

Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования
«Белорусский государственный университет
информатики и радиоэлектроники»

Факультет компьютерного проектирования

Кафедра электронной техники и технологии

Х И М И Я

Рекомендовано УМО по образованию в области информатики и радиоэлектроники в качестве пособия для специальностей 1-36 04 01 «Программно-управляемые электронно-оптические системы», 1-36 04 02 «Промышленная электроника», 1-39 02 01 «Моделирование и компьютерное проектирование РЭС», 1-39 02 02 «Проектирование и производство программно-управляемых электронных средств», 1-39 02 03 «Медицинская электроника», 1-39 03 01 «Электронные системы безопасности», 1-39 03 03 «Электронные и информационно-управляющие системы физических установок», 1-41 01 02 «Микро- и нанoeлектронные технологии и системы», 1-41 01 03 «Квантовые информационные системы», 1-41 01 04 «Нанотехнологии и наноматериалы в электронике», 1-53 01 07 «Информационные технологии и управление в технических системах»

УДК 54(076)
ББК 24.1я73
Х46

А в т о р ы:

И. А. Забелина, А. П. Молочко, А. А. Позняк, Л. В. Ясюкевич

Р е ц е н з е н т ы:

кафедра физической химии
Белорусского государственного университета
(протокол №9 от 02.03.2015);

доцент кафедры физической и коллоидной химии
учреждения образования «Белорусский государственный
технологический университет», кандидат химических наук
И. А. Великанова

Химия : пособие / И. А. Забелина [и др.]. – Минск :
Х46 БГУИР, 2016. – 103 с. : ил.
ISBN 978-985-543-160-3.

Включает задачи индивидуального домашнего задания с учетом уровневой дифференциации обучения студентов по дисциплине «Химия». Приведенные решения типовых задач помогут студентам освоить алгоритмы решения, а также будут способствовать развитию их логического мышления. Задачи индивидуального домашнего задания имеют различные (I и II) уровни сложности, что позволит студентам независимо от качества базовой подготовки самостоятельно выстроить индивидуальную образовательную траекторию.

Предназначено для совершенствования и активизации учебного процесса и самостоятельной работы студентов.

УДК 54(076)
ББК 24.1я73

ISBN 978-985-543-160-3

© УО «Белорусский государственный
университет информатики
и радиозлектроники», 2016

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
1 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	5
1.1 Термины и определения	5
1.2 Примеры решения типовых задач	8
1.3 Индивидуальные задания	13
1.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности	13
1.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности	19
2 ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ	27
2.1 Термины и определения	27
2.2 Примеры решения типовых задач	32
2.3 Индивидуальные задания	39
2.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности	39
2.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности	45
3 ЭЛЕКТРОЛИЗ. ЗАКОНЫ ФАРАДЕЯ	54
3.1 Термины и определения	54
3.2 Примеры решения типовых задач	57
3.3 Индивидуальные задания	64
3.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности	64
3.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности	70
4 ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ ОТ КОРРОЗИИ	78
4.1 Термины и определения	78
4.2 Примеры решения типовых задач	81
4.3 Индивидуальные задания	86
4.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности	86
4.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности	92
Литература	102

ВВЕДЕНИЕ

Пособие включает задачи индивидуального домашнего задания с учетом уровневой дифференциации обучения студентов по дисциплине «Химия». Предназначено для совершенствования и активизации учебного процесса и самостоятельной работы студентов при изучении дисциплины.

В пособии закрепляется лекционный материал. Каждый тематический раздел пособия содержит краткое теоретическое вступление. Авторский коллектив считает излишним подробное изложение теории каждой конкретной темы, поскольку студенты изучают дисциплину по конспекту лекций и учебным пособиям, где теоретический материал изложен более полно. С целью управления самостоятельной работой студентов используется система обучающих задач. Приведенные решения типовых задач помогут студентам освоить алгоритмы решения, а также будут способствовать развитию их логического мышления. Задачи индивидуального домашнего задания имеют два уровня сложности, что позволит студентам с различным уровнем базовой подготовки самостоятельно выстроить индивидуальную образовательную траекторию.

Пособие будет способствовать дифференцированной поддержке условий и возможностей для адаптации обучающихся к вузовскому курсу дисциплины, что соответствует требованиям системы менеджмента качества подготовки специалистов в высшей школе.

1 ОКИСЛИТЕЛЬНО–ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

1.1 ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Окислительно–восстановительными реакциями (ОВР) называются химические реакции, при протекании которых изменяются степени окисления одного или нескольких элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Степень окисления – условный заряд элемента в соединении, вызванный смещением валентных электронов к более электроотрицательному атому, или заряд иона элемента, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Следует различать понятия «степень окисления» и «валентность».

Валентность – свойство атомов присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента. Количественно валентность определяется числом химических связей, образованных атомом.

Электроотрицательность (ЭО) – величина, количественно характеризующая способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов:

$$\text{ЭО} = \frac{1}{2}(I + E),$$

где I – энергия ионизации, кДж/моль;

E – энергия сродства к электрону, кДж/моль.

Энергия ионизации – энергия, необходимая для отрыва электрона от невозбужденного атома. **Энергия сродства к электрону** – энергия, выделяемая (поглощаемая) при присоединении электрона к невозбужденному атому.

Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из процессов **окисления** и **восстановления**.

Окисление – процесс отдачи частицей электронов. Частица (атом, молекула, ион), которая отдает электроны, называется **восстановителем**. **Процесс окисления сопровождается увеличением степени окисления**. Типичными восстановителями являются металлы в свободном состоянии, соединения, содержащие элементы в их минимальной степени окисления.

Восстановление – процесс присоединения электронов. Частица (атом, молекула, ион), которая присоединяет в процессе реакции электроны, называется **окислителем**. **Процесс восстановления сопровождается уменьшением степени окисления**. Типичными окислителями являются атомы элементов, на внешнем электронном уровне которых содержится 7, 6, 5 или 4 электрона. Наиболее сильные окислители среди простых веществ образованы элементами VI–VII групп периодической системы. Среди сложных веществ к сильным окислителям относятся соединения, содержащие элементы в максимально положительной степени окисления.

Вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления и неметаллы (исключение F_2) в виде простых веществ, могут быть как окислителями, так и восстановителями.

Окислитель и восстановитель реагируют между собой в отношении их окислительно-восстановительных эквивалентов.

Эквивалентом окислителя (восстановителя) называется количество окислителя (восстановителя), приходящееся на один присоединенный (отданный) электрон. **Эквивалентная масса окислителя (восстановителя)** равна его мольной массе, деленной на число электронов, которое присоединяет одна молекула окислителя или отдает одна молекула восстановителя в данной реакции.

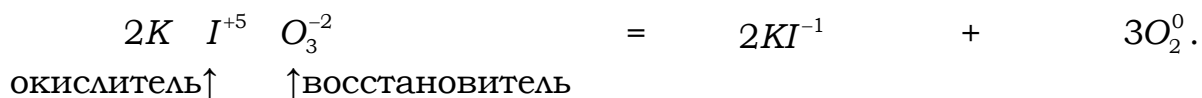
Классификация окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции подразделяются на три типа.

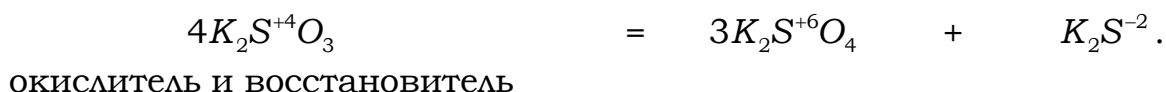
1. Межмолекулярные, в которых атомы окислителя и восстановителя находятся в составе **разных** молекул:



2. Внутримолекулярные, в которых окислитель и восстановитель в виде атомов разных элементов входят в состав **одной** и той же молекулы:



3. Реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования), в которых атомы одного и того же элемента в одной и той же промежуточной степени окисления и окисляются (повышают степень окисления), и восстанавливаются (понижают степень окисления):



Для составления полных молекулярных уравнений окислительно-восстановительных реакций используются два метода:

- 1) метод электронного баланса (электронно-молекулярный);**
- 2) метод ионно-электронный, или метод полуреакций.**

Оба метода не отражают действительного механизма процессов окисления и восстановления, а используются исключительно **как инструмент**, позволяющий расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях. В процессе реакции нельзя зафиксировать передвижение электронов, можно только констатировать изменение степеней окисления.

Основные принципы составления уравнений ОВР: соблюдение закона сохранения массы (равенство числа атомов одного и того же элемента до и после реакции); **соблюдение закона сохранения**

суммарного заряда, т. е. равенство суммы зарядов исходных и конечных веществ.

Метод электронного баланса основан на сопоставлении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции.

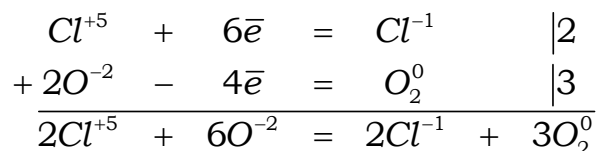
Например, в реакции



степени окисления изменяются у хлора и кислорода. Восстановление хлора связано с присоединением им электронов, отданных кислородом. Этот процесс перераспределения электронов может быть выражен электронными уравнениями:



Для подведения общего электронного баланса необходимо первое уравнение умножить на 2, второе – на 3 и просуммировать правую и левую части уравнений с учетом коэффициентов:



Коэффициенты из ионного уравнения следует перенести в молекулярное уравнение, которое в этой связи имеет вид



Достоинство метода – возможность его использования для любых окислительно-восстановительных реакций в гомогенных и гетерогенных системах.

Недостаток метода – при составлении уравнений электронного баланса записываются формы, не существующие в водных растворах электролитов.

Метод ионно-электронного баланса (или метод полуреакций) основан на модели реально существующих частиц, присутствующих в водных растворах. Этот метод используется для записи реакций в водных растворах.

Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение его восстановителем происходит по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах в соответствии со **следующими правилами:**

– **если образующиеся соединения содержат кислорода больше**, чем исходные, то недостающее количество атомов кислорода пополняется в кислой и нейтральной средах за счет воды с образованием ионов

водорода (H^+), а в щелочных средах – за счет ионов OH^- с образованием молекул воды;

– **если образующиеся соединения содержат кислорода меньше**, чем исходные, то избыточные атомы кислорода иона-окислителя в кислой среде реагируют с ионами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральной и щелочной средах – с молекулами воды с образованием гидроксильных групп (OH^-).

При составлении уравнений ОВР **электронно-ионным методом** необходимо придерживаться следующего порядка рассуждений:

1. Составить частные уравнения процессов окисления и восстановления. При этом вещества записывают в той форме, в которой они существуют в растворе: сильные электролиты – в виде ионов, слабые электролиты, нерастворимые или выделяющиеся в виде газа вещества, пишут в молекулярной форме.

2. Осуществить материальный баланс атомов с участием ионов среды (H^+ – в кислой, OH^- – в щелочной) или молекул H_2O , а затем электронный баланс.

3. Подобрать коэффициенты в уравнениях так, чтобы число электронов, отданных восстановителем, было равно числу электронов, принимаемых окислителем.

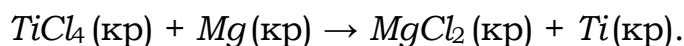
4. Сложить частные уравнения с учетом подобранных коэффициентов.

5. Исходя из полученного ионно-молекулярного уравнения, составить полное молекулярное уравнение.

1.2 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1

Подберите коэффициенты и составьте полное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме

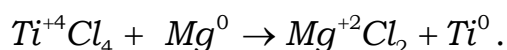


Укажите окислитель и восстановитель.

Решение

Так как реакция восстановления титана магнием протекает не в водной среде, для определения окислительно-восстановительных коэффициентов следует использовать метод электронного баланса.

1. В схеме реакции укажем степени окисления тех элементов, у которых они изменяются в ходе реакции:

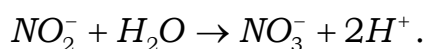


Титан восстанавливается, понижая степень окисления от +4 до 0, и является окислителем. Магний окисляется, его степень окисления повышается от 0 до +2, и он является восстановителем.

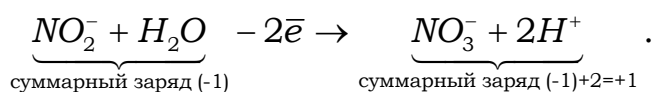
2. Запишем электронные уравнения процессов восстановления и окисления. При этом исходим из того, что число электронов, принятых

В каждом из этих частных уравнений необходимо осуществить материальный и электронный балансы. В первую очередь проверяем баланс атомов элементов, изменяющих степень окисления: число атомов азота и марганца в правой и левой частях одинаково. Чтобы уравнять число атомов кислорода, необходимо использовать вышеприведенные правила.

4. В левой части процесса окисления имеем 2 атома кислорода, в правой – 3. Следовательно, согласно правилу в левую часть необходимо добавить одну молекулу воды, а в правую – два иона H^+ . Ионно-молекулярное уравнение процесса окисления примет вид



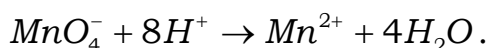
5. Учитываем закон сохранения заряда: суммарный заряд частиц в левой части каждой полуреакции должен быть равен суммарному заряду частиц в правой части:



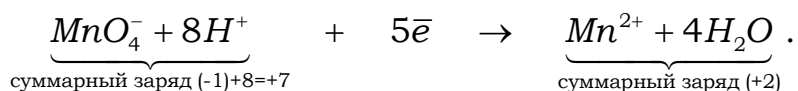
Очевидно, для того чтобы заряды в левой и правой частях уравнения были равны, нужно произвести вычитание двух электронов (подсчет зарядов обязательно начинать с продуктов реакции).

6. В левой части процесса восстановления имеем 4 атома кислорода, а в правой кислород отсутствует. Следовательно, согласно правилу к правой части уравнения необходимо добавить 4 молекулы воды, а к левой – 8 ионов H^+ .

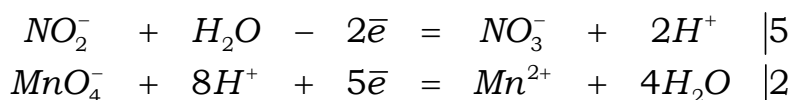
Ионно-молекулярное уравнение процесса восстановления примет вид



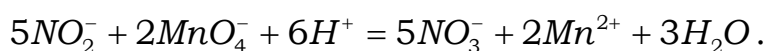
Проведем зарядовый баланс в полуреакции восстановления



7. Подведем общий электронный баланс: общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно общему числу электронов, принятых окислителем. Умножим первое уравнение на 5, а второе – на 2:

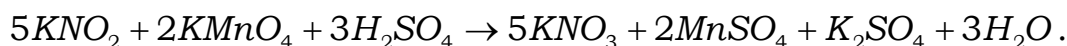


8. Суммируя электронно-ионные уравнения, предварительно умноженные на коэффициенты, и сократив, если нужно, одинаковые частицы, получаем суммарное ионно-молекулярное уравнение реакции



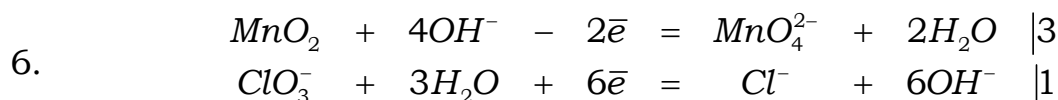
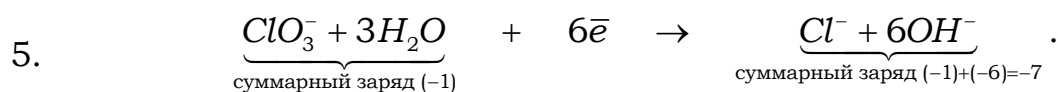
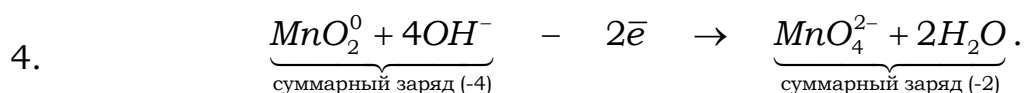
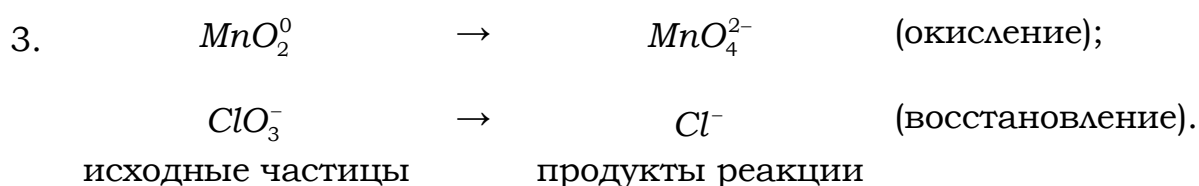
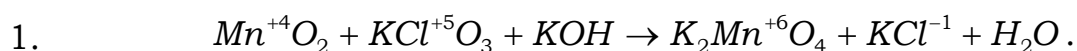
9. Исходя из взятых для реакции веществ и руководствуясь ионно-молекулярным уравнением, определим ионы, не подвергшиеся измене-

нию в процессе реакции ($2K^+$ и SO_4^{2-}), и из совокупности всех ионов (подвергшихся и не подвергшихся изменению до и после реакции) составляем молекулярное уравнение

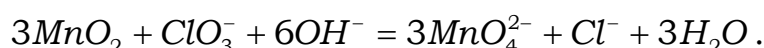


Ход рассуждений аналогичен при составлении уравнений реакций, протекающих в щелочной и нейтральной средах.

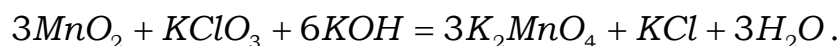
б) Реакция между оксидом марганца (IV) и хлоратом калия ($KClO_3$) протекает в щелочной среде (KOH).



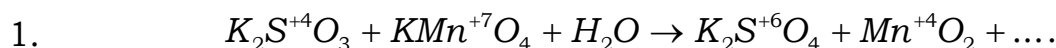
7. Ионно-молекулярное уравнение имеет вид

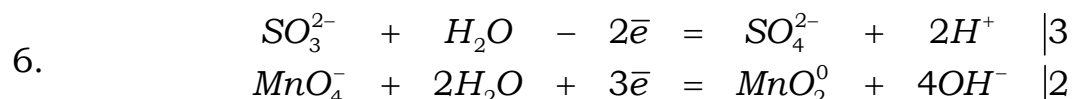
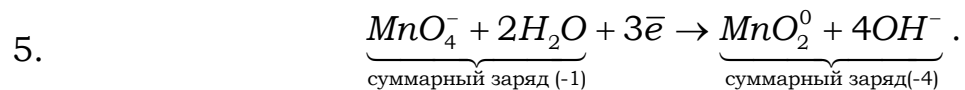
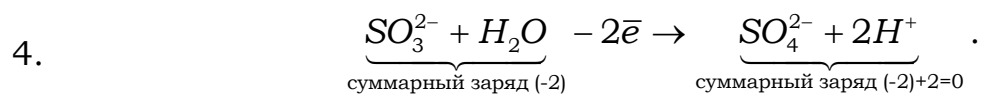
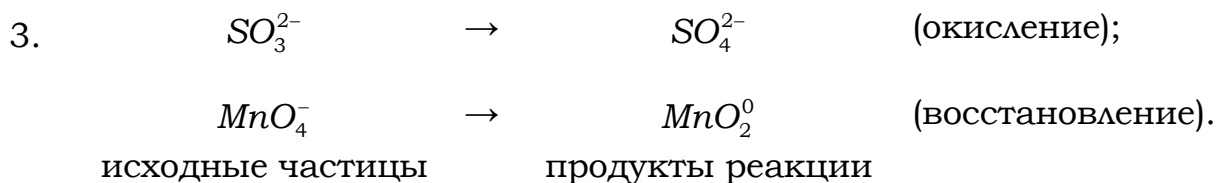


8. Молекулярная форма имеет вид

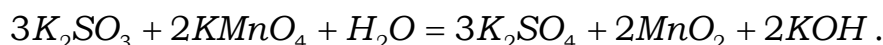
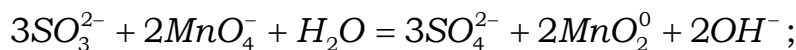


в) Реакция между сульфитом калия (K_2SO_3) и перманганатом калия ($KMnO_4$) протекает в нейтральной среде (H_2O).





7. Ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции имеют вид:



Задача 3

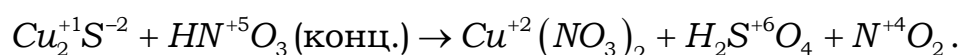
Составьте полное молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции, выраженной следующей схемой:



Решение

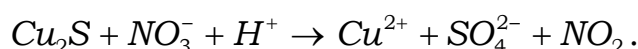
Реакция протекает в растворе азотной кислоты, поэтому для решения задачи более наглядным является метод электронно-ионного баланса.

1. В схеме реакции укажем степени окисления тех элементов, у которых они изменяются в ходе реакции:

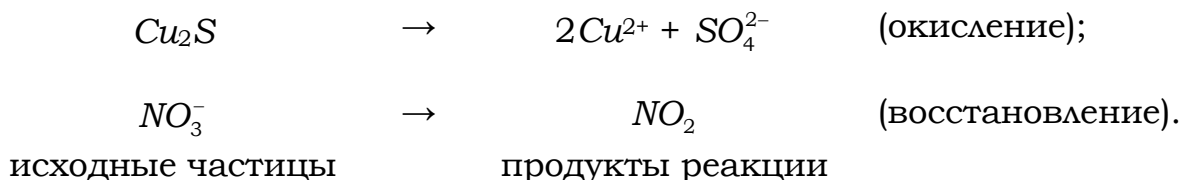


Реакция протекает в кислой среде. Восстановителем является сульфид меди за счет изменения степени окисления меди от +1 до +2 и за счет изменений степени окисления серы от -2 до +6. Таким образом, восстановитель содержит два окисляющихся элемента. Окислителем является азотная кислота за счет изменения степени окисления азота от +5 до +4.

2. Составим схему реакции, учитывая только те частицы (ионы, молекулы), которые содержат элементы, изменившие степени окисления и определяющие характер среды (соль Cu_2S не растворяется в воде, поэтому записывается в молекулярной форме):

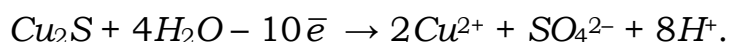


3. Запишем схемы процессов окисления и восстановления с учетом баланса атомов элементов, изменивших степени окисления:

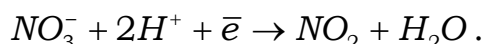


4. В каждой из полученных схем осуществим материальный баланс кислорода и электронный баланс.

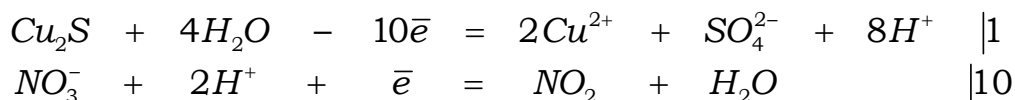
Источником кислорода, необходимого для протекания процесса окисления в кислой среде служат молекулы воды с образованием ионов H^+ . В данном случае в левую часть полуреакции окисления следует добавить 4 молекулы H_2O , а в правую – 8 ионов H^+ . С учетом электронного баланса получаем



Избыточные атомы кислорода иона NO_3^- в кислой среде реагируют с ионами H^+ с образованием молекул воды. Тогда в левую часть полуреакции восстановления следует добавить 2 иона H^+ , а в правую – 1 молекулу H_2O . С учетом электронного баланса получаем



5. Подведем общий электронный баланс, умножив первое уравнение на 1, а второе – на 10:

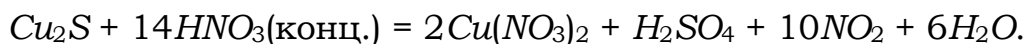


6. Суммируем электронно-ионные уравнения с учетом полученных множителей, сокращаем одинаковые частицы в левой и правой частях уравнения и получаем его в ионно-молекулярной форме:



Из электронно-ионных уравнений следует, что восстанавливается 10 моль ионов NO_3^- и еще 4 моль ионов требуется для образования 2 моль $Cu(NO_3)_2$. Кроме того, для образования 1 моль H_2SO_4 требуется 2 моль ионов H^+ . Тогда к левой и правой частям уравнения следует добавить по 4 моль ионов NO_3^- и по 2 моль ионов H^+ .

Полное молекулярное уравнение реакции имеет вид



1.3 ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

1.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности

При составлении уравнений ОВР, протекающих в растворах электролитов, следует использовать электронно-ионный метод.

Вариант 1

1. Что положено в основу классификации химических процессов на реакции обмена и окислительно-восстановительные реакции?

2. Чему равна максимальная степень окисления серы? Приведите пример такого соединения. Составьте уравнение ОВР взаимодействия кальция с H_2SO_4 (конц.).

Вариант 2

1. Что называют окислением и восстановлением, окислителем и восстановителем? Приведите примеры.

2. В каких соединениях кислород проявляет степени окисления -1 и $+2$? Составьте уравнение ОВР с одним из этих соединений.

Вариант 3

1. Приведите пример соединения, в котором азот имеет максимальную степень окисления. Какие свойства проявляет это соединение в ОВР?

2. Составьте уравнение ОВР взаимодействия цинка с разбавленной серной кислотой. Изменится ли характер продуктов реакции с той же кислотой, но концентрированной? И почему?

Вариант 4

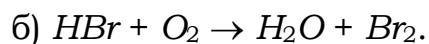
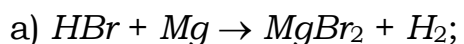
1. Укажите, на какие три основных типа делятся ОВР. Приведите примеры.

2. Составьте уравнение ОВР взаимодействия магния с разбавленными серной и азотной кислотами. Укажите природу окислителей.

Вариант 5

1. Объясните, почему фтор в ОВР проявляет только свойства окислителя, а хлор – как окислителя, так и восстановителя.

2. Укажите, в каком из нижеприведенных уравнений реакций элемент Br является восстановителем:



Ответ обоснуйте, составив уравнения полуреакций окисления и восстановления.

Вариант 6

1. Чему равна степень окисления кислорода во фториде OF_2 и оксиде хлора Cl_2O ? Ответ обоснуйте.

2. Составьте уравнения ОВР взаимодействия алюминия с раствором щелочи. Что является окислителем?

Вариант 7

1. Дайте определение процессам окисления и восстановления и приведите примеры наиболее сильных восстановителей и окислителей.

2. С какой серной кислотой (разбавленной или концентрированной) взаимодействует медь и почему? Составьте уравнение ОВР соответствующей реакции.

Вариант 8

1. Чему равна степень окисления кислорода в пероксиде водорода? Какие свойства она проявляет в реакции, выраженной уравнением $KClO_3 + H_2O_2 \rightarrow KCl + O_2 + H_2O$? Ответ обоснуйте.

2. Составьте уравнение ОВР взаимодействия меди с разбавленной азотной кислотой. Укажите природу окислителя.

Вариант 9

1. Какие реакции называются реакциями диспропорционирования? Приведите примеры и составьте уравнения соответствующих реакций.

2. Составьте уравнение ОВР взаимодействия сульфата цинка с алюминием. Возможна ли реакция между нитратом меди и серебром? Ответ обоснуйте.

Вариант 10

1. Приведите примеры соединений серы с максимальной и минимальной степенью окисления. Составьте уравнение ОВР $H_2S + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$. Укажите окислитель и восстановитель.

2. Объясните, почему серебро растворяется в разбавленной HNO_3 и не растворяется в разбавленной H_2SO_4 . Укажите природу окислителей.

Вариант 11

1. Какая энергия служит количественной характеристикой восстановительной способности атомов? Дайте определение и укажите характер ее изменения для *s*-элементов в пределах одной группы.

2. Приведите примеры соединений хлора с низшей и высшей степенью окисления. Составьте уравнение ОВР $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$. К какому типу реакций она относится?

Вариант 12

1. В каких случаях вещества проявляют только окислительные, только восстановительные или те и другие свойства?

2. Какие реакции называются реакциями самоокисления-самовосстановления? Составьте полное молекулярное уравнение ОВР $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2$. Что является окислителем?

Вариант 13

1. Какая энергия служит количественной характеристикой окислительной способности атомов? Дайте определение и укажите характер ее изменения для *p*-элементов в пределах одной группы.

2. Составьте уравнение ОВР $I_2 + NaOH \rightarrow NaI + NaIO_3$. Укажите окислитель и восстановитель. К какому типу ОВР она относится?

Вариант 14

1. Какие ионы окисляют металлы при растворении их в разбавленной и концентрированной серной кислоте? Приведите примеры.

2. Составьте полное молекулярное уравнение ОВР $Zn + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$. Укажите природу окислителя.

Вариант 15

1. Приведите примеры соединений хрома с низшей и высшей степенью окисления. Составьте уравнение ОВР $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl$.

2. Составьте полное молекулярное уравнение ОВР взаимодействия цинка с соляной кислотой и серной концентрированной. Укажите природу окислителей в обоих случаях.

Вариант 16

1. Определите степени окисления серы в следующих соединениях: SO_2 , Na_2SO_3 , As_2S_3 , H_2SO_4 . В каком из соединений она проявляет только свойства восстановителя и почему?

2. Объясните различные продукты при взаимодействии цинка с разбавленной и концентрированной серной кислотой. Укажите природу окислителей. Составьте уравнения ОВР.

Вариант 17

1. Какой элемент и в какой степени окисления из указанных соединений проявляет свойства восстановителя: $Cu(NO_3)_2$, $CuSO_4$, NH_4NO_3 ? Ответ обоснуйте.

2. Укажите минимальную и максимальную степени окисления хлора и приведите примеры таких соединений. Какое из этих соединений является восстановителем?

Вариант 18

1. Что называется степенью окисления атома и его валентностью? Определите степени окисления и валентность азота в соединениях NH_3 , N_2 .

2. Составьте полное молекулярное уравнение ОВР взаимодействия меди с хлоридом железа $FeCl_3$. Укажите природу окислителя.

Вариант 19

1. Почему оксид серы (IV) способен проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Укажите возможные продукты окисления и восстановления.

2. Составьте ОВР взаимодействия железа с концентрированной азотной кислотой. Объясните явление пассивации.

Вариант 20

1. Определите степень окисления азота в следующих молекулах и ионах: NH_4^+ , N_2 , NO_2^- , NO_3^- . В каких частицах азот проявляет двойственную окислительно-восстановительную природу и почему?

2. Составьте полные уравнения ОВР взаимодействия меди с HNO_3 (разбавленной и концентрированной). Укажите продукты окисления и восстановления.

Вариант 21

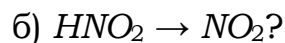
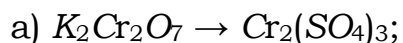
1. В каких соединениях содержатся элементы, проявляющие как окислительную, так и восстановительную способность: $KMnO_4$, H_2O_2 ,

$NaNO_2$, Na_2SO_4 , K_2MnO_4 , $K_2Cr_2O_7$? Укажите максимальную и минимальную степени окисления данных элементов.

2. Составьте полное уравнение реакции $Si + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2$. Укажите окислитель и восстановитель.

Вариант 22

1. Какие свойства в ОВР проявляют вещества при следующих превращениях:



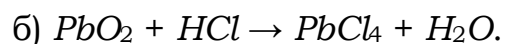
Ответ поясните. Вычислите эквивалентные массы данных веществ.

2. Какие продукты могут образоваться при взаимодействии магния с разбавленной и концентрированной серной кислотой? Что является окислителями в ходе данных реакций? Составьте соответствующие уравнения ОВР.

Вариант 23

1. Какие из приведенных соединений и за счет каких элементов проявляют окислительно-восстановительную двойственность: H_2SO_3 , PbO_2 , H_3PO_4 , CaH_2 , H_2CO_3 , $HClO_3$? Ответ поясните.

2. Определите, какая из реакций является окислительно-восстановительной:



Составьте полное уравнение данной реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Вариант 24

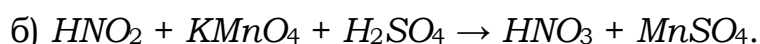
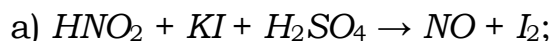
1. Какой из ионов проявляет только окислительные свойства: SO_3^{2-} , MnO_4^- , NO_2^- , ClO_2^- ? Ответ поясните. Приведите пример соответствующего уравнения ОВР.

2. При взаимодействии какого металла с концентрированной азотной кислотой может образоваться NO_2 : Cs , Ba , Al , Cu , Fe ? Составьте соответствующее уравнение ОВР, укажите окислитель и восстановитель.

Вариант 25

1. В каких из указанных веществ хром может проявлять только восстановительные или только окислительные свойства, или и те, и другие: $Cr_2(SO_4)_3$, CrO_3 , K_2CrO_4 , Cr , $CrCl_3$, $K_2Cr_2O_7$? Ответ поясните.

2. Определите, в какой из реакций азотистая кислота является восстановителем:

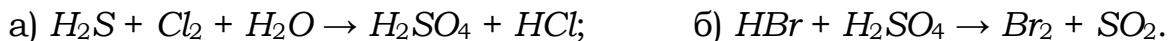


Составьте полное уравнение данной реакции.

Вариант 26

1. Какие свойства могут проявлять в окислительно-восстановительных реакциях следующие вещества: K_2MnO_4 , I_2 , KNO_2 , H_2O_2 ? Приведите примеры ОВР с участием данных веществ.

2. Определите, в какой из реакций степень окисления серы понижается:



Составьте полное уравнение данной реакции.

Вариант 27

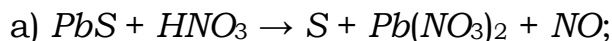
1. Какие свойства в ОВР проявляют вещества при превращениях: $KClO_3 \rightarrow KCl$, $H_2S \rightarrow H_2SO_4$? Ответ поясните и на основании уравнений ОВР вычислите эквивалентные массы указанных веществ.

2. При взаимодействии какого металла с концентрированной серной кислотой может образоваться SO_2 : Mg , Al , Ag , Cs ? Составьте соответствующее уравнение ОВР, укажите окислитель и восстановитель.

Вариант 28

1. Какой из ионов проявляет только восстановительные свойства: MnO_4^{2-} , S^{2-} , SO_4^{2-} , NO_2^- ? Ответ поясните. Приведите пример соответствующего уравнения ОВР.

2. Определите, в какой из реакций происходит окисление азота:

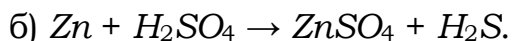
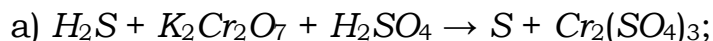


Составьте полное уравнение данной реакции.

Вариант 29

1. В каких из указанных веществ марганец может проявлять только восстановительные или только окислительные свойства, или и те, и другие: $KMnO_4$, Mn , MnO , K_2MnO_4 , MnO_2 , Mn_2O_7 ? Ответ поясните.

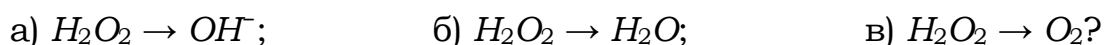
2. Определите, в какой из реакций соединение серы является восстановителем:



Составьте полное уравнение данной реакции.

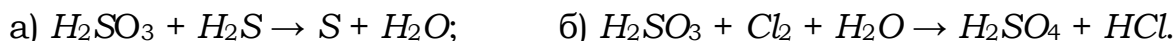
Вариант 30

1. Какие свойства в ОВР проявляет пероксид водорода при следующих превращениях:



Ответ поясните. Вычислите для каждого случая эквивалентную массу пероксида.

2. Определите, в какой из реакций сернистая кислота является восстановителем:



Составьте полное уравнение данной реакции.

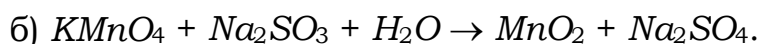
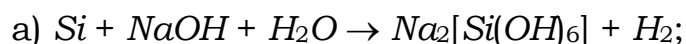
1.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности

При составлении уравнений ОВР, протекающих в растворах электролитов, следует использовать электронно-ионный метод.

Вариант 1

1. Чему равны эквивалент и эквивалентная масса окислителя в реакции, выраженной уравнением $Cl_2 + KOH \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$? К какому типу ОВР она относится?

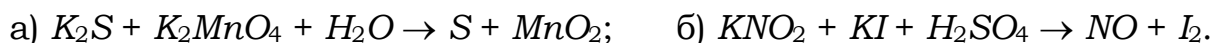
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите природу окислителей:



Вариант 2

1. Какие ионы окисляют олово в разбавленных серной и азотной кислотах? Укажите природу продуктов восстановления.

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите процессы окисления и восстановления и определите эквиваленты окислителей:



Вариант 3

1. В какой среде – кислой, щелочной или нейтральной – перманганат калия проявляет наиболее сильные окислительные свойства? Приведите пример такой реакции.

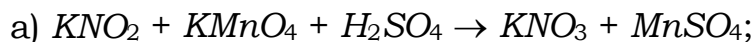
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите природу окислителей:



Вариант 4

1. Почему оксид серы (IV) способен проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Укажите возможные продукты при максимальном восстановлении.

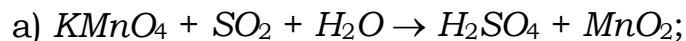
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите природу восстановителей и определите их эквивалентные массы:



Вариант 5

1. Какая энергия является количественной мерой восстановительной способности металлов? Как она изменяется в пределах одной группы с увеличением порядкового номера элемента? Приведите примеры.

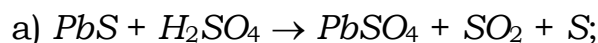
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, указав природу окислителей. Определите их эквивалентные массы:



Вариант 6

1. В какой степени окисления металлы проявляют свойства как восстановителя, так и окислителя? Приведите примеры.

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, определите эквивалентные массы восстановителей:



Вариант 7

1. Какие металлы окисляются в растворах щелочей? Приведите примеры, укажите природу окислителя и составьте уравнение ОВР.

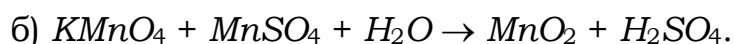
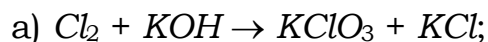
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, определите эквивалентные массы восстановителей:



Вариант 8

1. Какая энергия служит количественной мерой окислительной способности атомов? Как изменяется ее численное значение в пределах одного периода с увеличением порядкового номера элемента? Приведите примеры.

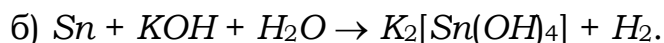
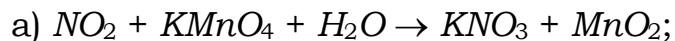
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и определите их эквиваленты и эквивалентные массы:



Вариант 9

1. Сравните значения окислительных эквивалентов $KMnO_4$ в ОВР, протекающих в кислой, нейтральной и щелочной средах. Ответ обоснуйте приведением соответствующих уравнений полуреакций восстановления.

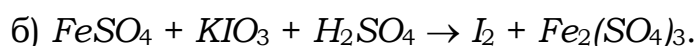
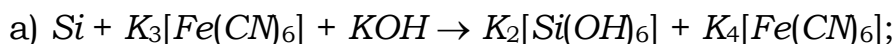
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите природу окислителей:



Вариант 10

1. Что является окислителями в разбавленных серной и азотной кислотах? Назовите продукты восстановления при взаимодействии цинка с указанными кислотами.

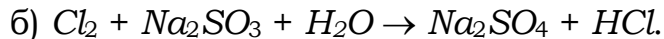
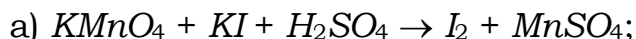
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, указав природу окислителей. Определите их эквивалентные массы:



Вариант 11

1. Приведите возможные значения степеней окисления фтора и хлора. Объясните двойственную роль хлора в ОВР и отсутствие последней у фтора. Какова степень окисления кислорода в его фториде?

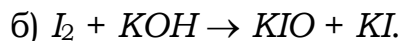
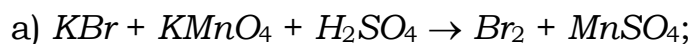
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите восстановители и определите их эквивалентные массы:



Вариант 12

1. Сравните значения окислительных эквивалентов H_2SO_4 (концентрированной) в реакциях с магнием и медью. Ответ обоснуйте приведением соответствующих уравнений полуреакций восстановления.

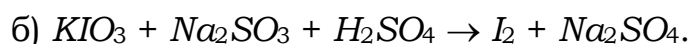
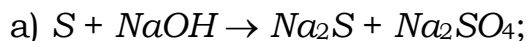
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите процессы окисления и восстановления и типы реакций:



Вариант 13

1. Объясните пассивацию алюминия в концентрированной азотной кислоте и растворение в разбавленных щелочах. Приведите соответствующие уравнения.

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и определите их эквивалентные массы:



Вариант 14

1. Чему равна эквивалентная масса окислителя в реакции, выраженной уравнением $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2$? К какому типу ОВР она относится?

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите процессы окисления и восстановления следующих реакций:



Вариант 15

1. Объясните двойственность аниона SO_3^{2-} в окислительно-восстановительных реакциях и приведите соответствующие соединения.

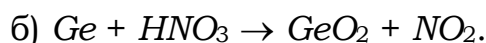
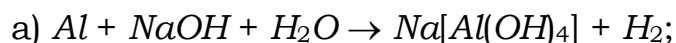
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите восстановители и определите их эквиваленты и эквивалентные массы:



Вариант 16

1. Укажите природу окислителей в H_2SO_4 (разбавленной и концентрированной), а также продукты восстановления при взаимодействии с ними цинка. Сопоставьте эквивалентные массы окислителей.

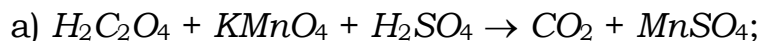
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите восстановители и определите природу окислителей:



Вариант 17

1. Приведите примеры ионов (катионов и анионов), в которых хром имеет минимальную и максимальную степени окисления. Какие свойства они проявляют в ОВР?

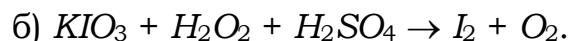
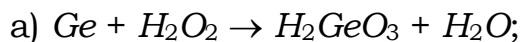
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите восстановители и определите их эквивалентные массы:



Вариант 18

1. Объясните двойственный характер азотистой кислоты в окислительно-восстановительных реакциях. Приведите пример реакции диспропорционирования.

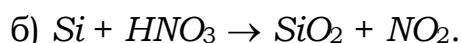
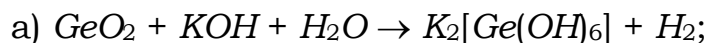
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и определите их эквивалентные массы:



Вариант 19

1. Определите массы цинка, окисленные в азотной кислоте (разбавленной и концентрированной), если при этом получены оксиды N_2O и NO_2 соответственно.

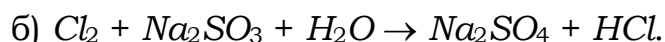
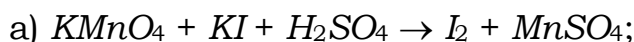
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите природу окислителей и определите их эквивалентные массы:



Вариант 20

1. В каком ионе марганцу отвечает максимальная степень окисления? Как влияет характер среды на продукты его восстановления? Приведите примеры.

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите восстановители и определите их эквивалентные массы:

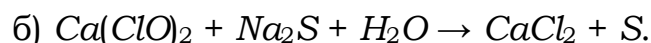


Вариант 21

1. Вычислите эквивалентные массы восстановителей, участвующих в следующих процессах:



2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители:



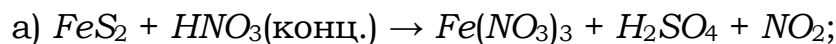
Вариант 22

1. Какие методы нахождения коэффициентов в уравнениях ОВР следует использовать для следующих реакций:



Запишите уравнения данных реакций и укажите, к какому типу ОВР они относятся.

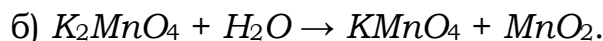
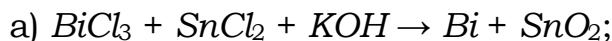
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители, вычислите их эквивалентные массы:



Вариант 23

1. Определите, в какой реакции взаимодействия меди с азотной кислотой расходуется наибольшее количество кислоты, если в результате реакции образуется: а) NO_2 или б) NO . Разбавленная или концентрированная кислота используется в каждом случае?

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители, вычислите их эквивалентные массы:



К какому типу ОВР относится каждая из данных реакций?

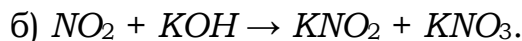
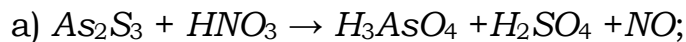
Вариант 24

1. Вычислите эквивалентные массы окислителей, участвующих в следующих процессах:



Охарактеризуйте свойства пероксида водорода в ходе ОВР.

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители:



К какому типу ОВР относится каждая из данных реакций?

Вариант 25

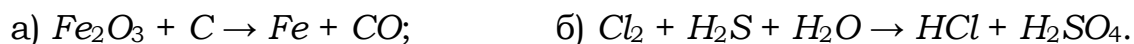
1. Определите, в какой реакции взаимодействия цинка с азотной кислотой расходуется меньше кислоты, если в результате реакции образуется: а) N_2 или б) N_2O . Разбавленная или концентрированная кислота используется в каждом случае?

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители, вычислите их эквивалентные массы:



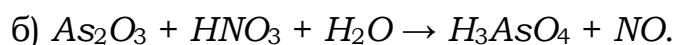
Вариант 26

1. Какие методы нахождения окислительно-восстановительных коэффициентов следует использовать для следующих реакций:



Запишите уравнения данных реакций и определите эквивалентные массы окислителей.

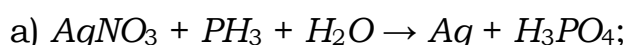
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители:



Вариант 27

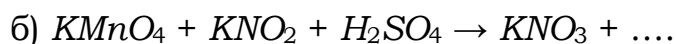
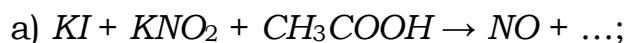
1. При взаимодействии какого из металлов с концентрированной серной кислотой могут образоваться S или H_2S : Al, Cr, Zn, Fe? Поясните ответ и составьте соответствующие уравнения ОВР.

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители, вычислите их эквивалентные массы:



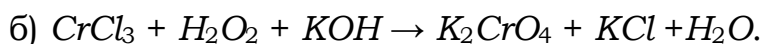
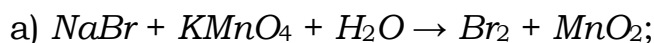
Вариант 28

1. Закончите и составьте полные уравнения окислительно-восстановительных реакций:



Охарактеризуйте свойства нитрита калия в ходе ОВР и вычислите эквивалентные массы окислителей в указанных реакциях.

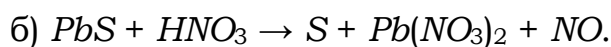
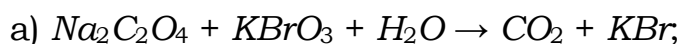
2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители:



Вариант 29

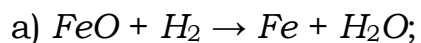
1. Какой из продуктов образуется при взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой: H_2S , S, H_2 , SO_2 ? Составьте соответствующее уравнение ОВР, укажите природу окислителя и вычислите его эквивалентную массу.

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители, вычислите их эквивалентные массы:



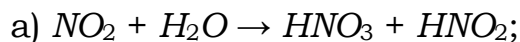
Вариант 30

1. Какие методы нахождения окислительно-восстановительных коэффициентов следует использовать для реакций:



Запишите уравнения данных реакций и определите эквивалентные массы восстановителей.

2. Составьте полные молекулярные уравнения ОВР, укажите окислители и восстановители:



К какому типу ОВР относится каждая из данных реакций?

2 ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

2.1 ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Электрохимические явления – это явления, связанные с протеканием гетерогенных окислительно-восстановительных реакций на границе раздела фаз (проводник 1 рода – проводник 2 рода), характерной особенностью которых является изменение характера электрической проводимости на этой границе.

Электрод – это электрохимическая система, состоящая, как минимум, из двух контактирующих фаз: материала с электронной проводимостью (проводника 1 рода (металл или полупроводник)) и ионного проводника (проводника 2 рода (раствор или расплав электролита)).

Двойной электрический слой (ДЭС) создается электрическими зарядами на электроде и ионами противоположного заряда, ориентированными в растворе у поверхности электрода.

Электродный потенциал (φ , В) – разность потенциалов, возникающая в двойном электрическом слое между металлом и жидкой фазой.

Стандартный электродный потенциал (φ° , В) – потенциал, измеренный при стандартных условиях (давление газообразных веществ – 101,325 кПа; температура – 298 К; концентрация потенциалоопределяющих ионов, равная 1 моль/л) относительно стандартного водородного электрода.

Стандартный водородный электрод ($Pt, H_2 | 2H^+$) в растворе H_2SO_4 с $C_{H^+} = 1$ моль/л при давлении $P = 101,325$ кПа. Потенциал водородного электрода в стандартных условиях принят равным нулю.

Схематическое изображение электродов отражает участников электродного равновесия. Например:

$Zn | ZnSO_4; Cu | CuSO_4$ – молекулярная форма,

$Zn | Zn^{2+}; Cu | Cu^{2+}$ – ионная форма.

Вертикальная черта обозначает границу раздела фаз, на которой протекает электродный процесс.

Электродный потенциал является количественной характеристикой окислительно-восстановительных свойств системы.

Располагая металлы в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, получают электрохимический ряд металлов – ряд напряжений металлов (таблица А.1).

Величина φ° металла указывает на меру восстановительной способности атомов металла и меру окислительной способности ионов металла: чем меньше значение φ° , тем ярче выражены восстановительные свойства (способность окисляться). Чем больше значение φ° , тем ярче выражены окислительные свойства (способность восстанавливаться).

Условие самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций в водных растворах электролитов выражается следующим неравенством:

$$\varphi_{\text{окислителя}} > \varphi_{\text{восстановителя}} \quad (2.1)$$

Электродный потенциал любой окислительно-восстановительной системы, находящейся в нестандартных условиях, можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{Ox/Red}} = \varphi^{\circ}_{\text{Ox/Red}} + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln \frac{C_{\text{Ox}}^a}{C_{\text{Red}}^b}, \quad (2.2)$$

где $\varphi_{\text{Ox/Red}}$ – равновесный электродный потенциал;

$\varphi^{\circ}_{\text{Ox/Red}}$ – стандартный электродный потенциал, В;

R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К);

T – температура, К;

F – постоянная Фарадея, равная 96 500 Кл;

n – число электронов, участвующих в данной электродной реакции;

C_{Ox}^a и C_{Red}^b – концентрации окисленной и восстановленной форм, в степенях стехиометрических коэффициентов в уравнении электродной реакции.

Электроды 1 рода – электроды, обратимые относительно своих ионов в растворе электролита. К ним относятся металлические и газовые электроды: водородный, кислородный.

Для расчета потенциалов указанных электродов считаем $T = 298$ К, $R = 8,314$ Дж/(моль·К), $F = 96 500$ Кл и, введя множитель 2,3 (переход к десятичным логарифмам), получим

$$\varphi_{\text{Ox/Red}} = \varphi^{\circ}_{\text{Ox/Red}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{\text{Ox}}^a}{C_{\text{Red}}^b}. \quad (2.3)$$

Металлические электроды

Схема:



Уравнение электродной реакции:

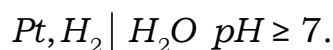
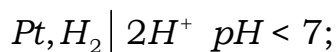


Уравнение Нернста:

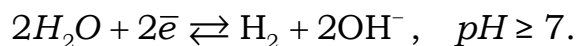
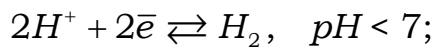
$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}} \quad (2.4)$$

Водородный электрод

Схема:



Уравнение электродной реакции:



Уравнение Нернста:

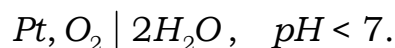
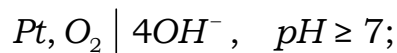
$$\varphi_{2H^+/H_2} = \varphi_{2H^+/H_2}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{C_{H^+}^2}{P_{H_2}};$$

$$\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 pH, \quad (2.5)$$

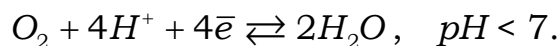
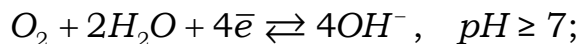
($\varphi_{2H^+/H_2}^0 = 0$; $P_{H_2} = 1 \text{ атм} = 101,325 \text{ кПа}$; $n = 2$; $-\lg C_{H^+} = pH$).

Кислородный электрод

Схема:



Уравнение электродной реакции:



Уравнение Нернста:

$$\varphi_{O_2/4OH^-} = \varphi_{O_2/4OH^-}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{P_{O_2}}{C_{OH^-}^4};$$

$$\varphi_{O_2/4OH^-} = 1,23 - 0,059 pH, \quad (2.6)$$

($\varphi_{O_2/4OH^-} = 0,4 \text{ В}$; $P_{O_2} = 1 \text{ атм}$; $n = 4$; $-\lg C_{OH^-} = pOH$; $pH + pOH = 14$).

Гальванический элемент – устройство, в котором энергия окислительно-восстановительных реакций превращается в электрическую.

Анод – электрод с меньшим значением потенциала, на нем идут процессы окисления.

Катод – электрод с большим значением потенциала, на нем идут процессы восстановления.

Для внешней цепи гальванического элемента электрод с меньшим значением электродного потенциала будет отрицательным полюсом, электрод с большим значением электродного потенциала – положительным:

Анод "-"; Катод "+";

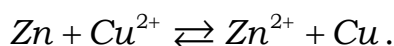
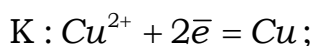
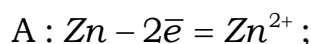
$$\varphi_{\text{к}} > \varphi_{\text{а}}.$$

Химический гальванический элемент состоит из двух электродов различной природы.

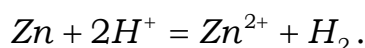
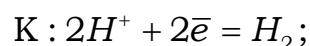
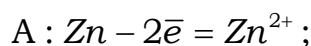
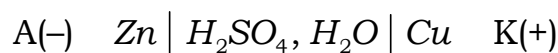
Химический гальванический элемент Даниэля – Якоби составлен из электродов 1 рода. Процессы, описывающие работу гальванического элемента, представляются в виде схемы. Например:



или



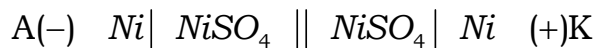
Химический гальванический элемент Вольта – замкнутая электрохимическая система из двух электродов различной природы, находящихся в одном и том же электролите. Процессы, описывающие работу гальванического элемента, представляются в виде схемы. Например:



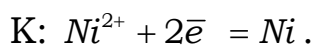
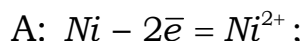
Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС) равна разности потенциалов двух соединенных между собой электродов при изотермическом и обратимом процессе, в котором работа получается наибольшей, в таком случае свободная энергия реакции максимально превращается в электрическую работу. ЭДС гальванического элемента рассчитывается как

$$E^0 = \varphi_{\text{к}}^0 - \varphi_{\text{а}}^0. \quad (2.7)$$

Концентрационный гальванический элемент состоит из электродов одинаковой природы в растворах с различной концентрацией ионов. Процессы, описывающие работу гальванического элемента, представляются в виде схемы. Например:



$$C_1 < C_2$$



Возникающая ЭДС зависит от соотношения концентраций ионов

$$E = \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{C_2}{C_1}, \quad (2.8)$$

где C_1 и C_2 – молярные концентрации ионов у анода и катода ($C_1 < C_2$).

Главный критерий возможности протекания электрохимических процессов в гальваническом элементе – положительный знак ЭДС, т. е. выполнение неравенства

$$\varphi_K > \varphi_A. \quad (2.9)$$

В результате самопроизвольных процессов система (гальванический элемент) совершает максимально полезную электрическую работу A_M :

$$A_M = n \cdot F \cdot E^0, \quad (2.10)$$

где nF – количество прошедшего электричества, Кл;

n – число электронов – участников в данной электрохимической реакции.

Работа совершается за счет самопроизвольно протекающей реакции, при этом изобарно-изотермический потенциал системы уменьшается, т. е. $A_M = -\Delta G^0$ и, следовательно,

$$\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0. \quad (2.11)$$

В то же время в обратимом процессе при $T = \text{const}$, $p = \text{const}$

$$A_M = -\Delta G^0 = R \cdot T \cdot \ln K_p = 2,3 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_p, \quad (2.12)$$

где K_p – константа равновесия.

По известному значению ЭДС можно найти константу равновесия, определяющую глубину самопроизвольно протекающей реакции элемента:

$$\lg K_p = \frac{n \cdot F \cdot E^0}{2,3R \cdot T} = \frac{n \cdot E^0}{0,059}, \quad (2.13)$$

где $2,3 R \cdot T/F = 2,3 \cdot 8,314 \cdot 298/96\,500 = 0,059$.

ЭДС работающего гальванического элемента всегда меньше теоретически рассчитанной и соответствующей обратимой электрохимической реакции.

Поляризация – смещение величин электродных потенциалов от их равновесных значений.

Концентрационная поляризация – изменение потенциала электрода по сравнению с равновесным значением, вызванное изменением концентрации потенциалопределяющих ионов в растворе.

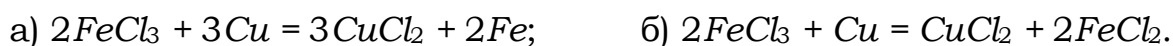
Химическая поляризация – изменение потенциала электрода по сравнению с равновесным значением, вызванное изменением химической природы электрода.

Для уменьшения поляризации используется физическая деполяризация: перемешивание раствора, механическое удаление газа; а также химические деполяризаторы: вещества, вступающие в реакцию с продуктами, обуславливающими поляризацию.

2.2 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1

На основании расчетов докажите, какая из двух приведенных ниже реакций возможна:



Решение

Запишем уравнения реакций в краткой ионной форме:



Исходя из уравнений, окислителями являются ионы Fe^{3+} , восстановителями – атомы Cu .

Так как главным критерием возможности протекания окислительно-восстановительных реакций в растворах электролитов является неравенство (2.1), выпишем из таблицы А.1 значения стандартных электродных потенциалов:

$$\varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}^0 = -0,04 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = +0,77 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ В}.$$

Для реакции, представленной уравнением «а», $\varphi_{\text{ок}} < \varphi_{\text{вос}}$. Следовательно, эта реакция в прямом направлении невозможна. В случае «б» $\varphi_{\text{ок}} > \varphi_{\text{вос}}$, что отвечает условию возможности ее протекания.

Задача 2

Магниевую пластинку опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал магния оказался равен минус 2,41 В. Вычислите концентрацию ионов магния (моль/л).

Решение

Подобные задачи решаются на основании уравнения Нернста (2.4):

$$\varphi_{Mg^{2+}/Mg} = \varphi_{Mg^{2+}/Mg}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Mg^{2+}} ;$$

$$-2,41 = -2,37 + \frac{0,059}{2} \lg C_{Mg^{2+}} ;$$

$$-0,04 = 0,0295 \lg C_{Mg^{2+}} ;$$

$$\lg C_{Mg^{2+}} = \frac{-0,04}{0,0295} = -1,3559 ;$$

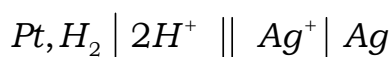
$$C_{Mg^{2+}} = 4,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л} .$$

Задача 3

Составьте электрохимическую систему для определения численного значения стандартного электродного потенциала серебряного электрода.

Решение

Величины стандартных электродных потенциалов большинства технически важных металлов определены экспериментально относительно стандартного водородного электрода. Соберем замкнутую электрохимическую систему из двух стандартных электродов – водородного и серебряного – по следующей схеме:



$$C_{H^+} = 1 \text{ моль/л} \quad C_{Ag^+} = 1 \text{ моль/л} ;$$

$$P_{H_2} = 1 \text{ атм}, \quad T = 298 \text{ К} .$$

Измеренная экспериментально контактная разность потенциалов будет равна 0,799 В.

$$\text{Тогда } \varphi_{Ag^+/Ag}^0 - \varphi_{2H^+/H_2}^0 = 0,799 \text{ В} .$$

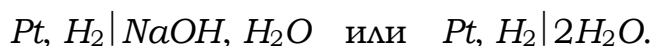
$$\text{Так как } \varphi_{2H^+/H_2}^0 = 0, \text{ то значение } \varphi_{Ag^+/Ag}^0 = 0,799 \text{ В} .$$

Задача 4

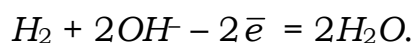
Рассчитайте численное значение потенциала водородного электрода, опущенного в раствор электролита с $pH = 10$. Запишите схему электрода, уравнение электродной реакции ($P_{H_2} = 1 \text{ атм}, T = 298 \text{ К}$).

Решение

С учетом характера среды электролита ($pH = 10$) схема водородного электрода в молекулярной и ионной формах имеет вид



Уравнение электродной реакции:



Численное значение потенциала водородного электрода

$$\varphi_{\text{H}_2/\text{OH}^-} = -0,059\text{pH} = -0,059 \cdot 10 = -0,59 \text{ В.}$$

Задача 5

Определите направление протекания реакции $\text{Mn} + \text{Ni}^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni} + \text{Mn}^{2+}$ при 298 К и $C_{\text{Mn}^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л, $C_{\text{Ni}^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л. Составьте схему гальванического элемента, работающего на основе данной реакции. Рассчитайте ЭДС элемента и ΔG_{298}^0 .

Решение

Направление самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций в растворах электролитов определяется соотношением потенциалов взаимодействующих систем, т. к. потенциал является количественной оценкой окислительно-восстановительной способности каждой из систем.

Реакция идет в том направлении, для которого потенциал окислителя больше потенциала восстановителя.

Выпишем из таблицы А.1 значения стандартных электродных потенциалов взаимодействующих электрохимических систем:

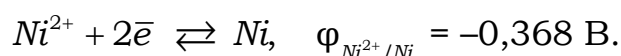
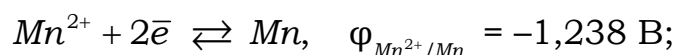
$$\varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 = -1,179 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,250 \text{ В.}$$

Вычислим значения электродных потенциалов при указанных в условии задачи концентрациях ионов по уравнению Нернста:

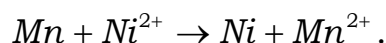
$$\varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}} = \varphi_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{\text{Mn}^{2+}} = -1,179 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -1,238 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = \varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{\text{Ni}^{2+}} = -0,250 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -0,368 \text{ В.}$$

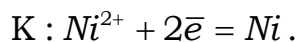
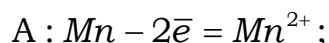
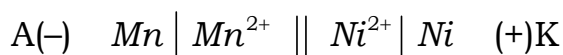
Сравним окислительно-восстановительную активность взаимодействующих систем в указанных условиях по рассчитанным значениям потенциалов:



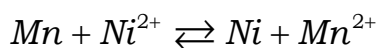
Окисленные формы в этих системах Mn^{2+} и Ni^{2+} . Так как больший потенциал у системы, содержащей Ni^{2+} , то и окислительные свойства сильнее у этого иона, чем у Mn^{2+} . Из двух восстановленных форм (Mn и Ni), в соответствии с потенциалами, более сильным восстановителем является Mn , т. к. легче окисляется (отдает электроны тот восстановитель, потенциал которого меньше). Окислительные свойства Ni^{2+} и восстановительные свойства Mn реализуются во взаимодействии:



То, что реакция будет протекать именно в этом направлении, можно показать расчетом ЭДС. При таком направлении процесса схема гальванического элемента на его основе будет иметь следующий вид:



Уравнение токообразующей реакции элемента в ионной форме имеет вид



$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \varphi_{Ni^{2+}/Ni} - \varphi_{Mn^{2+}/Mn} = -0,368 - (-1,238) = 0,87 \text{ В.}$$

Положительное значение ЭДС свидетельствует о том, что направление протекания процесса определено правильно. При постоянных P и T самопроизвольным изменениям в системе соответствует уменьшение свободной энергии Гиббса ($\Delta G < 0$). В рассматриваемом примере

$$\Delta G_{298}^0 = -n \cdot F \cdot E = -2 \cdot 96\,500 \cdot 0,87 = -167,9 \text{ кДж.}$$

Задача 6

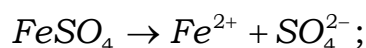
Гальванический элемент состоит из железного электрода, погруженного в 0,1 М раствор сульфата железа, и водородного электрода, погруженного в 0,1 М раствор соляной кислоты. Степени электролитической диссоциации $FeSO_4$ и HCl соответственно равны 60 и 100 %. Составьте схему элемента, напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте при $T = 298 \text{ К}$ и $P_{H_2} = 101,325 \text{ кПа}$ ЭДС элемента.

Решение

Чтобы составить схему и определить ЭДС элемента, необходимо вычислить электродные потенциалы предлагаемых электрохимических систем в указанных условиях. Для этого находим в таблице А.1 значения стандартных электродных потенциалов систем Fe/Fe^{2+} (-0,44 В) и $Pt, H_2/2H^+$ (0,00 В) и рассчитываем значения потенциалов по уравнению Нернста.

Так как величина электродного потенциала металла зависит от концентрации его ионов в растворе, определим концентрацию ионов Fe^{2+} в 0,1 М $FeSO_4$.

Сильные электролиты диссоциируют необратимо:



$$C_{\pm} = n \cdot \alpha \cdot C_M; \quad C_{Fe^{2+}} = n \cdot \alpha \cdot C_M = 1 \cdot 0,6 \cdot 0,1 = 0,06 \text{ моль/л.}$$

Электродный потенциал железа

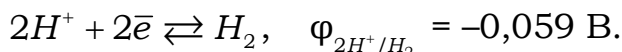
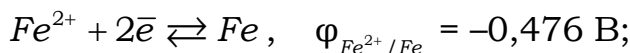
$$\varphi_{Fe^{2+}/Fe} = \varphi_{Fe^{2+}/Fe}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Fe^{2+}} = -0,44 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 6 \cdot 10^{-2} = -0,476 \text{ В.}$$

Потенциал водородного электрода равен $\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059pH$.

Для определения pH 0,1 М раствора HCl рассчитаем концентрацию ионов H^+ в этом растворе: $C_{H^+} = n \cdot \alpha \cdot C_M = 1 \cdot 1 \cdot 0,1 = 10^{-1}$ моль/л ($n = 1, \alpha = 1$).

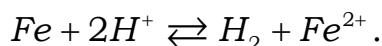
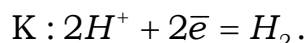
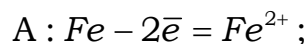
Подставляя рассчитанные значения, получим $pH = -\lg C_{H^+} = -\lg 10^{-1} = 1$ и соответственно $\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 \cdot 1 = -0,059$ В.

Сравним окислительно-восстановительную активность взаимодействующих систем в указанных условиях:



Поскольку $\varphi_{2H^+/H_2} > \varphi_{Fe^{2+}/Fe}$, то катодом этого гальванического элемента будет водородный электрод, а анодом – железный электрод.

В соответствии с этим работает следующая гальваническая цепь:



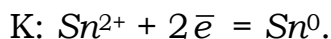
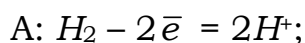
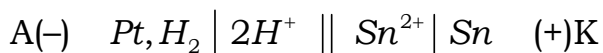
$$E = \varphi_K - \varphi_A = \varphi_{2H^+/H_2} - \varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,059 - (-0,476) = 0,417 \text{ В}.$$

Задача 7

Составьте схему гальванического элемента, в котором самопроизвольно протекает реакция $Sn^{2+} + H_2 = Sn + 2H^+$. Определите pH раствора электролита водородного электрода, если оловянный электрод стандартный, а ЭДС элемента равна 0,1 В. Рассчитайте значения ΔG электрохимической реакции и константу равновесия K_p .

Решение

Из суммарного уравнения реакции следует, что водород (H_2) окисляется, а ионы Sn^{2+} восстанавливаются. Таким образом, водородный электрод – анод, а оловянный – катод. Запишем схему гальванического элемента и уравнения анодно-катодных процессов:



Так как, по условию задачи, оловянный электрод – стандартный, то значение его потенциала будет $\varphi_{Sn^{2+}/Sn}^0 = -0,136$ В (таблица А.1).

ЭДС элемента равна 0,1 В, отсюда

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 - \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2};$$

$$0,1 = -0,136 - \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}, \quad \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,136 - 0,1 = -0,236 \text{ В.}$$

Так как $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{pH}$, значение $\text{pH} = \frac{-0,236}{-0,059} = 4$.

В соответствии с (2.11) и (2.13) определим изменение свободной энергии Гиббса ΔG и значение константы равновесия K_P :

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E = -2 \cdot 96\,500 \cdot 0,1 = -19,3 \text{ кДж/моль};$$

$$\lg K_P = \frac{n \cdot E}{0,059} = \frac{2 \cdot 0,1}{0,059} = 3,38, \quad K_P = 10^{3,38}.$$

Задача 8

Можно ли полностью восстановить медь из раствора ее соли железными опилками?

Решение

Константа равновесия реакции $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ выражается уравнением

$$K = \frac{C_{\text{Fe}^{2+}}}{C_{\text{Cu}^{2+}}}.$$

Разность стандартных потенциалов полуреакций

$$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Fe}, \quad \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,440 \text{ В,}$$

$$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons \text{Cu}, \quad \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,337 \text{ В}$$

определяется как $\Delta \varphi = E^0 = 0,337 - (-0,44) = 0,78 \text{ В}$.

Логарифм константы равновесия связан с разностью потенциалов соотношениями ((2.11), (2.12), (2.13)), следовательно,

$$\lg K = \frac{nE^0}{0,059} = \frac{2 \cdot 0,78}{0,059} = 26,4, \quad K = 10^{26,4}.$$

Из расчета следует, что в состоянии равновесия концентрация ионов Fe^{2+} в растворе будет больше концентрации оставшихся в нем ионов Cu^{2+} в 10^{26} раз, следовательно, данная реакция практически необратима, т. е. вся медь восстанавливается из раствора ее соли железными опилками.

Задача 9

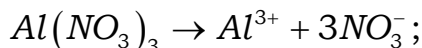
Гальванический элемент состоит из алюминиевого электрода, погруженного в 0,003 М раствор нитрата алюминия, и водородного электрода, погруженного в 0,0001 М раствор соляной кислоты (степени электролитической диссоциации $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и HCl равны 100 %, $T = 298 \text{ К}$ и $P_{\text{H}_2} = 101,325 \text{ кПа}$). Чему равна концентрационная поляризация ано-

да? Как изменится в связи с этим ЭДС элемента, если в процессе работы концентрация ионов Al^{3+} меняется от 0,003 до 0,1 моль/л?

Решение

Определим начальные электродные потенциалы анода и катода гальванического элемента.

Сильные электролиты диссоциируют необратимо:



$$C_{Al^{3+}} = n \cdot \alpha \cdot C_M = 1 \cdot 1 \cdot 0,003 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Электродный потенциал алюминия

$$\varphi_{Al^{3+}/Al} = \varphi_{Al^{3+}/Al}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{Al^{3+}} = -1,66 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg 3 \cdot 10^{-3} = -1,71 \text{ В.}$$

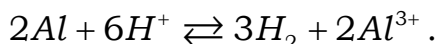
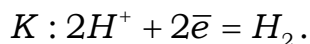
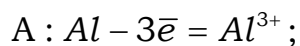
Потенциал водородного электрода равен $\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 pH$.

Для определения pH 0,0001 М раствора HCl рассчитаем концентрацию ионов H^+ в этом растворе: $C_{H^+} = n \cdot \alpha \cdot C_M = 1 \cdot 1 \cdot 0,0001 = 10^{-4}$ моль/л ($n = 1, \alpha = 1$).

Подставляя значения, получим $pH = -\lg C_{H^+} = -\lg 10^{-4} = 4$ и соответственно $\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 \cdot 4 = -0,23 \text{ В.}$

Поскольку $\varphi_{2H^+/H_2} > \varphi_{Al^{3+}/Al}$, то катодом этого гальванического элемента будет водородный электрод, а анодом – алюминиевый электрод.

В соответствии с этим работает следующая гальваническая цепь:



$$E = \varphi_k - \varphi_a = \varphi_{2H^+/H_2} - \varphi_{Al^{3+}/Al} = -0,23 - (-1,71) = 1,48 \text{ В.}$$

Концентрационную поляризацию анода можно определить, используя соотношение (2.8):

$$E_{\text{поляр}} = \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{C_2}{C_1} = \frac{0,059}{3} \cdot \lg \frac{0,1}{0,003} = 0,019 \cdot 1,523 = 0,029 \text{ В.}$$

С учетом концентрационной поляризации потенциал алюминиевого электрода равен

$$\varphi_{Al^{3+}/Al} = -1,71 \text{ В} + 0,029 = -1,68 \text{ В.}$$

Конечная ЭДС гальванического элемента равна

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} - \varphi_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}}^0 = -0,23 - (-1,68) = 1,45 \text{ В.}$$

ЭДС гальванического элемента в процессе работы уменьшится на 0,03 В, $\Delta E = 1,48 - 1,45 = 0,03 \text{ В.}$

2.3 ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

2.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности

Вариант 1

1. При какой концентрации ионов Cu^{2+} (моль/л) потенциал медного электрода будет равен стандартному потенциалу водородного электрода?

2. Будет ли работать гальванический элемент, если потенциалы обоих электродов отрицательные? Ответ обоснуйте конкретным примером, составив схему элемента и вычислив стандартную ЭДС.

Вариант 2

1. Чем должны отличаться друг от друга две окислительно-восстановительные системы, для того чтобы их можно было использовать при составлении гальванического элемента? Приведите соответствующие примеры.

2. Будет ли работать гальванический элемент, состоящий из водородных электродов, погруженных в 1 и 0,1 М растворы KOH при 25 °С? (Степень диссоциации электролита примите равной 1). Приведите обоснованный ответ.

Вариант 3

1. Какие электродные потенциалы называют стандартными? В какой последовательности их принято располагать? Каковы критерии активности электрохимических систем?

2. Будет ли работать гальванический элемент, если потенциалы обоих электродов положительные? Ответ обоснуйте конкретным примером, составив схему элемента и вычислив стандартную ЭДС.

Вариант 4

1. Какую информацию содержит электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов? Ответ подтвердите соответствующими примерами.

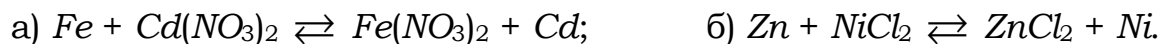
2. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором установилось равновесие $\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}.$

Ответ обоснуйте, составив схему элемента и вычислив стандартную ЭДС.

Вариант 5

1. По какой формуле можно найти электродный потенциал металла при любых температурах и концентрациях раствора его соли, если для него известно значение φ^0 ? При каких условиях $\varphi = \varphi^0$?

2. Составьте схемы и рассчитайте стандартные ЭДС гальванических элементов, в которых протекали бы следующие химические реакции:



Вариант 6

1. Какое значение pH имеет раствор кислоты в стандартном водородном электроде? Как изменится электродный потенциал при использовании раствора электролита с pH , равным 7?

2. Можно ли полностью восстановить никель из раствора его соли с помощью железных опилок? Ответ дайте на основании расчета константы равновесия соответствующей реакции.

Вариант 7

1. Какое значение pH имеет раствор гидроксида в стандартном кислородном электроде? Как изменится электродный потенциал при использовании раствора электролита с pH , равным 7?

2. Рассчитайте ЭДС элемента, в котором установилось равновесие $Cu + 2AgNO_3 \rightleftharpoons Cu(NO_3)_2 + 2Ag$. Ответ обоснуйте, составив схему элемента и вычислив стандартную ЭДС.

Вариант 8

1. Запишите схему гальванического элемента, с помощью которого можно определить стандартный электродный потенциал олова. Какие процессы, будут протекать на электродах?

2. При каких концентрациях электролита – хлорида цинка – ЭДС концентрационного элемента равна 0,1 В? Ответ обоснуйте, приведя соответствующие расчеты и составив схему элемента.

Вариант 9

1. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии со следующими растворами: а) $CuSO_4$; б) $MgSO_4$; в) $Pb(NO_3)_2$? Ответ обоснуйте.

2. Рассчитайте ЭДС, составьте схему концентрационного элемента, состоящего из стандартного водородного электрода и водородного электрода, находящегося в чистой воде.

Вариант 10

1. Как устроен стандартный водородный электрод? От каких факторов зависит потенциал водородного электрода? Рассчитайте значения потенциала водородного электрода в нейтральной среде.

2. Можно ли полностью восстановить кадмий из раствора его соли с помощью железных опилок? Ответ дайте на основании расчета константы равновесия соответствующей реакции.

Вариант 11

1. Используя значения стандартных электродных потенциалов оцените возможность протекания следующих окислительно-восстановительных реакций:



2. Составьте схему гальванического элемента, которому соответствует токообразующая реакция $H_2 + CuSO_4 = H_2SO_4 + Cu$. Запишите уравнения электродных реакций и рассчитайте константу равновесия (условия стандартные).

Вариант 12

1. Вычислите значение электродного потенциала водорода в воде, в 0,05 М растворе H_2SO_4 , в 0,05 М растворе KOH . Составьте схемы этих электродов и уравнения электродных реакций.

2. Составьте схему гальванического элемента типа Вольта из кадмиевого (Cd) и никелевого (Ni) электродов. Запишите уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте значение ЭДС.

Вариант 13

1. Рассчитайте значение электродного потенциала алюминия в растворе с концентрацией его ионов, равной 0,1; 0,01; 0,001 моль/л. Составьте схему электрода и уравнение электродной реакции.

2. Составьте схемы гальванических элементов, в которых ионы Ag^+ окисляют водород, ионы Cu^{2+} окисляют алюминий. Запишите уравнения токообразующих реакций и рассчитайте значения ΔG_{298}^0 .

Вариант 14

1. Какое значение pH имеет раствор электролита в стандартном водородном электроде? Составьте его схему. Как изменится его потенциал при значениях pH , равных 7 и 14? Укажите природу электролитов во всех случаях.

2. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никелевый стандартный электрод – анод, в другом – катод. Запишите уравнения анодно-катодных реакций. Для каждого случая рассчитайте значения стандартных ЭДС элементов, ΔG_{298}^0 , A_M .

Вариант 15

1. Вычислите потенциал электрода из платиновой пластины, насыщенной водородом в растворе с $pH = 3$ и $pH = 10$. Составьте схемы электродов и уравнения электродных реакций. Укажите природу электролитов.

2. Составьте схему гальванического элемента типа Даниэля – Якоби из стандартных кадмиевого (Cd) и свинцового (Pb) электродов. Запишите уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте значения стандартной ЭДС элемента, ΔG_{298}^0 , A_M .

Вариант 16

1. Какие электроды называются стандартными электродами 1 рода, и как определяют значения их потенциалов (φ°)? Вычислите, как изменится электродный потенциал цинка при уменьшении концентрации 1 М раствора его соли в 100 и 1000 раз.

2. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медный стандартный электрод – анод, в другом – катод. Запишите

уравнения анодно-катодных реакций. Для каждого случая рассчитайте значения стандартной ЭДС элемента, ΔG_{298}^0 , A_M , K_P .

Вариант 17

1. Используя значения стандартных электродных потенциалов, докажите окисление кадмия в разбавленной серной кислоте с $pH = 5$ и устойчивость никеля в этих условиях.

2. Составьте схему гальванического элемента, которому соответствует токообразующая реакция $Cu + AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + Ag$. Запишите уравнения электродных реакций и рассчитайте константу равновесия (условия стандартные).

Вариант 18

1. Вычислите значение электродного потенциала водорода в воде, 0,1 М растворе HCl , 0,03 М растворе $NaOH$. Составьте схемы этих электродов и уравнения электродных реакций.

2. Составьте схему гальванического элемента типа Вольта из кадмиевого (Cd) и оловянного (Sn) электродов. Запишите уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте значение ЭДС.

Вариант 19

1. Используя значения стандартных электродных потенциалов, оцените какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций наиболее вероятна:



2. Составьте схему концентрационного гальванического элемента из двух кислородных электродов, один из которых стандартный. Запишите уравнения анодно-катодных процессов, рассчитайте ΔG , A_M и K_P .

Вариант 20

1. Рассчитайте потенциалы водородного электрода в 0,01 М растворе H_2SO_4 (принимая $\alpha = 1$) и в растворе с $pH = 10$. Составьте схемы электродов, уравнения электродных реакций и укажите, в каком из растворов наиболее ярко выражена восстановительная способность водорода.

2. Составьте схему гальванического элемента из кислородного электрода в электролите NH_4OH 0,001 моль/л ($K_D = 10^{-5}$) и стандартного никелевого электрода. Запишите уравнения анодно-катодных процессов и суммарное уравнение токообразующей реакции. Определите значение K_P .

Вариант 21

1. Никелевая пластина находится в растворе, содержащем ионы Fe^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+ , H^+ , Mn^{2+} , Cu^{2+} . Объясните, в какой последовательности будут протекать возможные реакции и составьте их полные уравнения.

2. Какие металлы могут служить анодами в гальваническом элементе с оловянным катодом в 0,01 М растворе $SnCl_2$? Составьте схему такого элемента, вычислите его ЭДС и максимально полезную работу.

Вариант 22

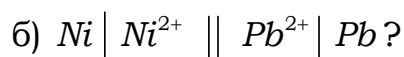
1. Из каких металлов можно создать электроды 1 рода: Na , Cd , K , Ag , Fe , Pd ? Приведите схемы данных электродов, запишите уравнения электродных реакций и составьте схему для измерения стандартного потенциала одного из них.

2. Составьте схему кобальтового концентрационного гальванического элемента с концентрациями ионов Co^{2+} , равными 10^{-2} моль/л – у одного электрода и 10^{-6} моль/л – у другого электрода. Рассчитайте ЭДС этого элемента при 298 К.

Вариант 23

1. От каких факторов зависит потенциал водородного электрода? Приведите его схему, уравнение электродной реакции и сравните на основании расчета значения потенциала в 0,01 М растворах HCl и $HOCl$ ($K_d = 5,0 \cdot 10^{-8}$).

2. В каком из гальванических элементов никелевый электрод является катодом:



Напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте ΔG и K_p суммарной реакции.

Вариант 24

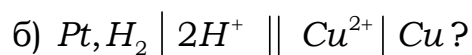
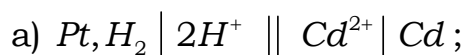
1. Вычислите pH раствора, в который помещен кислородный электрод, если его потенциал равен стандартному значению минус 0,4 В. Чему равна концентрация ионов OH^- в растворе? Составьте схему электрода и уравнение электродной реакции.

2. Чему равна ЭДС гальванического элемента из кадмиевого и серебряного электродов, если концентрация ионов металла у анода равна 0,01 моль/л? Составьте схему элемента, запишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции.

Вариант 25

1. Стальная пластина находится в растворе, содержащем ионы Sn^{2+} , Na^+ , K^+ , Ni^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} . Объясните, в какой последовательности будут протекать возможные реакции и составьте их полные уравнения.

2. В каком из гальванических элементов водородный электрод служит анодом:

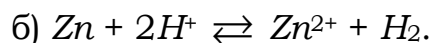
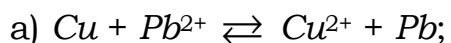


Напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции, вычислите ЭДС и максимально полезную работу данного элемента.

Вариант 26

1. Для каких электродов значения потенциалов зависят от величины pH ? Ответ подтвердите соответствующими расчетными формулами, схемами электродов и уравнениями возможных реакций.

2. Определите, какая из приведенных реакций может самопроизвольно протекать в прямом направлении:



Составьте схему гальванического элемента, работающего на данной реакции. Вычислите E^0 элемента и K_p реакции.

Вариант 27

1. Что называют стандартным водородным электродом и для чего он используется? Составьте схему электрода в молекулярной и ионной формах. Определите концентрацию ионов водорода и pH в растворе, если потенциал водородного электрода равен минус 0,236 В.

2. Какой металл может служить катодом в гальваническом элементе со свинцовым анодом в растворе с концентрацией ионов Pb^{2+} , равной 0,01 моль/л? Составьте схему такого элемента, вычислите его ЭДС и максимально полезную работу.

Вариант 28

1. От каких факторов зависит величина потенциала кислородного электрода? Приведите его схему, уравнение электродной реакции и сравните на основании расчета значения потенциала в 0,1 и 0,0001 М растворах $NaOH$.

2. Вычислите константу равновесия реакции, протекающей в серебряно-кадмиевом гальваническом элементе $2Ag^+ + Cd \rightleftharpoons 2Ag + Cd^{2+}$, при стандартных условиях. Составьте схему элемента и уравнения электродных процессов.

Вариант 29

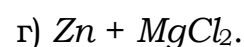
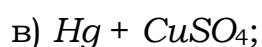
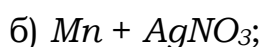
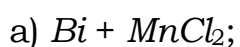
1. От каких факторов зависит величина потенциала металлического электрода 1 рода? Определите, при какой концентрации раствора $NiSO_4$ потенциал никелевого электрода будет равен стандартному потенциалу кадмиевого электрода.

2. Гальванический элемент составлен из двух водородных электродов. Один находится в растворе с концентрацией ионов H^+ , равной 1 моль/л. Чему может равняться концентрация ионов в другом растворе? Укажите вид элемента, составьте его схему и уравнения электродных процессов, вычислите величину ЭДС.

Вариант 30

1. Что называют стандартными электродными потенциалами и как получают их значения, какие свойства систем они характеризуют? Приведите схему для измерения стандартного потенциала медного электрода.

2. Определите, какая из предполагаемых реакций может самопроизвольно протекать при стандартных условиях:



Составьте схему гальванического элемента, работающего на данной реакции. Вычислите ЭДС и максимально полезную работу элемента.

2.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности

Вариант 1

1. Вычислите, можно ли изменением концентраций Fe^{2+} и Cd^{2+} в растворах изменить направление тока в приведенном гальваническом элементе на обратное:



Ответ обоснуйте, приведя соответствующие расчеты и составив схему элемента.

2. ЭДС гальванического элемента, составленного из алюминиевой проволоки, опущенной в 0,003 М раствор его соли $AlCl_3$, и платиновой пластинки, насыщенной водородом и опущенной в соляную кислоту, составляет 1,48 В. Определите молярную концентрацию соляной кислоты. Ответ обоснуйте, приведя схему элемента.

Вариант 2

1. Стандартный электродный потенциал серебра равен 0,80 В. Вычислите потенциал серебра в растворе его соли, концентрация которого составляет 0,01 моль/л, а степень диссоциации при 18 °С равна 0,88.

2. Определите ЭДС гальванической цепи $Fe | 0,1 \text{ M FeSO}_4 || 0,01 \text{ M NaOH} | H_2, Pt$, если степени электролитической диссоциации $FeSO_4$ и $NaOH$ равны соответственно 80 и 100 %. Ответ обоснуйте, приведя схему элемента.

Вариант 3

1. Составьте схемы гальванических элементов типа Даниэля – Якоби и типа Вольта, работающих на токообразующей реакции $Ni + 2H^+ \rightleftharpoons Ni^{2+} + H_2$. Определите их E^0 и объясните причины падения ЭДС в процессе работы элементов.

2. Гальванический элемент составлен из свинцового электрода в растворе с $C_{Pb^{2+}} = 10^{-1}$ моль/л и оловянного электрода в 1 М растворе $SnSO_4$. Приведите схему элемента, рассчитайте значения E и A_M . Как изменится характер электродных процессов и E элемента при $C_{Pb^{2+}} = 1$ моль/л? Ответ подтвердите расчетом и схемой.

Вариант 4

1. Вычислите, можно ли изменением концентраций Fe^{2+} и Co^{2+} в растворах изменить направление тока в приведенном гальваническом элементе на обратное:



Ответ обоснуйте, приведя соответствующие расчеты и составив схему элемента.

2. Концентрационная поляризация серебряного электрода гальванического элемента $(-) Zn | Zn^{2+} || Ag^+ | Ag (+)$ равна 0,08 В. Опреде-

лите начальную концентрацию ионов серебра, если к концу работы элемента концентрация ионов Ag^+ стала равной 0,22 моль/л. Определите ЭДС гальванического элемента в начальный момент, если $C_{Zn^{2+}}$ была равна 10^{-2} моль/л. Ответ обоснуйте, приведя соответствующие расчеты и составив схему элемента.

Вариант 5

1. Как должны быть составлены гальванические элементы, чтобы в них протекали реакции:

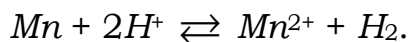


Напишите схемы элементов, уравнения электродных процессов (условия стандартные). Рассчитайте E^0 и ΔG_{298}^0 . Как изменится характер электродных процессов и значение ЭДС в случае «б» при концентрации ионов H^+ , равной 10^{-4} моль/л? Ответ подтвердите расчетом и схемой элемента.

2. Вычислите ЭДС следующей цепи: медь | медный купорос (2,8 г/л) || медный купорос (0,5 г/л) | медь, считая растворы диссоциированными на 98 %. Ответ обоснуйте, приведя соответствующие расчеты и составив схему элемента.

Вариант 6

1. Составьте схемы гальванических элементов типа Даниэля – Якоби и типа Вольта, работающих на токообразующей реакции

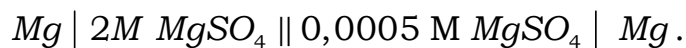


Определите значение стандартной ЭДС и объясните причины падения численного значения ЭДС в процессе работы элементов.

2. ЭДС концентрационного элемента, составленного из двух цинковых электродов, равна 0,029 В. Концентрация сульфата цинка в одном из двух растворов равна 0,1 моль/л. Какова концентрация ионов цинка в другом растворе, если температура эксперимента 20 °С?

Вариант 7

1. Концентрационная гальваническая цепь составлена магниевыми электродами, погруженными в растворы $MgSO_4$ разной концентрации:



Степень диссоциации в 0,0005 М $MgSO_4$ равна 87 %. Определите степень электролитической диссоциации $MgSO_4$ в 2 М растворе, если ЭДС цепи равна 0,103 В.

2. Составьте схемы гальванических элементов, в которых: а) цинк окисляется ионами Sn^{2+} ; б) олово окисляется ионами H^+ . Напишите уравнения электродных процессов, рассчитайте E^0 элементов. Как изменится характер электродных процессов в случае «б» при $C_{H^+} = 10^{-3}$ моль/л? Ответ подтвердите расчетом и схемой.

Вариант 8

1. Гальванические элементы, в которых электродами являются медь и алюминий или серебро и какой-то другой металл, а растворы солей имеют молярную концентрацию, равную 1 моль/л, при 25 °С дают ЭДС 2,00 и 1,20 В. По этим данным найдите значение φ^0 для Al и определите, какой металл использован для электрода во втором гальваническом элементе. Ответ обоснуйте, приведя соответствующие расчеты и составив схемы элементов.

2. Концентрационная поляризация цинкового электрода в гальваническом элементе $A(-) \text{ Zn} | \text{ZnCl}_2 || 0,001 \text{ M HCl} | \text{H}_2, \text{Pt} (+) \text{ K}$ равна 0,1 В. Какой стала концентрация ионов Zn^{2+} в растворе, если начальная концентрация ионов Zn^{2+} была равна $2,1 \cdot 10^{-3}$ моль/л? Рассчитайте значение ЭДС элемента с учетом концентрационной поляризации? Ответ подтвердите расчетом и схемой.

Вариант 9

1. Гальваническая цепь составлена железом, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов Fe^{2+} , равной 0,001 моль/л, и медью, погруженной в раствор ее соли. Какой концентрации должен быть раствор соли меди, чтобы ЭДС цепи стала равной нулю?

2. Вычислите ЭДС концентрационной цепи, составленной из двух серебряных электродов, погруженных в растворы нитрата серебра; причем, концентрация ионов серебра в первом растворе 0,1 и во втором 0,01 моль/л, а степени диссоциации равны 0,97 и 0,99 соответственно. Температура эксперимента 15 °С.

Вариант 10

1. Вычислите ЭДС цепи $\text{Zn} | \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (3,2 \text{ г/л}) || \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (1,5 \text{ г/л}) | \text{Zn}$, считая растворы диссоциированными на 97 и 99 % соответственно. Ответ обоснуйте, приведя соответствующие расчеты и составив схему элемента.

2. Как должны быть составлены гальванические элементы, чтобы в них протекали реакции: а) $\text{Cd} + \text{SnSO}_4 \rightleftharpoons \text{CdSO}_4 + \text{Sn}$; б) $\text{Ni} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2$? Напишите схемы элементов, уравнения электродных процессов (условия стандартные). Рассчитайте E^0 и ΔG_{298}^0 . Как изменится характер электродных процессов и ЭДС элемента в случае «б» при концентрации $C_{\text{H}^+} = 10^{-5}$ моль/л? Ответ подтвердите схемой элемента и расчетом.

Вариант 11

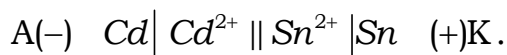
1. Рассчитайте концентрацию HNO_3 , в которой потенциал водородного электрода равен минус 0,177 В. В растворе электролита какой концентрации его потенциал равен минус 0,59 В? Приведите схемы электродов и уравнения электродных реакций.

2. Составьте схему гальванического элемента, в котором самопроизвольно протекает реакция $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb} = \text{Sn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Запишите

уравнения анодно-катодных процессов. Определите концентрацию раствора $Pb(NO_3)_2$, если раствор $Sn(NO_3)_2$ 1 М, а ЭДС элемента равна 108 мВ. Рассчитайте ΔG и K_P . Какой вид поляризации имеет место в данном элементе при его работе?

Вариант 12

1. Вычислите, можно ли изменением концентраций Cd^{2+} и Sn^{2+} в растворах изменить направление тока в приведенном гальваническом элементе на обратное:



Ответ обоснуйте, приведя соответствующие расчеты и составив схему элемента.

2. Определите pH электролита водородного электрода в гальваническом элементе со стандартным оловянным электродом в качестве катода, если ЭДС элемента равна 159 мВ. Составьте схему элемента, уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте ΔG , A_M , K_P .

Вариант 13

1. При какой концентрации соли $NiSO_4$ потенциал никелевого электрода будет меньше стандартного потенциала кобальтового? Составьте схему гальванического элемента, уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте значение константы равновесия K_P .

2. Определите основные характеристики гальванического элемента (E , A_M , ΔG и K_P), составленного из кислородного электрода в 0,01 М растворе NH_4OH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и стандартного никелевого электрода. Составьте схему элемента, уравнения электродных реакций и уравнение токообразующей реакции. Как увеличить ЭДС элемента?

Вариант 14

1. Определите pH растворов электролитов концентрационного гальванического элемента из двух водородных электродов, если $\varphi_K = -0,118$ В, а $E = 0,472$ В. Составьте схему гальванического элемента, уравнения анодно-катодных процессов и рассчитайте ΔG и K_P .

2. Составьте схему гальванического элемента из стандартного оловянного электрода и водородного в 0,001 М растворе CH_3COOH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$), запишите уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте ΔG и K_P . Какой вид поляризации имеет место при работе элемента? Укажите способы ее уменьшения.

Вариант 15

1. Составьте схему гальванического элемента типа Вольта из кадмиевого и никелевого электродов. Запишите уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Как изменятся процессы, если из этих электродов составить гальванический элемент типа Дани-

эля – Якоби? Ответ обоснуйте приведением схемы элемента и уравнений электродных реакций, рассчитав E^0 , ΔG^0 и K_P .

2. Составьте схему гальванического элемента из стандартного свинцового электрода и водородного в электролите с $pH = 4$. Запишите уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте ΔG и K_P . Как изменятся процессы, если использовать стандартный водородный электрод? Ответ обоснуйте приведением схемы гальванического элемента и анодно-катодных процессов.

Вариант 16

1. Приведите схему водородного электрода, уравнение электродной реакции и уравнение Нернста для расчета φ^p . Определите pH растворов электролитов концентрационного гальванического элемента из двух водородных электродов, если $\varphi_k = -0,177$ В, а $E = 0,531$ В. Составьте схему гальванического элемента, уравнения анодно-катодных процессов и рассчитайте A_M и K_P .

2. Составьте схему гальванического элемента, в котором самопроизвольно протекает реакция $Cd + FeSO_4 = CdSO_4 + Fe$. Определите концентрацию раствора $CdSO_4$, если железный электрод – стандартный, а ЭДС элемента равна 80 мВ. Рассчитайте значения A_M , ΔG и K_P .

Вариант 17

1. Какие электроды называются электродами 1 рода? Приведите примеры, а также схему кислородного электрода, уравнение электродной реакции и рассчитайте значения его равновесных электродных потенциалов в растворах KOH и NH_4OH ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$) одинаковой концентрации, равной 0,001 М.

2. Составьте схему гальванического элемента, в котором самопроизвольно протекает реакция $Sn(NO_3)_2 + H_2 = Sn + 2HNO_3$. Запишите уравнения анодно-катодных процессов. Определите pH раствора электролита водородного электрода, если оловянный электрод – стандартный, а ЭДС элемента равна 159 мВ. Рассчитайте значения ΔG и K_P .

Вариант 18

1. Дайте определение химического гальванического элемента. От чего зависит значение его ЭДС? Предложите электрохимический способ вытеснения никеля из раствора $NiSO_4$ цинком, исключая погружение последнего в раствор $NiSO_4$. Запишите уравнения соответствующих процессов.

2. Составьте схему гальванического элемента, в котором самопроизвольно протекает реакция $Pb(NO_3)_2 + H_2 = Pb + 2HNO_3$. Запишите уравнения анодно-катодных процессов. Определите pH раствора электролита водородного электрода, если свинцовый электрод – стандартный, а ЭДС элемента равна 110 мВ. Рассчитайте значения A_M , ΔG и K_P .

Вариант 19

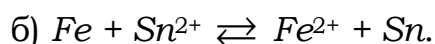
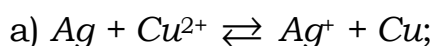
1. Укажите, при каких условиях можно создать гальванический элемент из электродов 1 рода одинаковой химической природы. Приведите

пример такого элемента, запишите уравнения анодно-катодных процессов и рассчитайте значения A_M , ΔG и K_P . От чего зависит их ЭДС?

2. Составьте схему гальванического элемента, в котором самопроизвольно протекает реакция $Ni^{2+} + H_2 + 2OH^- = Ni + 2H_2O$. Запишите уравнения анодно-катодных процессов. Определите pH раствора электролита водородного электрода, если никелевый электрод – стандартный, а ЭДС элемента равна 340 мВ. Рассчитайте значения A_M , ΔG и K_P .

Вариант 20

1. По величинам стандартных электродных потенциалов, значениям E^0 и ΔG^0_{298} определите, в каком направлении могут самопроизвольно протекать реакции в системах:

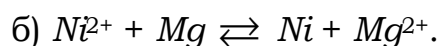
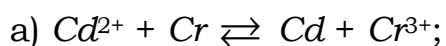


Составьте схемы гальванических элементов, работающих на основе приведенных реакций, напишите уравнения электродных процессов.

2. Составьте схему гальванического элемента из стандартного оловянного электрода и водородного в электролите с $pH = 10$. Запишите уравнения анодно-катодных процессов и токообразующей реакции. Рассчитайте A_M , ΔG и K_P . Как изменятся процессы, если использовать стандартный водородный электрод? Ответ обоснуйте приведением схемы гальванического элемента и анодно-катодных процессов.

Вариант 21

1. На основании расчета величин ΔG^0 и K_P определите, в каком направлении и в какой последовательности самопроизвольно протекают реакции:



Ответ поясните. Составьте полные молекулярные уравнения данных реакций.

2. Гальванический элемент состоит из свинцового электрода в 0,02 н растворе $Pb(NO_3)_2$ и кислородного электрода. Вычислите pH и концентрацию ионов OH^- в растворе, в который помещен кислородный электрод, если ЭДС элемента равна 0,825 В. Приведите схему элемента и уравнения, протекающих на электродах реакций.

Вариант 22

1. Вычислите потенциал водородного электрода в растворах: а) 0,01 М $HCOOH$ ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-4}$); б) 0,01 М $NaOH$. Приведите схемы электрода и уравнения протекающих реакций. Сделайте вывод о влиянии концентрации потенциалопределяющих ионов на величину потенциала данного электрода.

2. При какой концентрации ионов Cr^{3+} в растворе электролита хромовый электрод может служить анодом в гальваническом элементе со стандартным цинковым электродом? Приведите схему элемента, уравнения электродных процессов. Вычислите величины E и A_M , ΔG и K_P

суммарной реакции. Укажите вид гальванического элемента и предложите способы увеличения его ЭДС.

Вариант 23

1. Чему равна концентрация потенциалопределяющих ионов в растворах электролитов, если: а) потенциал медного электрода равен +0,31 В; б) потенциал кислородного электрода равен +0,64 В? Приведите схемы электродов и уравнения протекающих реакций.

2. Составьте схемы двух гальванических элементов типа Даниэля – Якоби и типа Вольта, в которых при стандартных условиях токообразующей является реакция $Ni + 2H^+ \leftrightarrow Ni^{2+} + H_2$. Вычислите для каждого случая ЭДС и максимально полезную работу. Объясните причину падения ЭДС при работе элементов и предложите способы ее увеличения.

Вариант 24

1. На основании расчета ΔG^0 и K_p определите, в каком направлении и в какой последовательности самопроизвольно протекают реакции:



Ответ поясните. Составьте полные молекулярные уравнения данных реакций.

2. Гальванический элемент состоит из двух водородных электродов, один из которых стандартный, а другой находится в растворе с $pH = 12$. Укажите вид элемента, приведите его схему и уравнения электродных процессов, покажите направление движения электронов и ионов в цепи. Вычислите значения E и A_M .

Вариант 25

1. Вычислите значения потенциала кислородного электрода в растворах: а) 0,05 М KOH ; б) 0,05 М $HOBr$ ($K_d = 2,0 \cdot 10^{-9}$). Приведите схемы электрода и уравнения протекающих реакций. Сделайте вывод о влиянии концентрации потенциалопределяющих ионов на величину потенциала данного электрода.

2. ЭДС цинково-магниевого гальванического элемента составляет 1,56 В. Концентрация ионов магния равна 1 моль/л. Чему равна концентрация ионов Zn^{2+} ? К какому виду и типу относится данный элемент? Составьте его схему, уравнения электродных процессов; вычислите ΔG и K_p суммарной реакции. Покажите направление движения электронов и ионов в цепи.

Вариант 26

1. Сравните на основании расчета окислительно-восстановительные свойства систем Pb/Pb^{2+} и $Pt, H_2/2H^+$, если: а) условия стандартные; б) концентрация ионов Pb^{2+} и H^+ в растворах электролитов составляет соответственно 1 моль/л, $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

2. ЭДС гальванического элемента, состоящего из двух кислородных электродов, равна 354 мВ. Вычислите pH раствора, в который помещен

катод, если анод находится в растворе с $pH = 10$. Укажите вид элемента, составьте его схему и уравнения электродных реакций.

Вариант 27

1. Рассчитайте величины ΔG и K_P предполагаемых реакций:



Определите на основании расчета возможность, направление и последовательность их протекания. Составьте полные молекулярные уравнения данных реакций.

2. Определите, при какой концентрации потенциалопределяющих ионов водородный электрод может служить анодом в гальваническом элементе со стандартным кадмиевым электродом. Составьте схему такого элемента, уравнения электродных процессов; вычислите значения его E и A_M ; ΔG и K_P суммарной реакции.

Вариант 28

1. Какие факторы и как влияют на окислительно-восстановительные свойства водородного электрода? На основании расчета сравните эти свойства в случаях, когда электрод находится в растворах: а) H_2O ; б) 0,005 н H_2SO_4 ; в) 0,01 н KOH . Приведите соответствующие схемы электрода и уравнения протекающих реакций.

2. Гальванический элемент состоит из стандартных марганцевого и свинцового электродов. При работе элемента в течение 20 мин амперметр показывал силу тока 50 мА. Вычислите изменение массы отрицательного и положительного электродов за время работы элемента. Приведите схему элемента, определите его E и величину ΔG .

Вариант 29

1. Сравните на основании расчета окислительно-восстановительные свойства систем Ni/Ni^{2+} и Sn/Sn^{2+} , если: а) условия стандартные; б) концентрация ионов Ni^{2+} и Sn^{2+} в растворах электролитов составляет соответственно 1 моль/л, $1 \cdot 10^{-6}$ моль/л.

2. Гальванический элемент состоит из цинкового электрода в 0,01 н растворе $ZnCl_2$ и хлорного электрода в 0,1 н растворе HCl (значение стандартного потенциала равно +1,36 В, давление $Cl_2 - 1$ атм). Составьте схему элемента, уравнения электродных процессов и суммарной реакции. Вычислите ЭДС и максимально полезную работу.

Вариант 30

1. Какие факторы и как влияют на окислительно-восстановительные свойства кислородного электрода? Сравните эти свойства в случаях, когда электрод находится в растворах: а) 0,005 н $Ca(OH)_2$; б) H_2O ; в) 0,01 н HCl . Приведите соответствующие схемы электрода и уравнения протекающих реакций.

2. Гальванический элемент состоит из цинкового электрода в 0,02 н растворе $ZnSO_4$ и водородного электрода. Определите нормальность раствора, в который помещен водородный электрод, если ЭДС элемента со-

ставляет 707 мВ. Составьте схему элемента и уравнения электродных процессов; рассчитайте ΔG и K_p суммарной реакции.

3 ЭЛЕКТРОЛИЗ. ЗАКОНЫ ФАРАДЕЯ

3.1 ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Электролиз – окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита.

Электролизная система состоит из двух проводников 1 рода (электроды), проводника 2 рода (раствор или расплав электролита) и источника постоянного тока.

Электроды бывают инертные (графитовые или платиновые) и активные (из любого металла, кроме благородного).

Катод – электрод, подключенный к отрицательному полюсу внешнего тока. На катоде протекает процесс восстановления.

Анод – электрод, подключенный к положительному полюсу источника тока. На аноде идет процесс окисления.

1-й закон Фарадея: массы (объемы) веществ, претерпевших изменения на электродах, прямо пропорциональны количеству прошедшего электричества:

$$m = k Q = k I \tau \quad \text{или} \quad V = k I \tau, \quad (3.1)$$

где m (V) – массы (объемы) веществ, претерпевших превращения, г (л);

k – коэффициент пропорциональности, при этом $k = m$, если $Q = 1$ Кл;

I – сила тока, А;

τ – время прохождения тока, с.

2-й закон Фарадея: одинаковые количества электричества преобразуют эквивалентные количества веществ:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2} \quad \text{или} \quad \frac{V_1^0}{V_2^0} = \frac{V_{\mathcal{E}_1}^0}{V_{\mathcal{E}_2}^0} \quad \text{или} \quad \frac{m_1}{V_2^0} = \frac{\mathcal{E}_1}{V_{\mathcal{E}_2}^0}, \quad (3.2)$$

где $\mathcal{E}_1, \mathcal{E}_2$ и $V_{\mathcal{E}_1}^0, V_{\mathcal{E}_2}^0$ – эквивалентные массы и эквивалентные объемы (н.у.) веществ, претерпевших превращения.

Уравнение, объединяющее 1-й и 2-й законы Фарадея:

$$m = \frac{\mathcal{E}}{F} I \tau \quad \text{или} \quad V^0 = \frac{V_{\mathcal{E}}^0}{F} I \tau. \quad (3.3)$$

(Если $Q = F = 96\,500$ Кл, $m = \mathcal{E}$ или $V^0 = V_{\mathcal{E}}^0$, тогда $k = \frac{\mathcal{E}}{F}$ или $k = \frac{V_{\mathcal{E}}^0}{F}$).

Постоянная Фарадея (F) – количество электричества, равное 96 500 Кл или в ампер-часах 26,8 А·ч.

Фарадей (F) – это заряд, который несет на себе один моль электронов или один моль однозарядных ионов:

$$1F = 96\,500 \text{ Кл} = q_e \cdot N_A = 1,6022 \cdot 10^{-19} \cdot 6,0220 \cdot 10^{23}. \quad (3.4)$$

Количество вещества эквивалента ($n_{\text{Э}}$) или число моль эквивалентов вещества определяется следующим образом:

$$n_{\text{Э}} = \frac{m}{\text{Э}} \quad \text{или} \quad n_{\text{Э}} = \frac{V}{V_{\text{Э}}}, \text{ моль.} \quad (3.5)$$

Следствие 2-го закона Фарадея: одинаковые количества электричества выделяют на электродах одинаковое число эквивалентов любых веществ:

$$n_{\text{Э}_1} = n_{\text{Э}_2}. \quad (3.6)$$

Выход по току (V_{T}) – отношение количества практически полученного вещества в данных условиях электролиза к количеству, теоретически вычисленному на основании закона Фарадея:

$$V_{\text{T}} = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{теор}}} \quad \text{или} \quad V_{\text{T}} = \frac{Q_{\text{теор}}}{Q_{\text{пр}}}. \quad (3.7)$$

Напряжение разложения электролита (ЭДС разложения ($E_{\text{разл}}$)) – минимальная разность потенциалов, которую необходимо создать между электродами, чтобы электролиз начался.

Внутренний гальванический элемент. В реальных электролизных системах накопление продуктов электролиза на электродах может изменять их природу и величины электродных потенциалов. Наблюдается явление химической поляризации. В результате между электродами возникает разность потенциалов, направленная против внешней ЭДС (внутренний гальванический элемент). Катод становится анодом, анод – катодом. Процессы на электродах идут в противоположных электролизу направлениях.

ЭДС поляризации ($E_{\text{поляр}}$) – ЭДС внутреннего гальванического элемента.

Перенапряжение (η) – величина избыточного напряжения, которое нужно подать на электроды для преодоления поляризации ($\eta_{\text{к}}$ – перенапряжение вещества на катоде, $\eta_{\text{а}}$ – перенапряжение вещества на аноде). Численное значение η зависит от природы выделяемого вещества, материала электрода, состояния его поверхности, плотности тока и других факторов. Перенапряжение металлов при их выделении на катоде невелико, им обычно пренебрегают. Велики перенапряжения при выделении газов, особенно H_2 и O_2 .

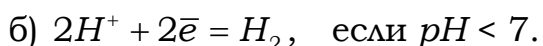
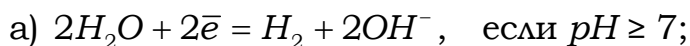
$$E_{\text{разл}} = E_{\text{поляр}} + \eta_{\text{к}} + \eta_{\text{а}}. \quad (3.8)$$

Практические правила электролиза используются для определения порядка протекания окислительно-восстановительных процессов на электродах при электролизе.

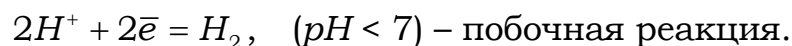
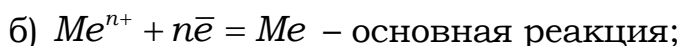
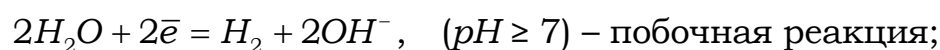
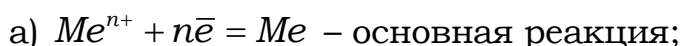
Катодные процессы

Определяя процесс, идущий на катоде, в первую очередь надо установить возможность восстановления катиона металла, используя следующие положения.

1. Катионы металлов, расположенные в ряду стандартных электродных потенциалов от **Li** до **Al** включительно, из водных растворов **не восстанавливаются**, а в зависимости от характера среды идут следующие реакции:



2. Катионы металлов от **Mn** до **H** восстанавливаются одновременно с молекулами H_2O или ионами H^+ :



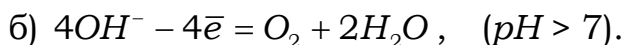
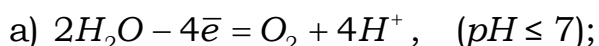
Происходит осаждение металла и выделение H_2 . Процесс выделения металла является преобладающим, т. к. $\eta_{H_2} > \eta_{Me}$.

3. Катионы металлов, расположенных в ряду напряжений **после H**, восстанавливаются по уравнению $Me^{n+} + n\bar{e} = Me$.

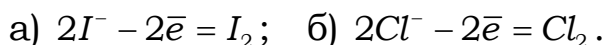
Анодные процессы

Характер окислительных процессов определяется прежде всего материалом анода. При использовании инертного анода на нем идут процессы окисления в следующей последовательности:

1. **Сложные кислородсодержащие анионы** (SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , NO_3^- и др.) и анион F^- из водных растворов не окисляются. В зависимости от характера среды идут следующие реакции:



2. **Простые анионы** (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- и др.) окисляются без участия кислорода:



Примечание – Чем меньше потенциал, тем легче происходит окисление, при этом окисление хлора ($\varphi_{Cl_2/2Cl}^0 = 1,36$ В) происходит за счет большего перенапряжения кислорода.

3.2 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Задача 1

Составьте схему электролиза раствора K_2SO_4 ($pH = 7$) на инертных (графитовых) электродах.

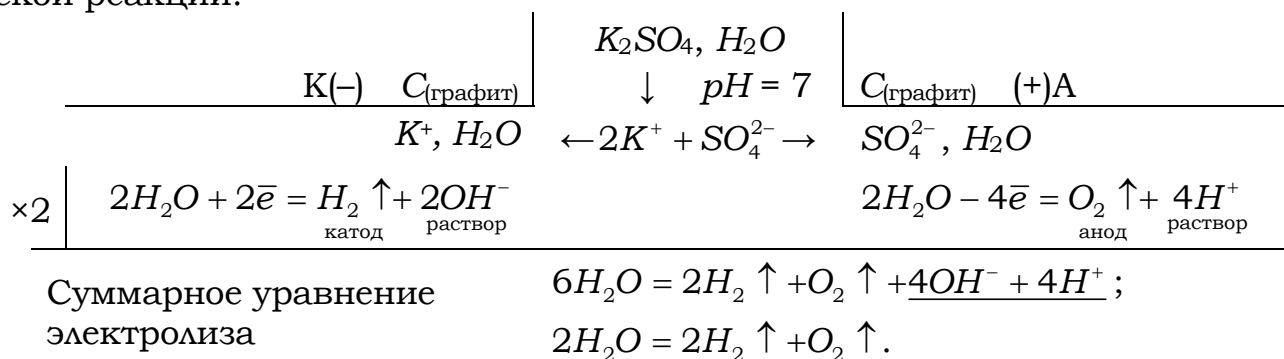
Решение

При записи схемы электролиза соблюдается определенная условность в ее обозначении. Указывается материал электродов, заряды электродов. Отрицательный электрод (катод) принято изображать слева, положительный (анод) – справа. Вертикальная черта обозначает границу раздела фаз: электрод – раствор. Указывается состав раствора электролита, значение pH .

У катода указываются (рассматриваемый пример) катионы металла и молекулы H_2O (т. к. $pH = 7$), у анода – анионы электролита и молекулы H_2O (т. к. $pH = 7$). Приводятся уравнения электродных реакций в соответствии с правилами электролиза.

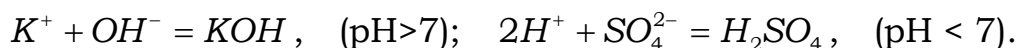
На катоде: калий в таблице электродных потенциалов находится в группе от Li до Al и из растворов не восстанавливается, будет идти реакция восстановления воды, т. к. $pH = 7$.

На аноде: используются нерастворимые (графитовые) электроды, т. к. SO_4^{2-} является сложным кислородсодержащим анионом, то он не окисляется, а в соответствии с $pH = 7$ происходит окисление воды. Следует указывать вторичные процессы и общее уравнение электрохимической реакции.



Итак, электролиз раствора K_2SO_4 сводится к электролизу воды, а количество растворенной соли остается неизменным, ее роль сводится лишь к созданию электропроводящей среды.

Электродные реакции окисления и восстановления, происходящие в двойном электрическом слое, называются первичными. Вторичные реакции обусловлены взаимодействием продуктов первичных реакций друг с другом, с материалом электродов и со средой. В данном примере в результате вторичных процессов в прикатодном пространстве образуется щелочь, а около анода – кислота, что приводит к изменению характера среды в растворе у электродов, и этот факт может использоваться как экспериментальное подтверждение реакций, идущих на электродах:



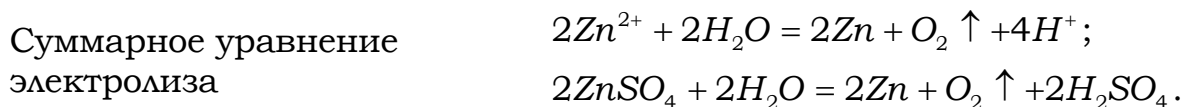
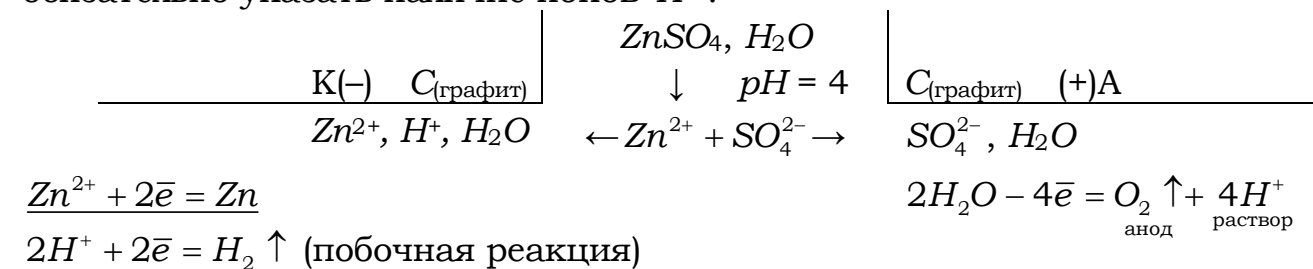
Задача 2

Составьте схемы электролиза:

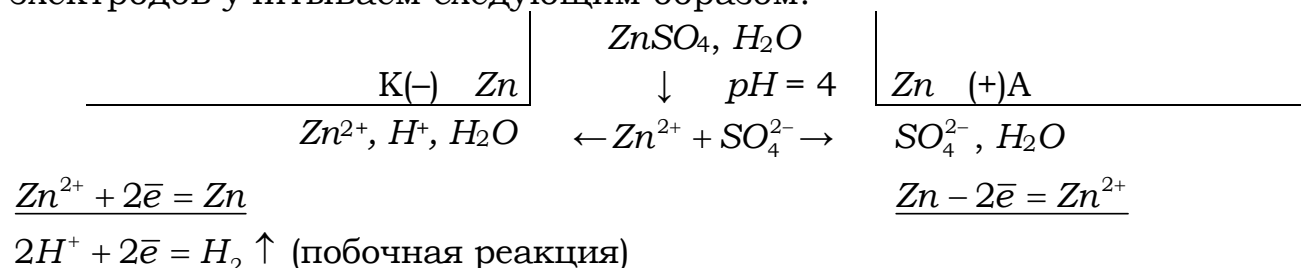
- а) раствора $ZnSO_4$ ($pH = 4$) на инертных (графитовых) электродах;
 б) раствора $ZnSO_4$ ($pH = 4$) на растворимых (цинковых) электродах.

Решение

а) в соответствии с правилами электролиза в данном случае на катоде одновременно будут восстанавливаться катионы металла и ионы H^+ ($pH = 4$, среда кислая, избыток в растворе H^+). В схеме у катода следует обязательно указать наличие ионов H^+ .



б) в соответствии с правилами электролиза изменение материала электродов учитываем следующим образом:



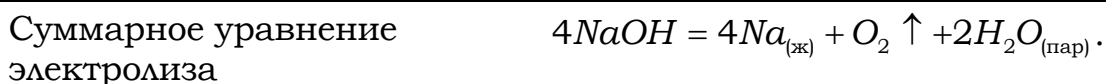
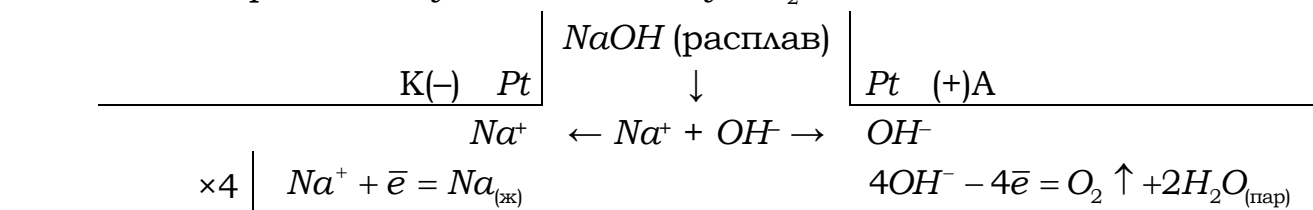
В процессе электролиза происходит перенос цинка с анода на катод. Количество соли в растворе остается неизменным.

Задача 3

Составьте схему электролиза расплава гидроксида натрия $NaOH$ на инертных (платиновых) электродах.

Решение

Последовательность электродных процессов при электролизе расплавов электролитов подчиняется общим закономерностям электролиза. Исключаются процессы с участием молекул H_2O .

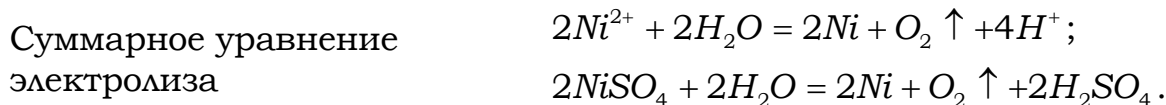
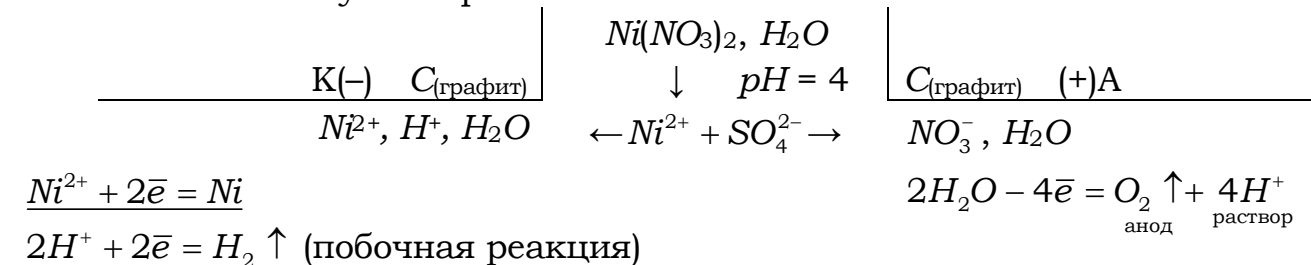


Задача 4

Определите массу никеля, которая выделится при электролизе раствора нитрата никеля в течение 1 ч при токе 26,8 А, если выход никеля по току равен 80 % (электроды инертные).

Решение

Составим схему электролиза



Согласно условию задачи через ячейку проходит $Q = I \cdot t = 26,8 \cdot 1 = 26,8 \text{ А}\cdot\text{ч}$. По закону Фарадея при пропускании 26,8 А·ч электричества (1 F) на электродах испытывает превращение 1 моль эквивалентов вещества, следовательно,

$$m_{\text{теор}} = \mathcal{E}_{Ni} = M / B = 59 / 2 = 29,5 \text{ г.}$$

Так как $B_T = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \%$, то практически на катоде выделится масса

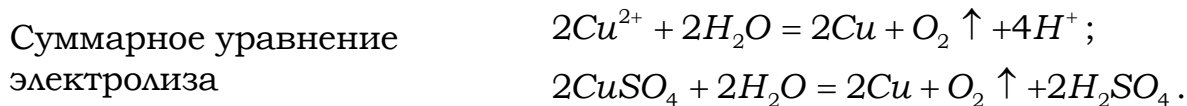
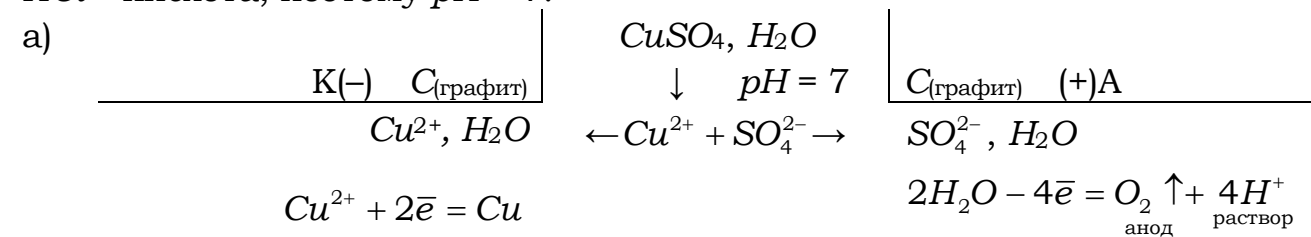
никеля $m_{\text{пр}} = B_T \cdot m_{\text{теор}} = 0,8 \cdot 29,5 = 23,6 \text{ г.}$

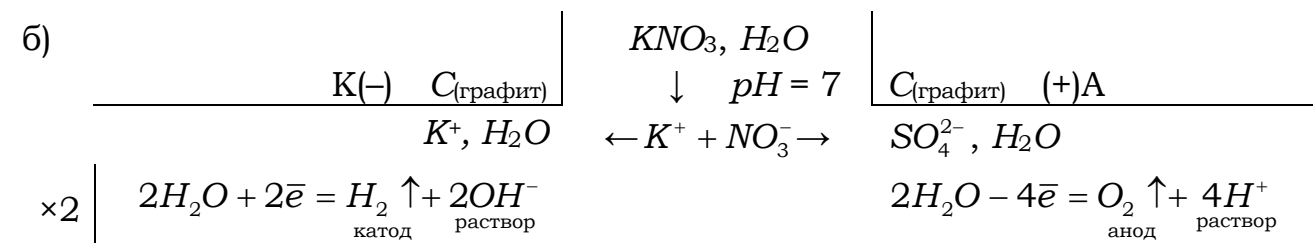
Задача 5

Через три электролизера, соединенных последовательно и содержащих растворы: а) $CuSO_4$, б) $NaNO_3$ и в) HCl , в течение 5 мин пропускали постоянный ток. Определите силу тока и массы (объемы) веществ, выделившихся на графитовых электродах, если в первом электролизере получено 1,6 г Cu .

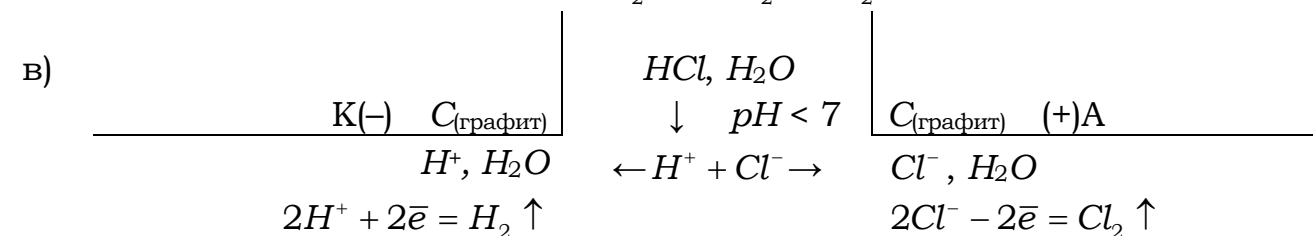
Решение

В соответствии с правилами составим схемы электролиза растворов указанных электролитов на графитовых электродах. Так как в условии задачи не указаны значения pH растворов солей, принимаем $pH = 7$. HCl – кислота, поэтому $pH < 7$:





Суммарное уравнение электролиза $6\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + 4\text{OH}^- + 4\text{H}^+$;
 $2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$.



Суммарное уравнение электролиза $2\text{HCl} = \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$.

Выполнить согласно условию задачи необходимые расчеты можно двумя способами.

Способ 1. Согласно уравнению, объединяющему первый и второй законы Фарадея (3.3), имеем

$$I = \frac{m \cdot F}{\mathcal{E} \cdot \tau}$$

Подставив в приведенную формулу числовые значения, получим

$$I = \frac{1,6 \cdot 2 \cdot 96500}{64 \cdot 5 \cdot 60} = 16 \text{ A}.$$

Согласно второму закону Фарадея (3.2) можно записать для случая «а»

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Cu}}}{V_{\mathcal{E}\text{O}_2}}, \quad \text{откуда} \quad V_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{Cu}} \cdot V_{\mathcal{E}\text{O}_2}}{\mathcal{E}_{\text{Cu}}}.$$

Так как $m_{\text{Cu}} = 1,6 \text{ г}$, $V_{\mathcal{E}\text{O}_2} = 5,6 \text{ л/моль}$, $\mathcal{E}_{\text{Cu}} = \frac{M}{\nu} = \frac{64}{2} = 32 \text{ г/моль}$, получим $V_{\text{O}_2} = 1,6 \cdot 5,6 / 32 = 0,28 \text{ л}$.

Поскольку через электролизеры при последовательном соединении проходит одинаковое количество электричества, то объем кислорода выделившегося на аноде в случае «б» будет таким же. Тогда согласно второму закону

Фарадея можно записать для случая «б» $\frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{V_{\mathcal{E}\text{H}_2}}{V_{\mathcal{E}\text{O}_2}}$, откуда

$V_{\text{H}_2} = \frac{V_{\text{O}_2} \cdot V_{\mathcal{E}\text{H}_2}}{V_{\mathcal{E}\text{O}_2}}$. Подставив значения $V_{\text{O}_2} = 0,28 \text{ л}$, $V_{\mathcal{E}\text{H}_2} = 11,2 \text{ л/моль}$,

$V_{\mathcal{E}\text{O}_2} = 5,6 \text{ л/моль}$, получим $V_{\text{H}_2} = 0,28 \cdot 11,2 / 5,6 = 0,56 \text{ л}$.

Аналогичны расчеты для случая «в», при этом необходимо учесть:

$$\mathcal{E}(Cl_2) = 1 \text{ моль атомов, т. к. } \mathcal{E}_{Cl_2} = \frac{M}{V} = 35,5/1 = 35,5 \text{ г/моль};$$

$V_{\mathcal{E}Cl_2} = 11,2 \text{ л/ моль, т. к. масса 1 моль молекул } Cl_2 - 71 \text{ г, объем 1 моль молекул } Cl_2 \text{ при н.у.} - 22,4 \text{ л.}$

Масса 1 моль атомов $Cl - 35,5 \text{ г, это соответствует объему } 11,2 \text{ л.}$

$$\frac{V_{H_2}}{V_{Cl_2}} = \frac{V_{\mathcal{E}(H_2)}}{V_{\mathcal{E}(Cl_2)}}, \text{ отсюда } V_{Cl_2} = \frac{V_{O_2} \cdot V_{\mathcal{E}(Cl_2)}}{V_{\mathcal{E}(H_2)}} = \frac{0,56 \cdot 11,2}{11,2} = 0,56 \text{ л.}$$

Способ 2. Поскольку через электролизеры согласно условию задачи проходит одинаковое количество электричества, то по второму закону Фарадея на всех электродах указанных систем выделится одинаковое число эквивалентов ($n_{\mathcal{E}}$) любых веществ.

Так как $\mathcal{E}_{Cu} = M/V = 64/2 = 32 \text{ г/моль, то при электролизе выделится } n_{\mathcal{E}} = m / \mathcal{E} = 1,6/32 = 0,05 \text{ моль эквивалентов меди, следовательно, такое же число эквивалентов других веществ выделилось на всех электродах указанных электролизеров, т. е.}$

$$V_{O_2} = n_{\mathcal{E}} \cdot V_{\mathcal{E}(O_2)} = 0,05 \cdot 5,6 = 0,28 \text{ л};$$

$$V_{H_2} = n_{\mathcal{E}} \cdot V_{\mathcal{E}(H_2)} = 0,05 \cdot 11,2 = 0,56 \text{ л};$$

$$V_{Cl_2} = n_{\mathcal{E}} \cdot V_{\mathcal{E}(Cl_2)} = 0,05 \cdot 11,2 = 0,56 \text{ л.}$$

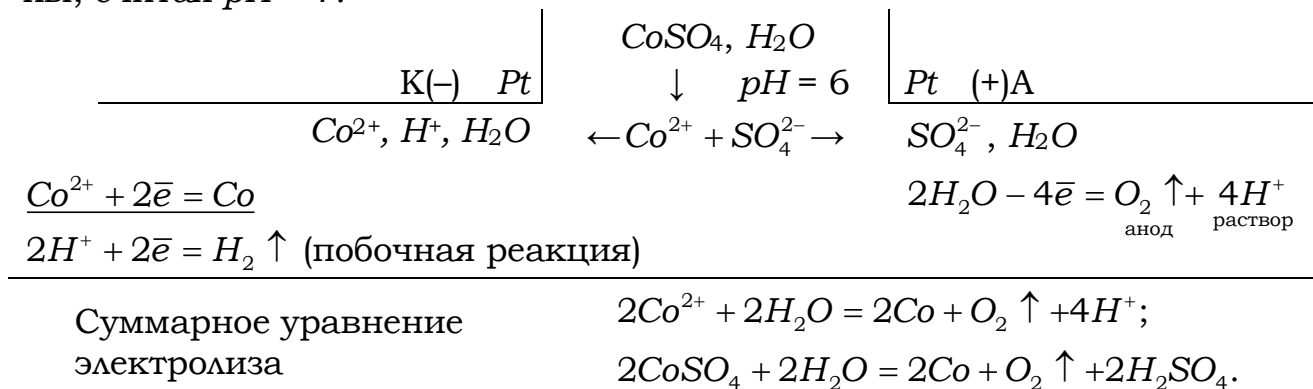
Для этого потребовалось количество электричества, равное $0,05 F$, т. е. $Q = 0,05 \cdot 96\,500 = 4825 \text{ Кл. Следовательно, } I = Q/\tau = 4825/(5 \cdot 60) = 16 \text{ А.}$

Задача 6

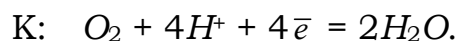
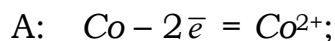
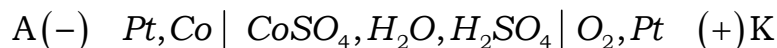
Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора сульфата кобальта (II) при 298 К на платиновых электродах. Составьте схемы электролиза и внутреннего гальванического элемента. Перенапряжение кислорода на платине составляет 0,45 В.

Решение

Запишем схему электролиза раствора $CoSO_4$ на электродах из платины, считая $pH = 7$.



Выделение Co на катоде и O_2 на аноде приводит к возникновению внутреннего гальванического элемента, схема которого будет иметь вид



Процессы, протекающие на электродах этого элемента, препятствуют протеканию тока от внешнего источника. Поэтому приложенное извне напряжение должно превышать ЭДС данного гальванического элемента (ЭДС поляризации):

$$E_{\text{полярь}} = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = \varphi_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} - \varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}.$$

По условию задачи $\varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = \varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}^0$. Из таблицы А.1 $\varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}^0 = -0,277$ В. Условно считая, что значение pH раствора электролита при электролизе изменилось несущественно ($pH = 6$), рассчитаем значение потенциала кислородного электрода $\varphi_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} = 1,23 - 0,059 \cdot pH = 1,23 - 0,059 \cdot 6 = 0,876$ В.

$$\text{Тогда } E_{\text{полярь}} = 0,876 - (-0,277) = 1,153 \text{ В};$$

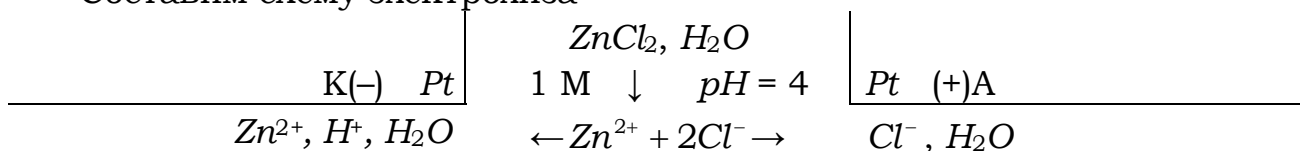
$$E_{\text{разл}} = E_{\text{полярь}} + \eta_{\text{O}_2} = 1,094 + 0,45 = 1,603 \text{ В}.$$

Задача 7

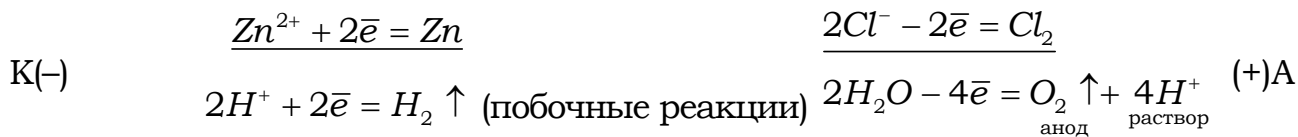
Составьте схему электролиза 1 М раствора ZnCl_2 ($pH = 4$) на электродах из Pt . Какие вещества и в каких количествах выделяются на электродах и разложатся в электролите, если количество прошедшего электричества равно $2 F$, а выход по току (η) равен 80 %?

Решение

Составим схему электролиза



На катоде наряду с ионами Zn^{2+} могут восстанавливаться ионы H^+ ($pH < 7$), на аноде вместе с ионами Cl^- – окисляться кислород из воды. Запишем возможные процессы:

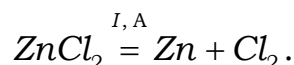


Исходя из условия задачи, потенциалы цинка и хлора будут равны их стандартным значениям (1 М раствор ZnCl_2), т. е. минус 0,76 В и +1,36 В соответственно.

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,059 pH = -0,059 \cdot 4 = -0,236 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 1,23 - 0,059 pH = 1,23 - 0,059 \cdot 4 = 0,994 \text{ В}.$$

Исходя из фактора активности, мы можем предположить, что на катоде должен восстанавливаться H_2 , на аноде – окисляться O_2 . Однако поляризация электродов при выделении H_2 и O_2 значительно больше, чем при осаждении Zn и выделении Cl_2 , что обуславливает и большие значения перенапряжения, т. е. $\eta_{H_2} \gg \eta_{Zn}$ и $\eta_{O_2} \gg \eta_{Cl_2}$. Отсюда процессы выделения Zn на катоде и Cl_2 на аноде являются преобладающими. Параллельно идущие процессы выделения H_2 и O_2 (при малых плотностях тока) снижают выход по току основных веществ (Zn и Cl_2). Тогда суммарное уравнение электролиза раствора $ZnCl_2$ будет иметь вид



Определим, исходя из второго закона Фарадея, количества веществ, претерпевших превращения при электролизе с учетом $V_T = 0,8$. Так как $Q = 2 F$, то

$$m_{Zn} = 2 \cdot \mathcal{E}_{Zn} \cdot V_T = 2 \cdot \frac{65,4}{2} \cdot 0,8 = 52,32 \text{ г};$$

$$m_{Cl_2} = 2 \cdot \mathcal{E}_{Cl_2} \cdot V_T = 2 \cdot 35,5 \cdot 0,8 = 56,8 \text{ г};$$

$$V_{Cl_2}^0 = 2 \cdot V_{\mathcal{E}(Cl_2)}^0 \cdot V_T = 2 \cdot 11,2 \cdot 0,8 = 17,92 \text{ л};$$

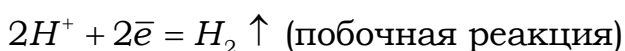
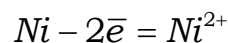
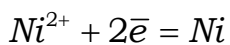
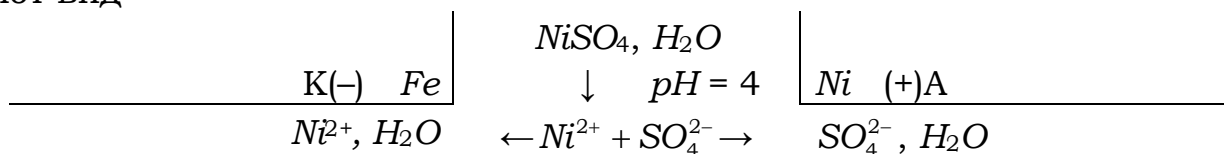
$$m_{ZnCl_2} = 2 \cdot \mathcal{E}_{ZnCl_2} \cdot V_T = 2 \cdot \frac{65,4 + 71}{2} \cdot 0,8 = 109,12 \text{ г}.$$

Задача 8

Составьте электрохимическую систему для получения никелевого покрытия на стальной подложке.

Решение

Условию задачи отвечает схема электролиза раствора $NiSO_4$ на никелевом (растворимом) аноде. В качестве катода – стальная (Fe) подложка. Отсюда схема электролиза и уравнения анодно-катодных процессов имеют вид



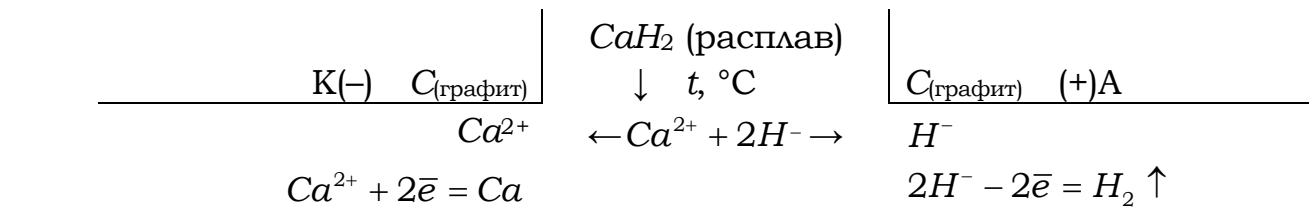
Железный катод в результате электролиза покрывается никелем.

Задача 9

Составьте схему электролиза расплава гидроксида кальция. Электроды графитовые.

Решение

Составим схему электролиза:



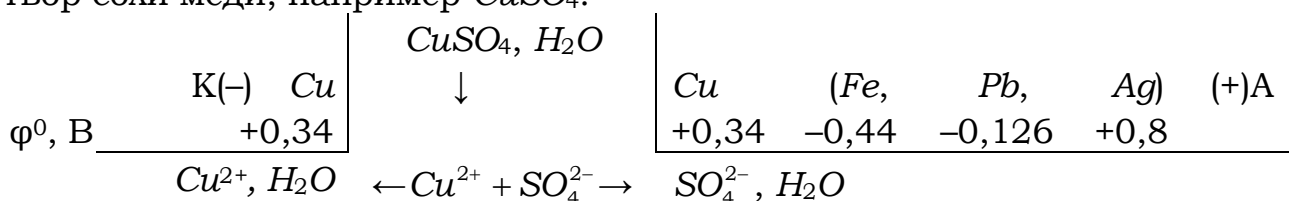
Суммарное уравнение электролиза $\text{CaH}_2 = \text{Ca} + \text{H}_2 \uparrow$.

Задача 10

Составьте электрохимическую систему для получения электролитически чистой меди (электрорафинированной) из черновой, содержащей примеси *Fe*, *Pb*, *Ag*.

Решение

Условию задачи соответствует электролиз с растворимым анодом – черновая медь; катод – электролитически чистая медь; электролит – раствор соли меди, например CuSO_4 :



Под действием внешнего поля вместе с окислением медного анода будут окисляться и примеси металлов более активных, чем медь. Примеси менее активных металлов (*Ag*) не окисляются и составляют электролитный шлак (в осадке). Окисление идет тем быстрее, чем меньше потенциал металла. И наоборот, чем больше потенциал металла и концентрация его ионов в растворе, тем быстрее они восстанавливаются на катоде. Отсюда, ионы металлов более активных, чем медь, т. е. Fe^{2+} и Pb^{2+} , остаются в растворе, на катоде восстанавливаются только Cu^{2+} .

Запишем уравнения анодно-катодных процессов:



3.3 ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

3.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности

Вариант 1

1. Как называют процесс, при котором электрическая энергия превращается в химическую? В каких устройствах это осуществляется?

2. Через раствор медного купороса пропущен 1 А·ч электричества. Какая массы меди выделится при этом на катоде? Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

Вариант 2

1. Чем обусловлено направление движения ионов электролита в процессе электролиза? Какие электроды называют катодом и анодом? Какую роль играет внешний источник тока?

2. Какой силы ток должен быть использован для того, чтобы выделить из раствора $AgNO_3$ серебро массой 108 г за 6 мин? Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

Вариант 3

1. Какие электрохимические процессы протекают на электродах при электролизе расплавов электролитов? Приведите примеры.

2. Через раствор $ZnCl_2$ пропущено 96 500 Кл электричества. При этом массы выделившихся цинка и хлора соответственно равны 19,61 и 32 г. Чему равен выход по току?

Вариант 4

1. Всегда ли масса выделившегося на электроде вещества соответствует количеству прошедшего через электролит электричества? Является ли это нарушением закона Фарадея? Что называют выходом по току?

2. Найдите массу железа, которое выделится на катоде при прохождении 96 500 Кл электричества через растворы $FeSO_4$ и $FeCl_3$. Составьте схемы электролиза, соответствующие условию задачи.

Вариант 5

1. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей, могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Через раствор $AgNO_3$ пропускался ток силой 5 А в течение 15 мин. Масса выделившегося серебра составила 5,04 г. Какому выходу по току это соответствует? Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

Вариант 6

1. В какой последовательности должны разряжаться на катоде ионы Ag^+ , Fe^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Sn^{2+} ? Чем это определяется?

2. При электролизе раствора, содержащего 76 г $FeSO_4$, до полного разложения соли на катоде выделилось железо массой 13,44 г, а на аноде – кислород объемом 4,48 л (н.у.). Найдите выход по току для железа и кислорода. Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

Вариант 7

1. Если на электродах могут протекать несколько электрохимических процессов, то какой из них реализуется и что является критерием, определяющим его преимущество?

2. Какая масса хрома выделилась на детали при ее хромировании, если через раствор $Cr_2(SO_4)_3$ пропускался ток силой 5 А в течение 30 мин, а выход по току составляет 40 %? Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

Вариант 8

1. Почему при электролизе хлоридов на аноде выделяется не кислород, а хлор, хотя его стандартный электродный потенциал выше? Что выделяется на аноде при электролизе растворов сульфатов? Чем это определяется?

2. Раствор сульфата никеля подвергался электролизу в течение 1 ч током силой 268 А. За это время одновременно с Ni выделился водород объемом 11,2 л (н.у.). Чему равен выход по току для никеля и водорода? Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

Вариант 9

1. Что называют потенциалом разложения? Найдите эту величину для хлоридов меди (II) и цинка. Сделайте вывод.

2. При электролизе водного раствора сульфата калия значение pH раствора в приэлектродном пространстве возросло. К какому полюсу источника тока присоединен электрод? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

Вариант 10

1. За счет чего создается при электролизе внутренняя ЭДС или ЭДС поляризации? Как она направлена по отношению к внешнему току? При каких условиях электролиз становится возможным?

2. Определите массу металлического натрия, которую можно получить электролизом расплава $NaOH$ за 1 ч 20 мин при силе тока 2500 А, если известно, что выход по току составляет 30 %. Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

Вариант 11

1. Электролизом каких соединений (в растворе или расплаве) можно получить K , Zn ? Сколько времени следует вести электролиз при силе тока 0,5 А, чтобы получить по 0,5 моль эквивалентов каждого из металлов?

2. В чем различие процессов электролиза с растворимым и нерастворимым анодом? Какие процессы протекают на электродах при электролизе водного раствора хлорида железа (II): а) на угольных электродах; б) с железным анодом?

Вариант 12

1. Раствор содержит смесь нитратов Cu (II), Fe (II), Pb (II) одинаковой молярной концентрации. Укажите последовательность процессов на катоде при электролизе этого раствора и запишите соответствующие реакции.

2. Через раствор сульфата кадмия пропущено 25 А·ч электричества. При этом на катоде выделилось 42,5 г кадмия. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах и рассчитайте выход по току кадмия.

Вариант 13

1. Какие вещества и в каком количестве выделяются при электролизе расплава гидроксида кальция, если количество прошедшего элект-

тричества равно 26,8 А·ч? Ответ обоснуйте приведением соответствующих уравнений.

2. Определите выход по току (V_T), если при пропускании через раствор $CuSO_4$ 96 500 Кл электричества масса катода увеличилась на 30 г. Составьте схему электролизной системы и уравнения электродных реакций.

Вариант 14

1. Сколько времени (в часах) нужно пропускать ток силой 2,68 А, чтобы при электролизе воды получить 112 л (н.у.) H_2 ($V_T = 70\%$)? Какой объем кислорода получится? Составьте схему электролизной системы и уравнения электродных реакций.

2. Водный раствор ($pH = 7$) содержит смесь фторида, хлорида и иодида натрия. Какие частицы и в какой последовательности будут окисляться при электролизе на графитовом аноде и почему? Приведите уравнения соответствующих реакций.

Вариант 15

1. При электролизе водного раствора соли значение pH в приэлектродном пространстве одного из инертных электродов уменьшилось. Раствор какой соли подвергся электролизу: 1) NaI ; 2) $AgNO_3$? Дайте обоснованный ответ.

2. Какой газ и его объем выделится на инертном аноде, если при электролизе раствора $CuCl_2$ масса катода увеличилась на 3,2 г ($V_T = 100\%$)? Какое количество электричества прошло через электролит?

Вариант 16

1. При электролизе водного раствора сульфата калия на инертных электродах значение pH раствора в приэлектродном пространстве возросло. К какому полюсу источника тока присоединен электрод? Ответ обоснуйте.

2. Найдите объем кислорода (н.у.), который выделится при пропускании тока силой 6 А в течение 30 мин через водный раствор KOH . Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза (электроды инертные).

Вариант 17

1. Составьте схему электролизной системы, уравнения электродных реакций для получения металлического натрия из его гидроксида и определите время, необходимое для получения 1 кг натрия при силе тока 2500 А?

2. Для выделения 1,746 г некоторого трехвалентного металла из его хлорида потребовалось пропустить ток силой 1,8 А в течение 1,5 ч. Установите, что это за металл. Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

Вариант 18

1. В растворах какой соли – $CuSO_4$ или $SnCl_2$ – при электролизе уменьшится величина pH около анода? Почему? Ответ обоснуйте приведением схем электролиза.

2. При электролизе водного раствора нитрата некоторого металла на платиновых электродах выделилось 1,08 г металла и 56 мл кислорода,

измеренного при н.у. Определите эквивалентную массу металла. Какой это металл? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

Вариант 19

1. Через раствор сульфата цинка пропущено $2 F$ электричества. Как изменилось количество цинка в растворе, если электроды цинковые? Выход по току цинка составляет на катоде 50 %, а на аноде 100 %. Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

2. Определите силу тока, необходимую для процесса электролиза расплава хлорида магния в течение 10 ч при выходе по току 85 %, чтобы получить 0,5 кг металлического магния? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

Вариант 20

1. При электролизе водного раствора нитрата кальция на инертных электродах значение pH раствора в приэлектродном пространстве уменьшилось. К какому полюсу источника тока присоединен электрод? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

2. Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых электродах при электролизе водного раствора KOH . Какие вещества и в каком объеме можно получить при н.у., если пропустить ток 13,4 А в течение 2 ч? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

Вариант 21

1. При электролизе водных растворов каких из указанных солей на аноде выделяется кислород: а) ZnI_2 ; б) $MgSO_4$; в) KF ; г) $CuCl_2$; д) $NaClO_4$? Поясните ответ и запишите уравнение происходящего в данных случаях процесса.

2. Составьте схему электролиза раствора $AgNO_3$ на инертных электродах. Определите количество электричества, прошедшего через электролит, если на катоде выделилось 2,7 г вещества. Как изменится характер процессов при использовании серебряных электродов?

Вариант 22

1. Как влияет величина pH на характер катодных процессов при электролизе водных растворов электролитов? Ответ подтвердите примерами.

2. Определите, на сколько увеличилась масса катода при электролизе водного раствора $CuCl_2$ за 1 ч при силе тока 5 А. Приведите схемы электролиза на графитовых и медных электродах.

Вариант 23

1. При электролизе водных растворов каких из солей невозможно восстановление металлов: а) $MnCl_2$; б) KNO_3 ; в) NiI_2 ; г) $CaBr_2$; д) $CdSO_4$? Поясните ответ и запишите уравнение происходящего в данных случаях процесса.

2. Через раствор сульфата натрия пропущено $2 F$ электричества. Определите объемы веществ, выделившихся при этом на электродах. Составьте схему электролиза.

Вариант 24

1. Какие вещества являются продуктами электролиза водного раствора хлорида кальция: а) H_2 ; б) O_2 ; в) Cl_2 ; г) Ca ; д) $Ca(OH)_2$? Поясните ответ и подтвердите его уравнениями реакций.

2. При электролизе водного раствора $Pb(NO_3)_2$ на свинцовых электродах в течение 2 ч масса катода увеличилась на 103,5 г. Определите силу тока, пропущенного через электролит.

Вариант 25

1. Почему при электролизе водных растворов $Mg(NO_3)_2$ и $NaOH$ на инертных анодах образуется одно и то же вещество? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

2. Какая масса вещества выделится на катоде при прохождении 48 250 Кл электричества через следующие растворы: а) $FeCl_3$; б) $FeSO_4$? Составьте схемы электролиза на графитовых электродах.

Вариант 26

1. Как влияет величина pH на характер анодных процессов при электролизе водных растворов электролитов? Ответ подтвердите примерами.

2. Через растворы $SnCl_2$ и $CaBr_2$ пропущено одинаковое количество электричества, при этом на одном из катодов выделился металл массой 59,9 г. Составьте схемы электролиза на графитовых электродах и определите: а) массу вещества, полученного на другом катоде; б) количество электричества (Кл).

Вариант 27

1. Какие вещества образуются при электролизе на никелевых электродах водного раствора сульфата никеля: а) O_2 ; б) H_2 ; в) Ni ; г) $Ni(OH)_2$; д) H_2O ? Поясните ответ и подтвердите его уравнениями реакций. Изменится ли характер продуктов электролиза при использовании инертных электродов?

2. При электролизе водного раствора KF на графитовых электродах за 1 ч на катоде выделился газ объемом 5,6 л. Составьте схему электролиза и определите силу тока, пропущенного через электролит, и массу вещества, полученного на аноде.

Вариант 28

1. Почему при электролизе расплава хлорида калия и его водного раствора на катодах образуются различные вещества? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

2. Составьте схему электролиза раствора $ZnCl_2$ на инертных электродах. Какая масса вещества выделится на катоде (выход по току составляет 70 %) за 2 ч при силе тока 10 А?

Вариант 29

1. При электролизе водных растворов каких солей у анода происходит окисление воды: а) $AgNO_3$; б) K_2S ; в) ZnF_2 ; г) $MgCl_2$; д) Na_2SO_3 ? Поясните ответ и приведите соответствующее уравнение реакции.

2. Определите время проведения электролиза раствора BaI_2 , если при силе тока 53,6 А на катоде выделилось 22,4 л газа. Составьте схему электролиза и вычислите массу вещества, полученного на аноде.

Вариант 30

1. Почему при электролизе водных растворов $CuSO_4$ и NaF на инертных анодах образуется одно и то же вещество? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

2. Какое количество электричества (А·ч) необходимо пропустить через водный раствор $SnCl_2$ для выделения на катоде 119 г вещества. Имеет ли значение для решения задачи, из какого материала изготовлены электроды? Ответ подтвердите схемами электролиза на инертных и оловянных электродах.

3.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности

Вариант 1

1. Имеется смесь солей KCl и $Cu(NO_3)_2$. Объясните, как можно с помощью электролиза получить из этой смеси практически чистый нитрат калия. Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

2. При электролизе водного раствора $NiSO_4$ на аноде выделилось 3,8 л кислорода, измеренного при 27 °С и 750 мм рт. ст. Сколько граммов никеля выделилось на катоде? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

Вариант 2

1. Составьте уравнения процессов, происходящих на платиновых электродах при электролизе расплавов и растворов $NaCl$ и $NaOH$.

2. При электролизе хлорида двухвалентного металла на аноде выделилось 1120 мл газа (н.у.), на катоде – 3,2 г металла. Какой это металл?

Вариант 3

1. Изменится ли количество соли в растворе при электролизе на инертных электродах водных растворов K_2CO_3 и $AlCl_3$? Составьте схемы электролиза, соответствующие условию задачи.

2. Через раствор сульфата металла (II) пропущено 400 Кл электричества. При этом на катоде выделилось 0,197 г металла. Выход металла по току на катоде составляет 80 %. Определите металл и составьте уравнения реакций, протекающих на графитовых электродах.

Вариант 4

1. Если вы хотите посеребрить какую-нибудь металлическую деталь, то каким электродом (анодом или катодом) нужно ее сделать в электрохимической системе? Какое количество электричества должно пройти через электролизер для выделения серебра массой 0,5 г, считая, что процесс проведен без потерь? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

2. Сколько граммов H_2SO_4 образуется около нерастворимого анода при электролизе водного раствора Na_2SO_4 , если на аноде выделяется

1,12 л кислорода, измеренного при н.у.? Вычислите массу вещества, выделившегося на катоде.

Вариант 5

1. Составьте уравнения процессов, происходящих на платиновых электродах при электролизе расплавов и растворов KCl и KOH .

2. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе водного раствора сульфата меди (II): а) с графитовым анодом; б) с медным анодом. Если через раствор прошло $2 F$ электричества, то как изменилось количество меди в растворе в обоих случаях, если выход по току на катоде и аноде равен 100 %.

Вариант 6

1. Ток какой силы необходимо пропустить через 0,1 М раствор нитрата серебра объемом 0,5 л, чтобы за 30 мин выделилось все серебро, если электролиз вести на графитовых электродах?

2. Через раствор сульфата цинка пропущено $10 F$ электричества. Как изменилось количество цинка в растворе, если электроды: а) графитовые; б) цинковые? Выход по току цинка составляет на катоде 50 %, а на аноде 100 %.

Вариант 7

1. При электролизе водного раствора нитрата некоторого металла на платиновых электродах выделилось 1,08 г металла и 56 мл кислорода, измеренного при н.у. Определите эквивалентную массу металла. Какой это металл? Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

2. 100 мл раствора азотной кислоты, pH которого равен 5, подвергли электролизу в течение 1 ч током силой 10 А. Вычислите pH раствора по окончании электролиза. Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

Вариант 8

1. Сколько граммов $NaOH$ образовалось у катода при электролизе раствора нитрата натрия, если на катоде выделилось 5,6 л водорода, измеренного при н.у.? Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

2. При электролизе раствора KCl в течение 30 мин на аноде выделилось 2,8 л хлора (н.у.) Какой объем 0,375 М раствора $CuSO_4$ можно подвергнуть химическому превращению при пропускании тока той же силы в течение 45 мин?

Вариант 9

1. Ток последовательно проходит через ряд электролизеров, в которых содержатся следующие растворы солей: 1) $CuSO_4$; 2) $NiSO_4$; 3) $FeCl_2$. Какие количества металлов выделяются на катодах, если известно, что на аноде последнего электролизера выделилось 1,4 л хлора (н.у.)?

2. Для покрытия металлической пластинки требуется золото массой 9,85 г. Как выполнить эту задачу при помощи электролиза? Составьте соответствующую схему. Какой должна быть молярная кон-

центрация раствора $AuCl_3$ и какое количество электричества (Кл) следует затратить?

Вариант 10

1. Определите ЭДС разложения 1 М раствора $NiCl_2$ на платиновых электродах. Перенапряжение хлора на платине $\eta = 0,45$ В. Приведите схемы электролиза и внутреннего гальванического элемента.

2. Электролизом раствора какой из приведенных солей можно одновременно получить кислоту и щелочь:

- а) $CuSO_4$ ($pH = 4$); б) KBr ($pH = 7$); в) Na_2SO_4 ($pH = 7$).

При электролизе этого раствора получено 4,48 л H_2 (н.у.). Определите время проведения электролиза при силе тока 10 А. Составьте схемы электролиза указанных растворов (электроды инертные).

Вариант 11

1. Определите силу тока при электролизе, если за 50 мин выделилась вся медь из 120 мл 0,2 М раствора сульфата меди? Запишите уравнения анодно-катодных процессов на графитовых электродах и суммарное уравнение электролиза.

2. При пропускании через раствор электролита 2 А·ч электричества на аноде окислилось 1,196 г сульфид-иона. Определите электрохимический эквивалент и молярную массу эквивалента серы.

Вариант 12

1. Через две последовательно соединенные электролизные ячейки пропускали электрический ток. На катоде первой ячейки выделилась медь массой 19,5 г из раствора $CuSO_4$. Определите хлорид какого двухвалентного металла подвергался электролизу во второй ячейке, если при выходе по току в 60 % масса катода увеличилась на 11,96 г.

2. Напишите уравнения реакций, протекающих при электролизе сульфата никеля на следующих электродах: а) никелевых; б) инертных. Какой должна быть сила тока, чтобы за 10 ч на катоде выделилось 58 г никеля при выходе его по току 90 %?

Вариант 13

1. Какова молярность раствора $AgNO_3$, если для выделения всего серебра из 80 мл этого раствора потребовалось пропустить ток силой 0,8 А в течение 20 мин? Приведите схемы электролиза на следующих электродах: а) инертных; б) серебряных.

2. Составьте схему электролиза расплава хлорида натрия. Если подвергнуть электролизу 1 моль расплава хлорида натрия, то какой продукт и в каком количестве (моль) образуется на аноде?

Вариант 14

1. В растворе содержатся $ZnCl_2$ и $AgNO_3$. При каком напряжении надо вести электролиз на графитовых электродах, чтобы полностью раз-

делить ионы Zn^{2+} и Ag^+ ? Составьте схему электролиза, соответствующую условию задачи.

2. Вычислите время для полного разложения $CuCl_2$, содержащегося в 500 мл 0,25 М раствора, если сила тока равна 20 А. Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза (электроды графитовые).

Вариант 15

1. Составьте схему электролиза 1 М раствора $CuCl_2$ ($pH = 5$) на графитовых электродах и уравнения электродных реакций. Рассчитайте, на сколько увеличилась масса катода, если на аноде выделилось 5,6 л газа (н.у.), $\eta_T = 100\%$. Определите количество прошедшего электричества. Как изменятся процессы, если графитовые электроды заменить на медные? Приведите схему электролиза.

2. Какое количество электричества (А·ч) потребуется для полного выделения никеля из раствора его сульфата массой 30,9 г? Составьте уравнения анодно-катодных процессов на угольных электродах и определите объем газа (н.у.), выделившегося на аноде, и массу вещества, образовавшегося в прианодном пространстве.

Вариант 16

1. Какое количество электричества в кулонах потребуется для полного осаждения кадмия из 200 мл 0,25 М раствора его сульфата? Составьте уравнения электродных реакций и суммарное уравнение электролиза на графитовых электродах. Рассчитайте количества всех продуктов электролиза по массе и объему для газов (н.у.).

2. При электролизе 1 М раствора одного из соединений олова получено 0,554 г металла и 209 мл Cl_2 (н.у.), $\eta_T = 100\%$. Определите валентность олова, формулу соединения и количество прошедшего электричества. Составьте схему электролиза на графитовых электродах, уравнения анодно-катодных процессов.

Вариант 17

1. Сколько времени потребуется на электролиз раствора $NaCl$ ($pH = 7$), для того чтобы при силе тока 10 А выделить хлор, объемом 112 л (н.у.), если $\eta_T = 80\%$. Составьте уравнения электродных реакций и суммарное уравнение электролиза на инертных электродах. Рассчитайте количества всех продуктов электролиза по массе и объему (н.у.). Как изменятся процессы, если раствор соли заменить на расплав? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

2. Какое количество электричества надо пропустить через 1 М раствор $ZnSO_4$ ($pH = 5$), чтобы масса катода увеличилась на 65 г, если $\eta_T = 80\%$. Какое вещество и в каком объеме (н.у.) выделится на аноде? Составьте схему электролиза на электродах из Pt , уравнения анодно-катодных процессов и суммарное уравнение электролиза. Как изменятся процессы, если графитовые электроды заменить на цинковые? Ответ обоснуйте.

Вариант 18

1. Составьте схему электролизной системы и уравнения электродных реакций (инертные электроды) 1 М раствора $CuSO_4$ ($pH = 5$) и рассчитайте ЭДС разложения электролита, если $\eta_k = 0$, $\eta_a = 0,45$ В. На сколько увеличится масса катода, если на аноде выделилось 11,2 л газа (н.у.)? Какое количество электричества прошло через электролит ($\eta_T = 80$ %)?

2. Через два электролизера, соединенных последовательно и содержащих в первом раствор Ag_2SO_4 (графитовые электроды), во втором – раствор $CdSO_4$ (Cd – электроды), пропустили ток. При этом на аноде первого электролизера выделилось 1,12 л газа (н.у.). Составьте уравнения электродных реакций и рассчитайте массы всех веществ, претерпевших превращения при электролизе, а также количество прошедшего электричества, принимая выход по току равным 100 %.

Вариант 19

1. Какие вещества и в каком количестве (по массе и объему) выделяются на электродах при электролизе 1 М раствора $NaOH$, если через него в течение 10 ч пропускали ток силой 2,68 А? Выход по току (η_T) равен 70 %. Составьте схему электролиза на графитовых электродах, уравнения анодно-катодных процессов и суммарное уравнение электролиза. Что изменится, если раствор $NaOH$ заменить на расплав? Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза.

2. Составьте схему электролиза 1 М раствора $NiCl_2$ ($pH = 5$) на графитовых электродах и уравнения анодно-катодных процессов. Рассчитайте, на сколько увеличилась масса катода, если на аноде выделилось 112,0 л газа (н.у.). Какой силы ток проходил через систему в течение 10 ч ($\eta_T = 100$ %)? Рассчитайте ЭДС разложения соли, если $\eta_k = 0$, $\eta_a = 0,35$ В.

Вариант 20

1. При электролизе бромида одновалентного металла, содержащего 41,2 г этой соли, выделилось 4,48 л H_2 (н.у.). Определите бромид какого металла подвергался электролизу? Раствор или расплав был использован? Составьте уравнения анодно-катодных процессов и суммарное уравнение электролиза на графитовых электродах и определите количество прошедшего электричества.

2. При электролизе раствора, содержащего 76 г $FeSO_4$, до полного разложения соли на катоде выделилось железо массой 13,44 г, а на аноде выделился кислород объемом 4,48 л (н.у.). Рассчитайте выход по току (η_T) для полученных веществ. Ответ обоснуйте приведением схемы электролиза на графитовых электродах.

Вариант 21

1. Какие факторы определяют характер и скорость катодных процессов при электролизе водных растворов электролитов? Ответ подтвердите примерами схем электролиза.

2. При пропускании постоянного тока силой 6,4 А в течение 30 мин через расплав хлорида трехвалентного металла на катоде выделилось

1,07 г металла. Составьте схему электролиза и определите формулу соли, которую подвергли электролизу.

Вариант 22

1. Объясните, почему при электролизе водных растворов хлоридов металлов на аноде выделяется хлор, а не кислород. Ответ подтвердите схемой электролиза и расчетом.

2. 200 мл 10-процентного раствора NaOH ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) подвергли электролизу. Процесс длился 13 ч 24 мин 10 с при силе тока 25 А. Выход по току составил 80 %. Составьте схему электролиза и вычислите: а) объемы газов, выделившихся на катоде и аноде; б) процентную концентрацию раствора, полученного после окончания электролиза.

Вариант 23

1. Какие факторы определяют характер и скорость анодных процессов при электролизе водных растворов электролитов? Поясните ответ и подтвердите его примерами схем электролиза.

2. Через 6-процентный раствор гидроксида калия ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) объемом 2 л пропущен постоянный электрический ток. В результате концентрация раствора изменилась (уменьшилась или увеличилась?) на 2 %. Составьте схему электролиза и определите, какие вещества и в каких количествах выделились на инертных электродах.

Вариант 24

1. В чем заключается явление поляризации, и что называют ЭДС поляризации при электролизе? Ответ подтвердите примером схемы электролиза и расчетными формулами.

2. При полном восстановлении меди из 500 мл раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ в процессе электролиза на аноде выделилось 504 мл газа (выход по току составил 90 %). Приведите схему электролиза и вычислите: а) эквивалентную концентрацию (нормальность) исходного раствора; б) количество прошедшего через электролит электричества. Имеет ли значение для решения задачи, из какого материала изготовлены электроды?

Вариант 25

1. Объясните, почему при электролизе водных растворов солей цинка основным катодным процессом является восстановление цинка, а не водорода. Ответ подтвердите схемой электролиза и расчетом.

2. 100 см³ раствора азотной кислоты, pH которого равен 5, подвергли электролизу на инертных электродах в течение 4 ч током силой 26,8 А. Составьте схему электролиза и вычислите pH раствора по окончании процесса.

Вариант 26

1. На основании схем электролиза и факторов, определяющих характер электродных реакций, объясните различие процессов, протекающих при электролизе водного раствора и расплава фторида калия.

2. Электролиз 400 г 8-процентного раствора сульфата меди (II) проводили в течение 2 ч при силе тока 1,34 А до тех пор, пока масса рас-

твора не уменьшилась на 4,9 г. Составьте схему электролиза и определите массы веществ: а) выделившихся на инертных электродах; б) разложившегося и полученного в растворе.

Вариант 27

1. В чем заключается физический смысл величины перенапряжения? От каких факторов зависит ее значение и какова ее роль в процессах электролиза? Ответ подтвердите конкретными примерами.

2. Водный раствор *КОН* подвергли электролизу током силой 10 А в течение 268 ч. После окончания электролиза осталось 100 г 24-процентного раствора. Составьте схему электролиза и определите: а) массу разложившегося вещества; б) первоначальную процентную концентрацию раствора.

Вариант 28

1. Приведите схемы электролиза, соответствующие электрометаллургическому способу получения следующих металлов: а) калия; б) никеля; в) серебра. Объясните состав электролизных систем и характер электродных процессов на основании общих закономерностей процессов электролиза.

2. При пропускании постоянного электрического тока силой 5 А в течение 1 ч через водный раствор сульфата двухвалентного металла на катоде выделилось вещество массой 3,12 г (выход по току составляет 60 %). Определите металл и количество вещества, преобразованного на аноде, если: а) электроды инертные; б) электроды металлические (выход по току на аноде – 100 %).

Вариант 29

1. Дайте определение явления поляризации и назовите ее виды. В чем проявляется и какова роль данного явления при электролизе водных растворов электролитов? Поясните ответ на основании примеров схем электролиза.

2. Через 2 л раствора хлорида меди (II) пропущен электрический ток силой 5,36 А. В результате содержание соли в растворе уменьшилось на 0,1 моль. Считая разложение соли полным, определите массы веществ, выделившихся на электродах и время проведения электролиза. Чему равна эквивалентная концентрация (нормальность) исходного раствора?

Вариант 30

1. В чем заключается различие процессов, протекающих при электролизе водного раствора и расплава хлорида натрия? Поясните ответ на основании закономерностей процессов электролиза и подтвердите его схемами и расчетом.

2. При электролизе водного раствора какой из солей и как изменяется характер среды только в анодном пространстве электролита: а) K_2SO_3 ; б) $CaBr_2$; в) $ZnSO_4$; г) NaF ? Поясните ответ и составьте схему электролиза данного раствора на платиновых электродах. Вычислите потенциал раз-

ложения соли в 0,1 н растворе, если перенапряжение выделения вещества на аноде равно 0,45 В.

4 ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ ОТ КОРРОЗИИ

4.1 ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Коррозия – это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металла, вызываемого его окислением, вследствие химического, электрохимического или биохимического взаимодействия металла с окружающей средой.

Причина коррозии – термодинамическая неустойчивость металлов и возможность их самопроизвольного перехода в более устойчивое (окисленное) состояние:

а) металлургия: $Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me^0 \quad \Delta G > 0$), процесс восстановления;

б) коррозия: $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+} \quad (\Delta G < 0)$, процесс окисления.

Скорость коррозии зависит от активности металла, характера коррозионной среды, условий взаимодействия с ней и природы продуктов коррозии.

В зависимости от условий протекания коррозия бывает атмосферная, почвенная, в среде электролита.

По механизму протекания коррозионных процессов различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия протекает без возникновения электрического тока: газовая – в газах или парах без образования конденсата влаги на поверхности металла (окисление O_2 , Cl_2 и другими окислителями при высоких температурах); жидкостная – в растворах неэлектролитов. Осуществляется при контакте металлов с бромом, расплавленной серой, нефтью и нефтепродуктами, органическими растворителями.

Электрохимическая коррозия – самопроизвольное разрушение металла в среде электролита в результате образования короткозамкнутого гальванического элемента.

Причины возникновения разности потенциалов между разными участками металлической конструкции следующие:

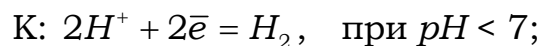
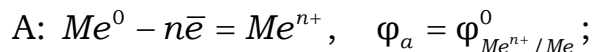
1. Контакт двух разных металлов.
2. Неоднородность сплава, из которого изготовлена конструкция.
3. Присутствие примесей, продуктов окисления металлов на поверхности.
4. Неоднородность состава коррозионной среды.
5. Различные механические напряжения.
6. Разница температур.

Электрохимическая коррозия подчиняется законам электрохимии и определяется термодинамически изменением свободной энергии Гиббса. Термодинамически возможен процесс электрохимической коррозии, для которого соблюдается условие

$$\Delta G = - n \cdot F \cdot E < 0.$$

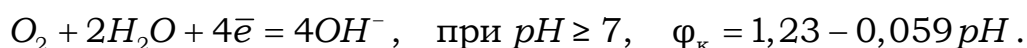
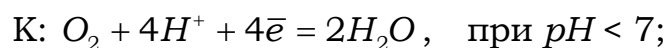
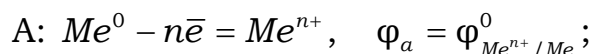
Основным отличием процессов электрохимической коррозии от процессов в гальваническом элементе является отсутствие внешней цепи, образуются короткозамкнутые гальванические элементы.

Если окислителем (деполяризатором) являются ионы H^+ , коррозия протекает с водородной деполяризацией по схеме



С водородной деполяризацией корродируют металлы высокой химической активности с низкими значениями потенциала.

Если окислителем (деполяризатором) является O_2 , то коррозия протекает с кислородной деполяризацией по схеме



С кислородной деполяризацией корродируют все металлы, за исключением благородных.

Электрохимическое условие самопроизвольного протекания коррозии:

$$E > 0.$$

Скорость электрохимической коррозии зависит от природы, активности металла, характера коррозионной среды (pH), наличия активаторов (O_2 , Cl^-) и ингибиторов (оксидные пленки) коррозии, природы катодных участков, температуры, природы вторичных продуктов коррозии.

В кислых средах вторичные продукты коррозии хорошо растворимы, что способствует увеличению скорости коррозии. В щелочной и нейтральной средах могут образовываться основные гидроксиды, например $Fe(OH)_2$ или $Fe(OH)_3$, которые труднорастворимы в указанных условиях и частично тормозят коррозию. Поэтому для металлов, образующих такие соединения, более опасной является кислая среда.

Для амфотерных металлов (Al , Zn , Cr , Sn и др.) опасна как кислая, так и щелочная среда, т. к. их гидроксиды хорошо растворимы в кислой и щелочной средах и нерастворимы только в нейтральной среде.

Скорость коррозии с выделением водорода (водородная деполяризация) уменьшается при понижении температуры, увеличении pH , очистке металлов от примесей, катализирующих выделение водорода (Pt , Co , Ni и др.).

Скорость коррозии с поглощением кислорода (кислородная деполяризация) снижается при уменьшении концентрации O_2 (введение восстановителя в раствор или снижение давления кислорода над раствором).

Основные методы защиты металлов от коррозии можно разделить на несколько групп.

1. Изменение природы самого металла (легирование металлами и неметаллами, повышающими коррозионную стойкость; создание специальных антикоррозионных сплавов).

2. Изменение состава коррозионной среды: деаэрация (удаление) кислорода и других активаторов коррозии (Cl^- , H^+ , OH^- и др.); введение ингибиторов коррозии.

3. Создание защитных покрытий на поверхности металлов:

а) окраска, покрытие специальными лаками и эмалями;

б) химические покрытия – неорганические поверхностные пленки различного состава, создаваемые путем оксидирования, фосфатирования, хроматирования и др.;

в) металлические покрытия (анодные и катодные).

Анодные покрытия – покрытия металлами, потенциалы которых имеют более отрицательные значения, чем металл защищаемого изделия ($\varphi_{\text{покр}} < \varphi_{\text{Me}}$). Наиболее надежный вид покрытия, т. к. при нарушении его целостности возникает гальванический элемент, в котором корродирует само покрытие, являясь анодом. Основной (защищаемый) металл разрушаться не будет, т. к. начнет выполнять роль катода, и на нем будут идти восстановительные процессы.

Катодные покрытия – покрытия металлами, потенциалы которых имеют более положительные значения по отношению к металлу защищаемого изделия ($\varphi_{\text{покр}} > \varphi_{\text{Me}}$). Этот вид покрытия сохраняет свою защитную функцию только в случае бездефектности покрытия. При повреждении такого покрытия в образующемся коррозионном элементе анодом будет металл изделия, что приведет к его разрушению.

4. Электрохимическая защита (протекторная и катодная) наиболее эффективна против почвенной коррозии, коррозии в агрессивных химических средах, морской воде. Защита от коррозии достигается тем, что защищаемая конструкция становится катодом в электрохимической системе.

Протекторная защита заключается в создании макрогальванической пары, в которой защищаемая установка играет роль катода, анодному разрушению подвергается вспомогательный электрод (протектор) – выполненный из более активного металла или сплав.

Катодная защита (электрозащита) по своей сути сводится к процессу электролиза водного раствора электролита (подземные почвенные воды, морская вода), в котором эксплуатируется защищаемая конструкция (подземные трубопроводы, водные резервуары, кабели, корпус судна, морские трубопроводы и т. д.). Защищаемую конструкцию подсоединяют к отрицательному полюсу внешнего источника тока (катод),

а другой металл (любой по активности, обычно металлолом) – к положительному полюсу (анод). При этом в образующейся электролизной системе разрушению (окислению) подвергается вспомогательный электрод, на защищаемом сооружении протекают восстановительные процессы согласно правилам электролиза.

4.2 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

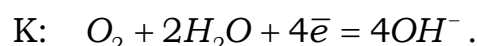
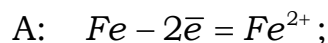
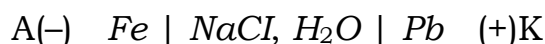
Задача 1

Железо и свинец находятся в водном растворе $NaCl$ ($pH = 7$), контактирующем с воздухом. Определите характер процессов, протекающих при возникновении контакта между этими металлами. Оцените термодинамическую возможность коррозии в указанных условиях.

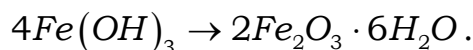
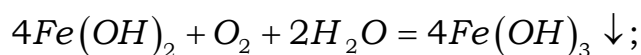
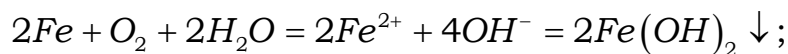
Решение

При наличии контакта между Fe и Pb в среде электролита возникает короткозамкнутый гальванический элемент. Так как железо более активный металл, чем свинец ($\varphi_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ В} < \varphi_{Pb^{2+}/Pb} = -0,126 \text{ В}$), то в образующейся гальванопаре анодом будет железо, а катодом – свинец. В результате в месте контакта железо разрушается (процесс окисления), а на свинце происходит процесс восстановления окислителя среды. Характер этого процесса определяется составом электролита. Так как в данном случае электролит, раствор $NaCl$, является нейтральным ($pH = 7$) и контактирует с воздухом (O_2), то на катоде протекает восстановление O_2 (кислородная деполяризация) в нейтральной среде.

Схема возникающего гальванического элемента и уравнения процессов коррозии запишутся в виде



Суммируя анодный и катодный процессы, получаем окислительно-восстановительную реакцию, протекание которой обуславливает коррозию:



Потенциалы анодного и катодного процессов соответственно равны

$$\varphi_a = \varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44 \text{ В};$$

$$\varphi_k = \varphi_{O_2/4OH^-} = 1,23 - 0,059 \cdot pH = 1,23 - 0,059 \cdot 7 = 0,82 \text{ В}.$$

ЭДС протекающего процесса $E = \varphi_k - \varphi_a = 0,82 - (-0,44) = 1,26 \text{ В}$.

Из чего следует $\Delta G = -n \cdot F \cdot E = -2 \cdot 96\,500 \cdot 1,26 = -243,18 \text{ кДж}$.

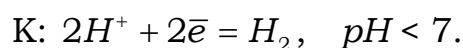
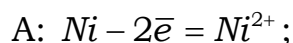
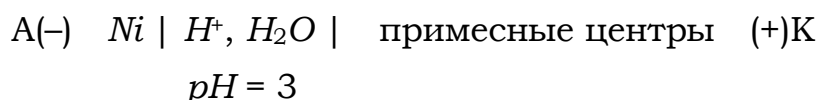
Так как $\Delta G < 0$, то коррозия железа с кислородной деполяризацией в указанных условиях термодинамически возможна.

Задача 2

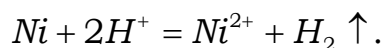
С какой деполяризацией протекает коррозия никеля в растворе электролита с $pH = 3$ и $C_{Ni^{2+}} = 10^{-4}$ моль/л (давление и температура стандартные)? Приведите уравнения процессов коррозии. Подтвердите ответ расчетом.

Решение

Предположим, что эксплуатируется технический никель, т. е. содержащий примеси. Схема возникающего гальванического элемента и уравнения процессов коррозии запишутся в виде



Запишем суммарное уравнение процесса электрохимической коррозии:



Рассчитаем значения электродных потенциалов анодного и катодного процессов. Так как по условию задачи $C_{Ni^{2+}} = 10^{-4}$ моль/л, т. е. отлична от стандартной, давление и температура отвечают стандартным условиям, расчет электродного потенциала анодного процесса выполняется по уравнению Нернста:

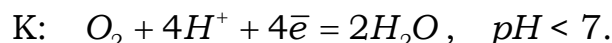
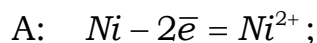
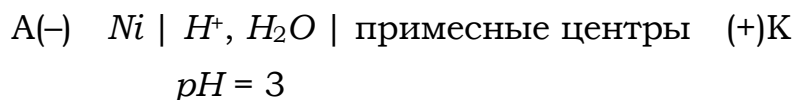
$$\varphi_{Ni^{2+}/Ni} = \varphi_{Ni^{2+}/Ni}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-4} = -0,25 - 0,118 = -0,368 \text{ В.}$$

Потенциал катодного процесса $\varphi_{2H^+/H_2} = -0,059 pH = -0,059 \cdot 3 = -0,177 \text{ В.}$

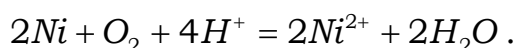
ЭДС процесса коррозии $E = \varphi_k - \varphi_a = -0,177 - (-0,368) = 0,191 \text{ В.}$

$E > 0$, коррозия никеля с водородной деполяризацией возможна.

Запишем уравнения процессов, протекающих при коррозии никеля с кислородной деполяризацией:



Суммарное уравнение процесса электрохимической коррозии будет иметь следующий вид:



Значения электродных потенциалов анодного и катодного процессов соответственно равны

$$\varphi_{Ni^{2+}/Ni} = -0,368 \text{ В};$$

$$\varphi_{O_2/2H_2O} = 1,23 - 0,059 \cdot pH = 1,23 - 0,059 \cdot 3 = 1,053 \text{ В};$$

$$E = \varphi_k - \varphi_a = 1,053 - (-0,368) = 1,421 \text{ В}.$$

В данном случае величина ЭДС больше, чем в случае водородной деполяризации, поэтому коррозия никеля в указанных условиях более вероятна с кислородной деполяризацией и протекает с большей скоростью.

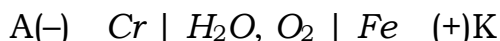
Задача 3

Железное изделие покрыто хромом. Установите вид покрытия (анодное или катодное). Составьте электронно-ионные уравнения процессов коррозии, происходящих при нарушении целостности покрытия: а) во влажном воздухе (H_2O , O_2); б) в растворе соляной кислоты. Предложите покрытие другого вида для железа.

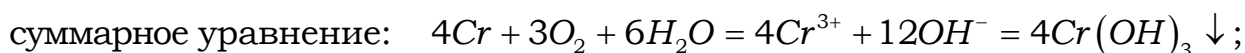
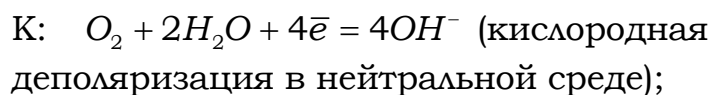
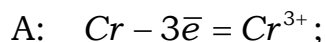
Решение

При нарушении покрытия в месте контакта металлов различной физико-химической природы возникает короткозамкнутый гальванический элемент. Из сравнения значений электродных потенциалов железа и хрома ($\varphi_{Cr^{3+}/Cr}^0 = -0,744 \text{ В} < \varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44 \text{ В}$) и с учетом состава коррозионной среды схемы образующихся гальванических элементов и уравнения коррозионных процессов будут иметь следующий вид:

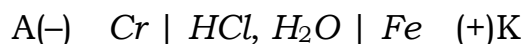
а) в атмосферных условиях:



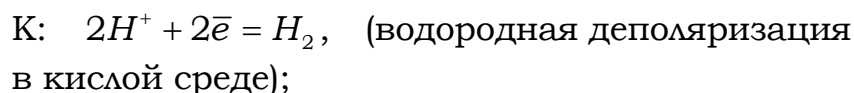
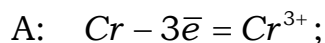
$$pH = 7$$



б) в растворе соляной кислоты:

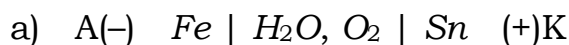


$$pH < 7$$

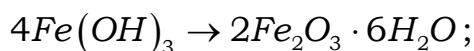
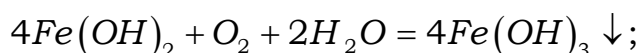
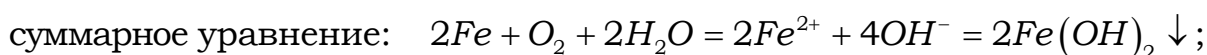
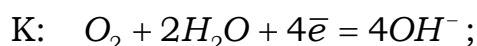
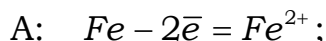


Так как электродный потенциал хрома имеет меньшее значение, чем потенциал железа, то хром в указанных условиях выполняет роль анода. Следовательно, покрытие из хрома на поверхности железа анодное.

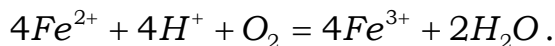
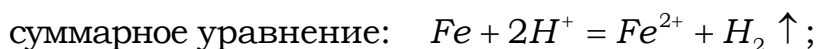
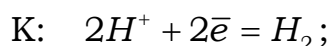
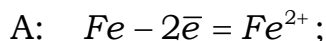
В качестве катодного покрытия для железа можно использовать металл, электродный потенциал которого имеет большее значение, чем потенциал железа, например олово ($\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,136 \text{ В}$). В этом случае при нарушении целостности покрытия в возникающем гальваническом элементе анодом будет железо, а катодом – олово:



$$pH = 7$$



$$pH < 7$$



Так как в данном случае при нарушении покрытия олово становится катодом, покрытие из олова – катодное по отношению к железу.

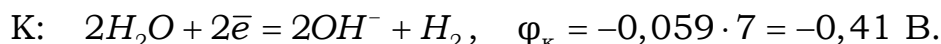
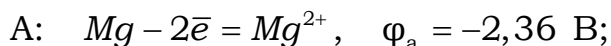
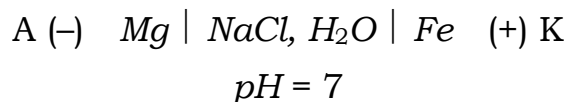
Задача 4

Составьте схему протекторной защиты стального (*Fe*) оборудования в условиях хорошо проводящей среды, например раствора *NaCl* (без доступа O_2). Напишите уравнения электродных реакций и рассчитайте, на сколько уменьшится масса протектора, если на катоде восстановится 1,12 л H_2 .

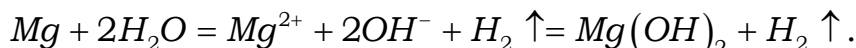
Решение

Суть протекторной защиты состоит в использовании вспомогательного электрода из металла значительно активнее, чем металл защищаемой конструкции. Вследствие их контакта создается макрогальванический элемент, роль анода в котором выполняет протектор. В качестве протектора для стального оборудования в условиях нейтрального раствора *NaCl* ($pH = 7$) при отсутствии растворенного O_2 можно использовать *Mg* ($\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,36 \text{ В}$; $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$).

Схема образующегося гальванического элемента будет иметь следующий вид:



Суммируя анодный и катодный процессы, получаем окислительно-восстановительную реакцию, протекание которой обуславливает защиту стальной конструкции от коррозии:



Рассчитаем, на сколько уменьшилась масса протектора (Mg) при растворении анода, если известно, что на катоде при этом восстановилось $1,12 \text{ л } H_2$, т. е. $n_{\ominus} = \frac{V}{V_{\ominus}} = \frac{1,12}{11,2} = 0,1$ моль эквивалентов ($V_{\ominus(H_2)}^0 = 11,2 \text{ л}$). Следовательно, в соответствии с уравнением (3.6) на аноде окислится $0,1$ моль эквивалентов Mg , т. е. $1,2 \text{ г}$ ($\mathcal{E}_{Mg} = \frac{24}{2} = 12 \text{ г/моль}$).

Задача 5

Составьте схему катодной защиты (электрозащиты) стальной конструкции в условиях ее эксплуатации в грунтовых водах почвы ($pH = 7$).

Решение

Суть катодной защиты или электрозащиты состоит в присоединении защищаемой конструкции к отрицательному полюсу внешнего источника тока, к положительному подключается вспомогательный электрод: а) металлический лом (активный электрод); б) графитовый стержень (инертный электрод).

Составим схемы созданных при этом электролизных систем и уравнения анодно-катодных процессов в обоих случаях:

а)	$K(-) \quad Fe$ K^+, H_2O	H_2O, KNO_3 $pH = 7$	$Fe \text{ (лом)} \quad (+)A$ H_2O, NO_3^-
	$2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$		$Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$
Суммарное уравнение электролиза	$Fe + 2H_2O = Fe^{2+} + 2OH^- + H_2 \uparrow = Fe(OH)_2 + H_2 \uparrow;$ $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3 \downarrow;$ $4Fe(OH)_3 \rightarrow 2Fe_2O_3 \cdot 6H_2O;$		

б)	$K(-) \quad Fe$ K^+, H_2O	H_2O, KNO_3 $pH = 7$	$C_{(графит)} \quad (+)A$ H_2O, NO_3^-
×2	$2H_2O + 2\bar{e} = H_2 \uparrow + 2OH^-$ <small>катод раствор</small>		$2H_2O - 4\bar{e} = O_2 \uparrow + 4H^+$ <small>анод раствор</small>
Суммарное уравнение электролиза		$6H_2O = 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow + 4OH^- + 4H^+$ $2H_2O = 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$	

4.3 ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

4.3.1 Варианты индивидуальных заданий I уровня сложности

Вариант 1

1. Что называют коррозией металлов? Какие различают виды коррозии и к каким из них относится газовая коррозия?

2. Две железные пластинки покрасили в серебристый цвет: одну краской с алюминиевой пудрой, а другую – с цинковой. При испытаниях в атмосферных условиях на коррозионную устойчивость выяснилось, что краска с цинковой пудрой – лучше. Почему? Ответ подтвердите соответствующими схемами, уравнениями коррозионных процессов и расчетами.

Вариант 2

1. В какой среде будет более активно корродировать железо: в воде, не содержащей растворенного кислорода, или в масле, насыщенном кислородом? Приведите обоснованный ответ.

2. Как происходит атмосферная (H_2O , O_2) коррозия луженого никеля и луженой меди при повреждении покрытия? Укажите в каждом случае вид покрытия. Какое из них является более надежным? Почему? Ответ подтвердите соответствующими схемами, уравнениями коррозионных процессов и расчетами.

Вариант 3

1. К какому виду коррозии относится образование на поверхности меди ее оксида при нагревании и ржавчины на железе в условиях влажной атмосферы?

2. Определите электрохимическую и термодинамическую возможность коррозии цинка при доступе кислорода в электролите с концентрацией ионов Zn^{2+} , равной 0,01 моль/л, и $pH = 6$. Объясните возможную причину образования коррозионной пары.

Вариант 4

1. Одинаково ли отношение к коррозии технического и химически чистого металла? Чем вызывается коррозия обычной стали?

2. При контакте каких металлов – Cu/Al или Al/Fe – коррозия протекает более интенсивно? Почему? Составьте схемы коррозионных элементов и уравнения процессов при коррозии в кислой среде.

Вариант 5

1. Если на стальной предмет нанести каплю воды, то после высыхания капли в ее центре появляется пятно ржавчины. Чем можно это объяснить? Какой участок металла, находящийся под каплей воды, является анодным, а какой – катодным? Составьте уравнения соответствующих процессов.

2. Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний или хром? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Каков состав продуктов коррозии?

Вариант 6

1. Определите электрохимическую и термодинамическую возможность коррозии кобальта при доступе кислорода в электролите с концентрацией ионов Co^{2+} , равной 0,01 моль/л, и $pH = 5$.

2. Коррозию железа предотвращают: а) окраской; б) нанесением слоя цинка; в) нанесением слоя олова. В чем различие действий, оказываемых этими материалами? Приведите обоснованные ответы.

Вариант 7

1. Почему разрушение металла, происходящее в природных условиях – на воздухе, во влажном грунте и воде – называют электрохимической коррозией? Назовите основные составляющие образующихся электрохимических систем.

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

Вариант 8

1. Если гвоздь вбить во влажное дерево, то ржавчиной покрывается та его часть, которая находится внутри дерева. Чем это можно объяснить?

2. В каком случае скорость коррозии больше: 1) при нарушении никелевого покрытия на железе; 2) при нарушении оловянного покрытия на железе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов в кислой среде.

Вариант 9

1. Отверстия в медном самоваре и железном котелке запаяли оловом. Через некоторое время котелок прохудился, а самовар – нет. Почему? Ответ обоснуйте, составив уравнения соответствующих процессов.

2. Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии стальной обшивки корпуса судна: цинк, магний или хром? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Каков состав продуктов коррозии?

Вариант 10

1. По величине и знаку изменения свободной энергии Гиббса определите, какой из металлов (Cu , Mg) будет корродировать во влажном воздухе при 25 °С по уравнению



2. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие: анодное или катодное? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии изделия при нарушении целостности покрытия во влажном воздухе и кислоте.

Вариант 11

1. Определите термодинамическую возможность коррозии никеля с водородной деполяризацией в растворах электролитов, pH которых равны: а) 3; б) 7; в) 12. Приведите схемы, уравнения электрохимических процессов коррозии и расчеты.

2. Приведите пример протекторной защиты стального оборудования в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

Вариант 12

1. Какой металл подвергается электрохимической коррозии, если железо содержит микровключения Mg , Cd или Ni ? Приведите обоснованные ответы.

2. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие: анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

Вариант 13

1. С одинаковой ли скоростью будет покрываться железный предмет ржавчиной в пресной и морской воде? Приведите обоснованные ответы.

2. В каком случае скорость коррозии больше: 1) при нарушении цинкового покрытия на железе; 2) при нарушении никелевого покрытия на железе? Составьте уравнения анодного и катодного процессов в кислой среде.

Вариант 14

1. Совпадает ли сравнительная оценка способности к коррозии железа и алюминия по значению их стандартных электродных потенциалов и по их поведению в контакте с водой? Приведите обоснованные ответы.

2. Для защиты от коррозии используют протекторную и катодную защиту. Объясните, чем определяется выбор металла для протектора в первом случае и какова роль электрического тока от внешнего источника во втором. Приведите обоснованные ответы.

Вариант 15

1. Цинковую и железную пластинки опустили в раствор сульфата меди. Составьте электронные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих на каждой из этих пластинок.

2. Какие металлы можно использовать для катодного и анодного покрытий для изделий из хрома? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении катодного покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте.

Вариант 16

1. Какие из перечисленных металлов: *Ag, Pb, Fe, Cu, Pt* будут подвергаться коррозии в кислой и в нейтральной средах? Ответ обоснуйте.

2. Коррозию железных изделий предотвращают следующими способами: а) окраской; б) нанесением слоя цинка; в) нанесением слоя никеля. В чем различие действий, оказываемых этими материалами? Приведите обоснованные ответы.

Вариант 17

1. Для придания красивого внешнего вида и защиты от коррозии изделие из железа обычно покрывают цинком, оловом, хромом, кадмием, никелем. Какое покрытие наиболее надежно защищает железо от коррозии? Расположите металлы в порядке убывания защитного эффекта.

2. Подберите катодное покрытие для меди. Напишите уравнения процессов, происходящих при нарушении этого покрытия в атмосферных условиях (H_2O , O_2), покажите расчетом возможность протекания коррозии.

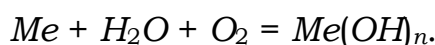
Вариант 18

1. При контакте каких металлов – *Cu/Zn* или *Zn/Fe* – коррозия протекает более интенсивно? Почему? Составьте схемы коррозионных элементов и электронные уравнения процессов при коррозии в кислой среде.

2. Какие металлы можно использовать для катодного и анодного покрытий для изделий из хрома? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении анодного покрытия во влажном воздухе.

Вариант 19

1. По величине и знаку энергии Гиббса определите, какие из приведенных металлов (*Cr, Au*) будут корродировать во влажном воздухе по уравнению



2. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие: анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

Вариант 20

1. Рассчитайте, будет ли корродировать кобальт с водородной депполяризацией при $pH=10$, если парциальное давление водорода равно 1.

2. Алюминиевый бак заклепан стальными заклепками. Как будет протекать коррозия, если бак заполнить раствором *KOH*? Ответ подтвердите

соответствующими схемами, уравнениями коррозионных процессов и расчетами.

Вариант 21

1. Объясните, почему железо не подвергается коррозии в концентрированной серной кислоте. На основании схем коррозионных гальванических элементов, уравнений анодно-катодных процессов и расчета величин E определите, в каких условиях коррозия железа протекает более интенсивно: а) H_2SO_4 ($pH = 5$); б) H_2O , O_2 ($pH = 7$).

2. Какие из антикоррозионных покрытий для железных изделий являются катодными: а) Cd ; б) Ni ; в) Cu ; г) Cr ? Поясните ответ и подтвердите его схемами и уравнениями процессов, протекающих при повреждении данных покрытий в кислой среде с доступом O_2 .

Вариант 22

1. Определите, возможна ли электрохимическая коррозия изделия из сплава $Cu - Ni$ в растворе HCl ($pH = 5$): а) без доступа O_2 ; б) при контакте с воздухом. Составьте схему коррозионного гальванического элемента, уравнения электродных реакций и суммарного уравнения процесса коррозии.

2. Приведите пример анодного покрытия для никеля. Поясните ответ и приведите схему гальванического элемента, возникающего при нарушении покрытия в растворе хлорида натрия; напишите уравнения возможных анодно-катодных процессов.

Вариант 23

1. Деталь из кадмия, частично покрытая оловом, находится в растворе H_2SO_4 ($pH = 2$). Какой металл подвергается коррозии и как изменится его масса, если в результате коррозионного процесса выделится 2,24 л H_2 ? Приведите схему возникающего гальванического элемента и уравнения протекающих при коррозии реакций.

2. В чем заключается и в каких случаях применяется метод катодной защиты металлов от коррозии? Приведите схему такой защиты кадмия в среде электролита, содержащего H_2O и ионы K^+ , Na^+ , SO_4^{2-} , I^- .

Вариант 24

1. Какой из металлов подвергается коррозии при контакте: а) хрома и меди; б) свинца и кобальта в среде электролита с $pH = 2$ при свободном доступе кислорода? Подтвердите ответ схемами коррозионных гальванических элементов и уравнениями электродных реакций. На основании расчета величин E определите, в каком из рассмотренных случаев коррозия протекает более интенсивно.

2. Составьте схему электрохимической системы, возникающей при протекторной защите стального трубопровода, находящегося во влажной почве. Объясните принцип выбора протектора и напишите уравнения возможных катодных процессов.

Вариант 25

1. В присутствии какой примеси (массовая доля более 0,1 %) разрушение цинка в 0,05 М растворе H_2SO_4 характеризуется наибольшей скоростью: а) Fe ; б) Ni ; в) Cu ; г) Mn ? Составьте схему коррозионного гальванического элемента, уравнения электродных реакций. Вычислите E элемента и ΔG суммарного процесса коррозии ($T = 298$ К). Что показывают данные величины?

2. К какому виду антикоррозионных покрытий относятся покрытия из меди: а) на поверхности железа; б) на поверхности серебра? Приведите схемы гальванических систем, возникающих при повреждении данных покрытий в атмосферных условиях (H_2O , O_2).

Вариант 26

1. Объясните, почему свинец не разрушается в разбавленной серной кислоте. Определите, с какой деполяризацией (водородной или кислородной) происходит коррозия свинца в растворе HCl ($pH = 5$). Приведите схему коррозионного гальванического элемента, уравнения электродных процессов и суммарной реакции.

2. Какой из металлов можно использовать в качестве протектора для защиты свинцового оборудования в щелочной среде при доступе O_2 : а) K ; б) Sn ; в) Mg ; г) Ag ? Поясните ответ и приведите схему возникающего гальванического элемента, уравнения анодно-катодных процессов.

Вариант 27

1. Изделие из серебра находится в среде электролита при свободном доступе O_2 : H_2O , H^+ ($pH = 2$). На основании уравнений предполагаемых процессов и расчета оцените возможность коррозии изделия в данных условиях. Чему равна сила коррозионного тока, если за 2 ч поглотилось 56 мл кислорода?

2. Две стальные детали, одна из которых покрыта никелем, а другая – серебром, находятся в атмосферных условиях (H_2O , O_2). На какой из деталей при повреждении покрытия быстрее появится ржавчина? Укажите вид данных защитных покрытий. Поясните ответ и приведите схемы коррозионных гальванических элементов, уравнения анодно-катодных процессов и суммарной реакции.

Вариант 28

1. Определите, возможна ли коррозия меди в растворе HCl ($pH = 4$): а) без доступа O_2 ; б) с доступом O_2 . Ответ подтвердите схемами коррозионных гальванических элементов, уравнениями электродных реакций и расчетом.

2. Какие из антикоррозионных покрытий для медных изделий являются анодными: а) Ag ; б) Sn ; в) Co ; г) Pd ? Поясните ответ и подтвердите его схемами и уравнениями процессов, протекающих при повреждении данных покрытий в атмосферных условиях (H_2O , O_2).

Вариант 29

1. Определите, с какой деполяризацией (водородной или кислородной) происходит коррозия изделий из сталей (железа) в среде электролита с $pH = 12$. Подтвердите ответ уравнениями анодно-катодных реакций и суммарных процессов коррозии.

2. Изделия из свинца и железа находятся в растворе хлорида натрия и подсоединены к внешнему источнику постоянного тока: свинцовое изделие – к отрицательному полюсу, а железное – к положительному. Какая из деталей защищается от коррозии? Укажите вид защиты и составьте схему созданной электрохимической системы.

Вариант 30

1. Определите, возможна ли коррозия кадмия в растворе H_2SO_4 ($pH = 4$). Ответ подтвердите схемой коррозионного гальванического элемента, уравнениями анодно-катодных процессов и расчетом. Как повлияет присутствие кислорода на характер процессов и скорость коррозии?

2. Какие металлы можно использовать в качестве катодных покрытий для кадмия? Поясните ответ; приведите пример такого покрытия и уравнения коррозионных процессов, протекающих при повреждении покрытия в электролите, содержащем H_2O , $NaCl$ и O_2 .

4.3.2 Варианты индивидуальных заданий II уровня сложности

Вариант 1

1. В соляную кислоту опущены две стальные пружины: одна – в свободном состоянии, а другая – сжата и зафиксирована в таком положении. Какая пружина корродирует быстрее? Что изменится, если нитку заменить на медную проволоку?

2. При работе гальванопары, образовавшейся в результате механического повреждения луженого железа, за 1,5 мин образовалось 0,125 г $Fe(OH)_2$. Вычислите объем кислорода, израсходованный на получение $Fe(OH)_2$. Сколько электричества протекло по цепи гальванического элемента за это время? Ответ поясните схемами и уравнениями соответствующих процессов.

Вариант 2

1. На железную пластинку нанесли три капли раствора с равной концентрацией HCl , $NaCl$ и $NaOH$. Под какой каплей коррозия будет протекать быстрее всего, а под какой – медленнее? Почему? Ответ поясните схемами и уравнениями соответствующих процессов.

2. Подберите анодное покрытие для меди и приведите схему его получения (электролиз). Напишите уравнения процессов, происходящих при нарушении этого покрытия в атмосферных условиях (H_2O , O_2), установите, с какой деполяризацией процесс коррозии наиболее вероятен. Ответ поясните соответствующими расчетами.

Вариант 3

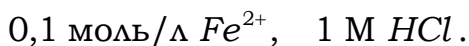
1. Олово спаяно с серебром. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадет в щелочную среду? Ответ дайте на основании расчета ЭДС и ΔG_{298}^0 образующегося гальванического элемента, pH среды равен 10.

2. При нарушении целостности поверхностного слоя медного покрытия на алюминии, находящегося в среде электролита ($pH = 2$), будет идти коррозия вследствие работы гальванопары. За 45 с работы этой гальванопары на катоде выделилось 0,09 л водорода, измеренного при н.у. Какая масса алюминия растворилась за это время и какую силу тока дает эта гальванопара? Ответ поясните схемами и уравнениями соответствующих процессов.

Вариант 4

1. Две стальные бочки заполнены: одна – насыщенным кислородом керосином, вторая – водой. Какие виды коррозии наблюдаются в каждом случае? Какая бочка быстрее прокорродирует? Почему? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. При механическом повреждении кадмиевого покрытия на железной детали образуется гальванопара в среде следующего состава:



Определите, как изменится ЭДС короткозамкнутого гальванического элемента из-за концентрационной поляризации железного анода и перенапряжения водорода ($\eta = 0,8 \text{ В}$), если концентрация иона Fe^{2+} возросла до 0,15 моль/л.

Вариант 5

1. Почему железо очень интенсивно корродирует в кислых растворах и слабо корродирует в растворах, pH которых выше 10, а алюминий – наоборот? Ответ поясните схемами и уравнениями соответствующих процессов.

2. При работе гальванического элемента, образовавшегося при коррозии алюминия, который находится в контакте с хромом во влажной атмосфере, за 1 мин 20 с его работы на катоде восстановилось 0,034 л кислорода (н.у.). Определите, на сколько уменьшилась при этом масса анода и чему равна сила тока, протекшего во внешней цепи короткозамкнутого гальванического элемента. Ответ поясните схемами и уравнениями соответствующих процессов.

Вариант 6

1. Коррозионный гальванический элемент, образовавшийся при коррозии хрома, спаянного со свинцом, в растворе кислоты дает ток силой 6 А. Какая масса хрома окислится и сколько литров водорода выделится за 53 с работы этого элемента? Запишите электрохимическую схему этого элемента.

2. Подберите анодное покрытие для кобальта и приведите схему его получения (электролиз). Напишите уравнения процессов, происходящих при нарушении этого покрытия в атмосферных условиях (H_2O , O_2), установите, с какой деполяризацией процесс коррозии наиболее вероятен. Ответ поясните соответствующими расчетами.

Вариант 7

1. При работе гальванического элемента, образовавшегося при коррозии алюминия, находящегося в контакте с железом в среде влажного воздуха, за 1 ч работы на катоде восстановился кислород объемом 0,025 л. Определите, на какую величину уменьшилась масса алюминиевого электрода, чему была равна сила тока в цепи гальванического элемента.

2. Составьте схему катодной защиты стальной конструкции в растворе H_2SO_4 с $pH = 4$ при доступе кислорода и схему коррозионного разрушения данной конструкции в указанных условиях. Почему железо не корродирует в концентрированной серной кислоте?

Вариант 8

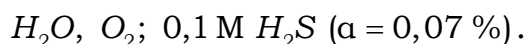
1. С какой деполяризацией протекает коррозия кадмия (Cd) в 0,01 М растворе H_2SO_4 ? Приведите схемы и уравнения коррозионных процессов, соответствующие расчеты.

2. При нарушении поверхностного слоя цинкового покрытия на железе идет процесс коррозии вследствие работы гальванического коррозионного элемента. За 48 с работы этого элемента прошло 550 Кл электричества. Определите массу цинка, растворившегося при этом, и объем выделившегося водорода. К какому типу относится цинковое покрытие?

Вариант 9

1. Железный гвоздь поместили в разбавленный раствор серной кислоты, в результате началось выделение пузырьков газа с поверхности. После добавления сульфата меди газ стал выделяться быстрее, а после добавления фосфорной кислоты выделение газа прекратилось. Объясните наблюдаемое явление.

2. Никель находится в контакте с золотом во влажном воздухе, насыщенном сероводородом:



Коррозия никеля происходит вследствие работы гальванопары. ЭДС этого гальванического элемента равна 0,285 В. Определите, как изменится ЭДС гальванического элемента при его работе, если концентрация ионов Ni^{2+} возрастет до 0,25 моль/л, а перенапряжение выделения водорода на золоте равно 0,15 В.

Вариант 10

1. Две стальные пластины находятся соответственно в 1 М и 0,01 М растворах $FeSO_4$, содержащих растворенный кислород. В каком случае коррозия железа протекает с большей скоростью? Приведите схемы электрохимических процессов и расчеты.

2. Пароводяная коррозия, протекающая в стальных паронагревателях, сопровождается выделением водорода, который уносится с паром. Какое количество железа разрушится в течение месяца в котле паропроизводительностью 15 т/ч, если содержание водорода в паре составляет 0,1 мг/кг. Приведите схемы электрохимических процессов и расчеты.

Вариант 11

1. Определите термодинамическую возможность коррозии свинцового кабеля в условиях кислой почвы ($pH = 5$) с водородной и кислородной деполяризацией. Ответ обоснуйте приведением уравнений анодно-катодных процессов и расчетами. Укажите природу катодных участков и продуктов коррозии.

2. Приведите электрохимическую систему протекторной и электрозащиты стальной конструкции в условиях нейтральной почвы (O_2 , H_2O). Ответ обоснуйте приведением уравнений соответствующих процессов.

Вариант 12

1. Определите термодинамическую возможность коррозии изделий из олова с водородной деполяризацией в среде с $pH = 3$, а также в нейтральной среде при свободном доступе O_2 . Ответ обоснуйте расчетами и уравнениями анодно-катодных процессов. Укажите природу катодных участков.

2. Гальванический элемент, образовавшийся при коррозии хрома, спаянного со свинцом, дает ток силой 6 А. Какая масса хрома окислится и сколько литров водорода выделится за 55 с работы этого элемента? Приведите схемы и уравнения коррозионных процессов, соответствующие расчеты.

Вариант 13

1. Определите термодинамическую возможность коррозии медного изделия с водородной деполяризацией в растворе ($pH = 2$) и в условиях влажной атмосферы (O_2 , H_2O). В каком случае и на сколько уменьшится масса изделия, если возникает ток силой 7,5 А за 2 ч?

2. Приведите пример катодных покрытий для медных и стальных изделий. Приведите уравнения электрохимических процессов, возникающих при нарушении целостности покрытий в условиях кислой среды ($pH = 2$) и свободном доступе кислорода. Укажите природу вторичных продуктов коррозии и их влияние на скорость коррозии.

Вариант 14

1. С какой деполяризацией (водородной или кислородной) корродируют изделия из олова в кислой среде ($pH = 3$)? В каком случае и как изменится масса изделия и сколько поглотится газа (по объему, н.у.), если при этом возникает ток силой 5 А в течение 1 ч? Приведите уравнения первичных и вторичных процессов коррозии.

2. Приведите схему и уравнения процессов при катодной защите стального оборудования в щелочной почве ($pH = 10$) для двух случаев:

а) анод растворимый; б) анод инертный. В каких случаях используют такого рода защиту?

Вариант 15

1. Масса медного изделия, находящегося в условиях влажной атмосферы (O_2 , H_2O), уменьшилась за 3 ч на 9,6 г. Определите силу тока, возникающую при этом, и количество (по объему, н.у.) поглощенного кислорода. Составьте электрохимическую систему и уравнения первичных и вторичных процессов коррозии. Что изменится при полной деаэрации кислорода из коррозионной среды?

2. Никелированное и оцинкованное стальные изделия находятся в растворе хлорида натрия при свободном доступе O_2 . В каком случае при добавлении $K_3[Fe(CN)_6]$ появится синее окрашивание? Ответ обоснуйте схемами и уравнениями процессов. Какое из этих покрытий более надежно?

Вариант 16

1. При атмосферной коррозии железа за 1,5 мин образовалось 0,18 г $Fe(OH)_2$. Вычислите объем O_2 (н.у.), поглощенного при коррозии, и количество электричества, прошедшего при этом через систему. Запишите уравнения первичных (анодно-катодных) и вторичных процессов.

2. Объясните сущность катодной защиты и катодных покрытий. В каких случаях они применяются? Приведите конкретные примеры, составив электрохимические системы и уравнения анодно-катодных процессов.

Вариант 17

1. Алюминий находится в контакте с цинком в условиях щелочной среды ($pH = 10$) и свободном доступе O_2 . Запишите уравнения процессов электрохимической коррозии и рассчитайте, на сколько (по массе) уменьшится масса анода, если за 2 ч поглотилось 0,306 л O_2 (н.у.). Чему равна сила тока? Почему для изделий из алюминия менее опасна нейтральная среда, чем кислая и щелочная?

2. Объясните сущность протекторной защиты. В каких случаях она применяется? Приведите конкретные примеры. Выбор коррозионной среды произвольный. Составьте электрохимическую систему и уравнения анодно-катодных процессов.

Вариант 18

1. Объясните термодинамическую устойчивость меди в кислой среде ($pH = 2$) без доступа кислорода и неустойчивость ее в случае растворенного в электролите O_2 . Ответ подтвердите приведением соответствующих реакций и расчетами. Какова функция примесных центров и их активность относительно меди?

2. Приведите схему для создания катодного покрытия на никелевом изделии и рассмотрите процессы коррозии при его повреждении: а) в растворе H_2SO_4 и деаэрации O_2 ; б) в растворе $NaCl$ и свободном доступе O_2 . Какая среда более опасна и почему?

Вариант 19

1. Рассмотрите процессы гальванокоррозии цинка в условиях: а) кислой среды ($pH = 2$) без доступа O_2 ; б) нейтральной ($pH = 7$) и щелочной ($pH = 10$) с доступом O_2 . Какая среда наиболее опасна для изделий из цинка? Ответ подтвердите расчетами и уравнениями первичных (анодно-катодных) и вторичных процессов.

2. Медь, покрытая оловом (какое это покрытие?), находится в кислой среде ($pH = 0$) без доступа O_2 . Составьте электрохимическую схему и уравнения процессов при нарушении целостности покрытия. Определите, сколько прокорродирует металла и выделится газа (н.у.) за 25 мин, если возникает ток силой 7,5 А.

Вариант 20

1. Алюминий находится в контакте с цинком в условиях щелочной среды ($pH = 10$) и свободном доступе O_2 . Запишите уравнения процессов электрохимической коррозии и рассчитайте, на сколько (по массе) уменьшится масса анода, если за 2 ч поглотилось 0,306 л O_2 (н.у.). Чему равна сила тока?

2. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие? Составьте уравнения процессов коррозии этого изделия при нарушении его целостности во влажном воздухе (H_2O, O_2) и в растворе соляной кислоты ($pH = 2$) без доступа O_2 . Какие продукты коррозии образуются в каждом случае? Какая среда более опасна для таких изделий?

Вариант 21

1. Объясните, чем определяется возможность коррозии металлов с водородной деполяризацией. Какие факторы и как влияют на скорость коррозии с выделением H_2 ? Зависит ли скорость коррозии в данном случае от природы катодных участков гальванических систем? Поясните ответ; подтвердите его схемами, уравнениями реакций и расчетными формулами.

2. Какие металлы можно использовать в качестве анодного покрытия для меди? Чем определяется выбор материала? Составьте и поясните схему создания такого покрытия при помощи электролиза. Вычислите, как изменится масса изделия и в каком случае, если при коррозии в атмосферных условиях поглотилось 112 мл O_2 . Определите количество прошедшего через систему электричества (Кл).

Вариант 22

1. Объясните влияние вторичных продуктов коррозионных процессов на скорость электрохимической коррозии. Приведите конкретные примеры; составьте схемы возникающих гальванических элементов, уравнения электродных реакций и суммарных процессов.

2. Определите электрохимическую и термодинамическую возможность коррозии ($T = 298$ К) изделия, содержащего гальваническую пару $Ni - Cu$, в аэрированном растворе с $pH = 5$ и концентрацией ионов корродирующего металла, равной 0,03 моль/л. Как повлияет на величину E

коррозионного элемента увеличение концентрации ионов в растворе в два раза? Какое явление привело к изменению ЭДС?

Вариант 23

1. Объясните, чем определяется возможность коррозии металлов с кислородной деполяризацией. Какие факторы и как влияют на скорость коррозии с поглощением O_2 ? Влияет ли природа катодных участков на скорость коррозии в данном случае? Поясните ответ; приведите уравнения анодно-катодных процессов и расчетные формулы.

2. Приведите схему кадмирования стального изделия при помощи электролиза. Поясните причины и последовательность происходящих на электродах процессов. Укажите вид покрытия и определите, как изменится масса изделия и в каком случае, если при коррозии в соляной кислоте выделилось 2,8 мл H_2 . При каких значениях pH в данном случае возможна только коррозия с поглощением кислорода?

Вариант 24

1. Определите, возможна ли коррозия изделия из свинца в 0,02 н растворе $Pb(NO_3)_2$ ($T = 298$ К) с водородной и кислородной деполяризацией (при расчете следует учесть характер среды электролита). Составьте схемы коррозионных систем, уравнения анодного и катодных процессов.

2. Приведите схемы электрохимических систем и уравнения реакций, протекающих при протекторной и катодной защите свинцового оборудования в среде электролита с $pH = 10$. Объясните, в чем заключаются данные способы защиты от коррозии, и определите напряжение, необходимое для полной катодной защиты.

Вариант 25

1. Объясните, как влияет присутствие в составе металла примесей (массовая доля менее 0,1 %) на скорость электрохимической коррозии. Какова роль перенапряжения в коррозионных процессах? Составьте схему очистки технического железа от примесей никеля, свинца, цинка, золота и серебра. Поясните причину и последовательность происходящих процессов.

2. Какое изделие и в каком случае подвергается коррозии в аэрированном 0,01 н растворе H_2SO_4 с большей скоростью: а) изделие из никелированного железа; б) изделие из никелированной меди? Подтвердите ответ схемами коррозионных систем, уравнениями протекающих реакций и расчетом. Укажите для каждого случая вид покрытия и определите, как изменится масса изделия за 40 мин при силе коррозионного тока 2 А.

Вариант 26

1. На основании уравнений предполагаемых анодно-катодных процессов и расчета дайте сравнительную оценку возможности коррозии свинца и цинка с водородной и кислородной деполяризацией в соляной

кислоте и в воде. Сделайте вывод о влиянии величины pH на коррозионную устойчивость данных металлов (с учетом их свойств).

2. Какие антикоррозионные защитные покрытия называются анодными, а какие – катодными? Чем определяется их выбор? Предложите анодное покрытие для цинка и катодное для свинца. Приведите схемы систем, возникающих при коррозии, и уравнения реакций, протекающих в растворе с $pH = 9$. Какое количество электричества пройдет через системы, когда разрушится по 0,1 моль металлов?

Вариант 27

1. Определите возможность электрохимической коррозии при 25 °С конструкции, содержащей гальваническую пару $Sn - Cd$ в 0,01 н растворе $CdCl_2$ (с учетом характера среды). Составьте схему коррозионного гальванического элемента и уравнения электродных реакций. Как повлияет на величину E элемента увеличение концентрации раствора в пять раз? Какое явление привело к изменению ЭДС?

2. Предложите способы электрохимической защиты от коррозии изделия из кадмия в условиях влажной почвы, содержащей ионы Na^+ , K^+ , Cl^- , SO_4^{2-} . Поясните ответ и подтвердите его схемами соответствующих электрохимических систем, уравнениями электродных процессов и суммарных реакций.

Вариант 28

1. Объясните, как влияет характер среды (величина pH) на возможность и скорость электрохимической коррозии. Как определить, при каких значениях pH возможна коррозия металла с водородной и кислородной деполяризациями? Приведите уравнения соответствующих процессов и расчетные формулы.

2. Вычислите массу металла, подвергшегося разрушению при коррозии стальной детали, частично покрытой никелем, и силу коррозионного тока, если за 25 мин образовалось 0,01 моль ржавчины. С какой деполяризацией и при каких значениях pH возможны предполагаемые процессы? Составьте схему возникающей электрохимической системы, уравнения электродных процессов и суммарных реакции.

Вариант 29

1. Объясните, почему алюминий не подвергается коррозии в растворе $CuSO_4$ и корродирует в растворе $CuCl_2$. В чем заключается механизм коррозии в данном случае? Укажите последовательность происходящих процессов; составьте схему возникающих коррозионных гальванических элементов и уравнения анодно-катодных реакций, учитывая характер среды.

2. На медном изделии имеется поврежденное покрытие из олова. Изделие находится в растворе H_2SO_4 ($C_m = 0,05 \cdot 10^{-2}$ моль/л) при $T = 298$ К. Концентрация ионов корродирующего металла в растворе равна $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Укажите вид покрытия; рассчитайте E и ΔG элемента. Что показывают данные величины?

Вариант 30

1. Объясните различие в механизме электрохимической коррозии изделия из кадмия, находящегося: а) в 0,01 н растворе H_2SO_4 ; б) в 0,01 М растворе $SnSO_4$ (с учетом характера среды). В каком случае коррозия происходит более интенсивно? Приведите уравнения протекающих реакций и схемы коррозионных систем. Как повлияет на характер и скорость протекающих процессов присутствие в системе O_2 ?

2. Предложите анодные и катодные покрытия для защиты от коррозии изделия, содержащего гальваническую пару $Cd - Zn$ в среде электролита с $pH = 10$. Поясните ответ; составьте схемы электрохимических систем, возникающих при повреждении покрытий, и уравнения электродных реакций. Как изменится масса каждого из изделий за 2 ч при силе коррозионного тока, равной 1 А?

ПРИЛОЖЕНИЕ А
(справочное)

Таблица А.1 – Стандартные электродные потенциалы металлов и некоторых газовых электродов в водных растворах при 298 К

Электрод	Электродные реакции	φ_{298}^0 , В
Li^+ / Li	$Li^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Li$	-3,045
K^+ / K	$K^+ + \bar{e} \rightleftharpoons K$	-2,925
Rb^+ / Rb	$Rb^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Rb$	-2,925
Cs^+ / Cs	$Cs^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Cs$	-2,923
Ca^{2+} / Ca	$Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Ca$	-2,866
Na^+ / Na	$Na^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Na$	-2,714
Mg^{2+} / Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Mg$	-2,363
Al^{3+} / Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Al$	-1,662
Mn^{2+} / Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Mn$	-1,179
Zn^{2+} / Zn	$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Zn$	-0,763
Cr^{3+} / Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Cr$	-0,744
Fe^{2+} / Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Fe$	-0,440
Cd^{2+} / Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cd$	-0,403
Co^{2+} / Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Co$	-0,277
Ni^{2+} / Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Ni$	-0,250
Sn^{2+} / Sn	$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Sn$	-0,136
Pb^{2+} / Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Pb$	-0,126
Fe^{3+} / Fe	$Fe^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Fe$	-0,036
$H^+ / \frac{1}{2}H_2$	$H^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \frac{1}{2} H_2$	0,000
Bi^{3+} / Bi	$Bi^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Bi$	+0,21
Cu^{2+} / Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Cu$	+0,337
Fe^{3+} / Fe^{2+}	$Fe^{3+} + \bar{e} \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0,770
$\frac{1}{2}Hg_2^{2+} / Hg$	$\frac{1}{2}Hg_2^{2+} + \bar{e} \rightleftharpoons Hg$	+0,788
Ag^+ / Ag	$Ag^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Ag$	+0,799
Hg^{2+} / Hg	$Hg^{2+} + 2\bar{e} \rightleftharpoons Hg$	+0,854
$\frac{1}{2}O_2 + H_2O / 2OH^-$	$\frac{1}{2}O_2 + H_2O + 2\bar{e} \rightleftharpoons 2OH^-$	+0,400
Au^{3+} / Au	$Au^{3+} + 3\bar{e} \rightleftharpoons Au$	+1,498
Au^+ / Au	$Au^+ + \bar{e} \rightleftharpoons Au$	+1,69

ЛИТЕРАТУРА

1. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – М. : Высш.шк., 2000.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для вузов / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 2003.
3. Харин, А. Н. Курс химии / А. Н. Харин, Н. А. Катаева, Л. Т. Харина. – М. : Высш. шк., 1983.
4. Фролов, В. В. Химия / В. В. Фролов. – М. : Высш. шк., 1986.
5. Краткий курс физической химии / под ред. С. Н. Кондратьева. – М. : Высш. шк., 1978.
6. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М. : Химия, 1988.
7. Задачи и упражнения по общей химии / под ред. Н. В. Коровина. – М. : Высш. шк., 2006.

Учебное издание

ЗАБЕЛИНА Ирина Анатольевна
МОЛОЧКО Александра Павловна
ПОЗНЯК Александр Анатольевич
ЯСЮКЕВИЧ Людмила Владимировна

ХИМИЯ

ПОСОБИЕ

Редактор *Е. С. Чайковская*
Корректор *Е. И. Герман*
Компьютерная правка, оригинал-макет *М. В. Гуртатовская*

Подписано в печать 01.07.2016. Формат 60x84 1/16. Бумага офсетная. Гарнитура «Таймс».
Отпечатано на ризографе. Усл. печ. л. 6,16. Уч.-изд. л. 6,0. Тираж 300 экз. Заказ 251.

Издатель и полиграфическое исполнение: учреждение образования
«Белорусский государственный университет информатики и радиоэлектроники».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий №1/238 от 24.03.2014,
№2/113 от 07.04.2014, №3/615 от 07.04.2014.
ЛП №02330/264 от 14.04.2014.
220013, Минск, П. Бровка, 6