коррозии металла

Оборудование: прибор для определения объема выделившегося водорода, мерный цилиндр.

Реактивы: 2Н раствора HCl , гранулированный цинк, растворы солей FeSO_4 , CuSO_4 , CoCl_2 , NiSO_4 , SnCl_2 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, CdCl_2 , SbCl_3 .

Порядок выполнения работы

1. Скорость электрохимической коррозии можно определить по объему выделенного водорода.

2. Собрать прибор, состоящий из бюретки 1, соединенной посредством резиновых трубок с воронкой 2 и пробиркой 3 (рис. 3). Сравнить объемы водорода, образующегося за определенный промежуток времени при взаимодействии с разбавленной соляной кислотой чистого цинка и цинка, находящегося в контакте с другим металлом.

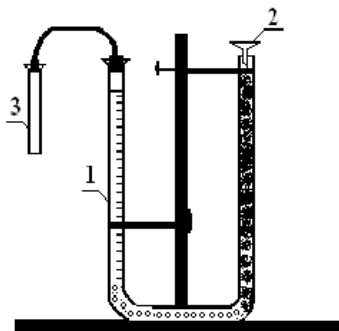


Рис. 3. Прибор для определения объема выделившегося водорода

3. Перед началом опыта проверить прибор для определения объема выделившегося водорода на герметичность.

4. Для этого плотно закрыть все пробки, поднять воронку вверх и подержать её на одном уровне. Если прибор герметичен, то уровень воды в бюретке в первый момент повышается, а затем остается постоянным. Непрерывное повышение уровня воды в бюретке свидетельствует о непригодности прибора для работы.

5. Отсоединить пробирку от прибора и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже.

6. Налить в пробирку 5 мл 2Н раствора HCl , наклонить её, примерно под углом 45° , осторожно поместить в устье пробирки гранулу цинка и в таком положении присоединить пробирку к прибору. Проверить прибор на герметичность.

7. Записать уровень воды в бюретке.

8. Сбросить металл в кислоту, включить секундомер. Через 5 мин. отмерить уровень воды в бюретке. По разности конечного и начального уровней воды найти объем выделившегося водорода.

9. Отсоединить пробирку от прибора, добавить в неё несколько кристалликов или 4-5 капель раствора соли А (табл. 3). Быстро присоединить пробирку и определить объем выделившегося за 5 мин. водорода.

Данные к опыту 2.4.4.

Вариант	Соль А	Вариант	Соль А
1	FeSO ₄	5	SnCl ₂
2	CuSO ₄	6	Bi(NO ₃) ₃
3	CoCl ₂	7	CdCl ₂
4	NiSO ₄	8	SbCl ₃

10. Сравнить объем водорода в опытах 2.4.1. и 2.4.2.

11. Составить уравнения происходящих процессов.

12. Сделать вывод о проделанной работе.

2.4.5. Защитные свойства металлических покрытий

Оборудование: пробирки, мерный цилиндр.

Реактивы: растворы солей FeSO₄, K₃[Fe(CN)₆], раствор серной кислоты, оцинкованное железо, луженое железо.

Порядок выполнения работы

1. Налить в пробирку 2-3 мл свежеприготовленного раствора FeSO₄ и прибавить несколько капель красной кровяной соли K₃[Fe(CN)₆].

2. Записать наблюдения.

3. Составить уравнение реакции для обнаружения иона Fe²⁺ в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

4. В две пробирки налить по 2 мл раствора серной кислоты и по 2 капли раствора K₃[Fe(CN)₆]. В первую пробирку опустить полоску оцинкованного железа, во вторую – луженого железа.

5. Наблюдать (через несколько минут) синее окрашивание.

6. Составить схему процессов коррозии оцинкованного и луженого железа в кислой среде.

7. Сделать вывод о проделанной работе.

2.5. Контрольные вопросы

1. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента Pb | PbSO₄ | | MnSO₄ | Mn при стандартных условиях.

2. Составить схему, электронные уравнения электродных процессов, уравнение суммарной токообразующей реакции и вычислить ЭДС гальванического элемента, образованного цинком и раствором с концентрацией ионов [Zn²⁺] = 0,001 моль/л и никелем с концентрацией ионов [Ni²⁺] = 0,1 моль/л.

3. Приведите электронные уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Cd} \mid \text{Zn}$ в сернокислой среде.

4. Приведите электронные уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары $\text{Cu} \mid \text{Ni}$ во влажном воздухе (или в нейтральной среде в присутствии кислорода воздуха).

5. Составьте электронные уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электролизе расплавов Al_2O_3 , KOH , ZnCl_2 , Na_2SO_4 .

6. Составьте электронные уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электролизе растворов HCl , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, CuCl_2 , NaOH .

7. Написать электронные уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе раствора Na_2SO_4 . Какие вещества и в каком количестве выделяются на катоде и аноде при электролизе, если электролиз проводили в течение 1 часа при силе тока 4 А?

8. Составьте электронные уравнения электродных процессов и уравнение суммарной токообразующей реакции, протекающей при работе гальванического элемента. Рассчитайте ЭДС этого гальванического элемента, образованного бериллием с концентрацией ионов бериллия $[\text{Be}^{2+}] = 0,01$ моль/л и хромом с концентрацией ионов хрома $[\text{Cr}^{3+}] = 0,001$ моль/л.

2.6. Правила техники безопасности при выполнении лабораторных работ

1. Опыты с ядовитыми веществами, концентрированными кислотами и щелочами проводите в вытяжном шкафу.

2. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. При определении веществ по запаху склянку держите на расстоянии и направляйте движением руки воздух от отверстия склянки к носу.

3. Химические реакции выполняйте с такими количествами и концентрациями и в тех условиях, как это указано в описании опыта.

4. Нагревая или наливая раствор, не наклоняйтесь над сосудом, так как возможен выброс или разбрызгивание жидкости.

5. Для избежания ожогов соблюдайте осторожность в обращении с нагретыми предметами и с едкими реактивами (кислотами и щелочами).

6. При ожоге реактивом обожженное место промойте большим количеством воды, затем либо разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочью), либо раствором соды (в случае ожога кислотой), а затем опять водой и обратитесь за дальнейшей помощью к преподавателю. При термическом ожоге обожженное место обработайте перманганатом калия.

7. Не включайте и не выключайте без разрешения преподавателя рубильники и электрические приборы.

8. С легковоспламеняющимися жидкостями нельзя работать вблизи нагревательных приборов.

9. При воспламенении горючих веществ выключите электронагревательные приборы. Горящие жидкости прикройте войлоком или засыпьте песком.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Основы химии: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014.-560с.: - (Высшее образование: Бакалавриат). - ISBN 978-5-905554-40-7. - URL: <http://znanium.com/bookread2.php?book=421658> - (дата обращения: 14.10.2019). - Текст: электронный.
2. Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов /Н.В. Коровин –9-е изд., перераб.- М.: Высш. шк., 2007.- 557 с.: ил. - ISBN 978-5-06-004403-4. - Текст: непосредственный.
3. Мушкамбаров Н.Н.. Физическая и коллоидная химия [Текст]: учебник / Н.Н. Мушкамбаров – М.: ГЭОТАР-МЕД, 2002.
4. Кругляков П. М. Физическая и коллоидная химия [Текст] : учебное пособие / П. М. Кругляков, Т. Н. Хаскова. - 2-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2007. - 319 с. : ил. – ISBN 978-5-06-004404-1.
5. Пономарева К.С., Гугля В.Г., Никольский Г.С. Сборник задач по физической химии: Учеб. пособие. – М.: МИСИС, 2007.
6. Краткий справочник физико-химических величин / сост.: Н. М. Барон, А. М. Пономарева, А. А. Равдель, З. Н. Тимофеева; под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. - 10-е изд., испр. и доп. - СПб. : Иван Федоров, 2003. - 238 с. : ил. - ISBN 5-8194-0071-2. - Текст: непосредственный.

ПРИЛОЖЕНИЕ
Стандартные электродные потенциалы металлов

Электрод	φ^0 , В	Электрод	φ^0 , В
Li ⁺ /Li	-3,045	Cd ²⁺ /Cd	-0,403
Rb ⁺ / Rb	-2,925	Co ²⁺ /Co	-0,277
K ⁺ /K	-2,924	Ni ²⁺ /Ni	-0,250
Cs ⁺ / Cs	-2,923	Sn ²⁺ /Sn	-0,136
Ba ²⁺ /Ba	-2,906	Pb ²⁺ /Pb	-0,126
Ca ²⁺ /Ca	-2,866	Fe ³⁺ /Fe	-0,036
Na ⁺ /Na	-2,714	2H ⁺ /H ₂	+0,000
Mg ²⁺ /Mg	-2,363	Sb ³⁺ /Sb	+0,200
Al ³⁺ /Al	-1,662	Bi ³⁺ /Bi	+0,215
Ti ²⁺ /Ti	-1,628	Cu ²⁺ /Cu	+0,337
Zr ⁴⁺ /Zr	-1,530	Cu ⁺ /Cu	+0,521
V ²⁺ /V	-1,186	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	+0,790
Mn ²⁺ /Mn	-1,180	Ag ⁺ /Ag	+0,799
Cr ²⁺ /Cr	-0,913	Hg ²⁺ /Hg	+0,854
Zn ²⁺ /Zn	-0,763	Pt ²⁺ /Pt	+1,200
Cr ³⁺ /Cr	-0,740	Au ³⁺ /Au	+1,498
Fe ²⁺ /Fe	-0,440	Au ⁺ /Au	+1,691

Учебное текстовое электронное издание

**Муллина Эльвира Ринатовна
Мишурина Ольга Алексеевна**

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Практикум

1,19 Мб

1 электрон. опт. диск

г. Магнитогорск, 2020 год
ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова»
Адрес: 455000, Россия, Челябинская область, г. Магнитогорск,
пр. Ленина 38

ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова»
Кафедра химии
Центр электронных образовательных ресурсов и
дистанционных образовательных технологий
e-mail: ceor_dot@mail.ru