

ГОУВПО «Воронежский государственный технический  
университет»

Кафедра физики, химии и технологии литейных процессов

**359-2009**

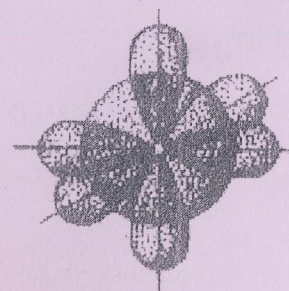
**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ**

для самостоятельной работы и проверки знаний  
(тестирование)

по теме «Общие свойства металлов.

Электрохимические процессы»

для студентов бакалавриата и специальностей  
всех направлений очной и заочной форм  
обучения



Воронеж 2009

Составители: канд. техн. наук В.В. Корнеева,  
канд. техн. наук А.Н. Корнеева,  
д-р техн. наук В.А. Небольсин

УДК 543.3.

Методические указания для самостоятельной работы и проверки знаний (тестирование) по теме «Общие свойства металлов. Электрохимические процессы» для студентов бакалавриата и специальностей всех направлений очной и заочной форм обучения /ГОУВПО «Воронежский государственный технический университет»;  
сост. В.В. Корнеева, А.Н. Корнеева, В.А. Небольсин,  
Воронеж, 2009. 38 с.

Цель методических указаний – оказать помощь студентам в более глубоком усвоении темы «Общие свойства металлов. Электрохимические процессы». Знание этой темы необходимо для понимания физических и химических свойств металлов и их сплавов, создания новых металлических материалов с заданными свойствами, способов их получения и рациональной эксплуатации. Кроме того, преподаватели имеют возможность быстрой проверки усвоения этой темы (тестирование).

Библиогр.: 3 назв.

Рецензент канд. физ.-мат. наук, доц. О.И. Сысоев

Ответственный за выпуск зав. кафедрой д-р физ.-мат. наук, проф. А.А. Щетинин

Печатается по решению редакционно-издательского совета Воронежского государственного технического университета

© ГОУВПО «Воронежский государственный технический университет», 2009

## ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

Металлы составляют 4/5 известных элементов. Это определяет их огромное практическое значение.

Металлы в обычных условиях – твердые тела (кроме ртути). При нагревании до определенной температуры они плавятся. Самая низкая температура плавления у ртути ( $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), самая высокая – у вольфрама ( $3390\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).

Каждый период начинается металлом с относительно низкой температурой плавления, но по мере увеличения порядкового номера элемента в периоде температура плавления растет и достигает максимума в подгруппе хрома. Далее температура плавления снижается и достигает максимума в подгруппах цинка и галлия.

В А-группах (в главных подгруппах) и группе цинка температуры плавления металлов с увеличением порядкового номера элемента снижаются, а в В-группах (побочных подгруппах) – растут. Примерно так же изменяются температуры кипения металлов.

Значение температур плавления и кипения связаны с прочностью кристаллических решеток металлов.

По температуре плавления металлы классифицируются на тугоплавкие с  $T_{\text{пл}}$  выше  $1500\text{ }^{\circ}\text{C}$  и легкоплавкие с  $T_{\text{пл}}$  ниже  $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Плотность металлов изменяется в очень широких пределах: от  $0,53\text{ г/см}^3$  у лития до  $22,5\text{ г/см}^3$  у осмия. По плотности металлы классифицируются на легкие (плотность меньше  $5\text{ г/см}^3$ ) и тяжелые (плотность выше  $5\text{ г/см}^3$ ).

Все металлы в компактном состоянии обладают рядом общих физических свойств. Так, для них характерна высокая отражательная способность в видимой части спектра («металлический» блеск). Все металлы непрозрачны даже в

очень тонких пленках. Металлы полностью отражают радиоволны (на этом основана радиолокация).

Способность металлов испускать электроны под действием электромагнитных волн – фотоэлектрический эффект – объясняется слабостью связи валентных электронов в атомах.

Характерные свойства металлов – высокие тепло- и электропроводность.

Металлы – проводники первого рода. Способность металла проводить электричество обусловлена наличием в их кристаллических решетках свободных электронов, которые при наложении электрического поля получают направленное движение. С повышением температуры электропроводность металлов уменьшается, с понижением температуры – увеличивается, и в области, близкой к абсолютному нулю, у многих металлов наблюдается сверхпроводимость.

Металлы обладают высокой пластичностью, благодаря чему поддаются ковке, прокатке, вытягиванию в проволоку (волочению), штамповке.

Химические свойства металлов определяются способностью их атомов сравнительно легко отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы. В связи с этим металлы в свободном состоянии могут быть только восстановителями.

Химическая классификация металлических элементов основывается на периодической системе элементов Д.И.Менделеева.

Все физико-химические свойства металлов закономерно изменяются в зависимости от заряда ядра атома.

Причина общности как физических, так и химических свойств металлов – в особенности строения их атомов, типа химической связи и структуры кристаллических решеток.

## 1. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

### 1.1. Электронное строение и металлические свойства элементов

Структура электронной оболочки атомов химических элементов изменяется периодически с ростом порядкового номера элемента. Поскольку свойства являются функцией строения электронных слоев, они должны находиться в периодической зависимости от заряда ядра атомов.

Металлические свойства элемент проявляет том случае, когда энергетическое состояние его валентных электронов таково, что они могут быть относительно легко оторваны от атома.

Принципиальное отличие атомов металлов и неметаллов состоит в заполнении энергетических слоев электронами. Как правило, у металлов в атоме небольшое количество электронов на внешнем слое: тот одного до трех. Исключение составляют олово и свинец, имеющие 4, висмут – 5 и полоний – 6 электронов.

По тому, на какой уровень попадает электрон, различаются s-, p-, d-, f-элементы. Три из перечисленных типов (s-, d-, f-) содержат на внешнем уровне не более двух электронов и являются металлами. К металлам относится и часть p-элементов.

Общей особенностью атомов являются их большие в сравнении с атомами неметаллов размеры. Внешние электроны в атомах металлов находятся на значительном удалении от ядра и связаны с ним сравнительно слабо – атомы металлов характеризуются низкими потенциалами ионизации и близким к нулю или отрицательным сродством к электрону.

Увеличение атомных радиусов у элементов главных подгрупп с увеличением порядкового номера приводит к ослаблению связи внешних электронов с ядром и, следовательно, способствует увеличению металлических свойств элементов.

Особенность строения  $d$  – элементов отражается на размерах их атома. На последнем электронном уровне у них 1-2 электрона, и на протяжении периода – одно и то же число электронных слоев. Увеличивается лишь число электронов предвнешнего слоя. Возрастание эффективного заряда ядра при неизменном количестве электронных слоев приводит к незначительному уменьшению атомных радиусов.

У лантаноидов и актиноидов электронами заполняется третий снаружи слой и сохраняются неизменными внешний и предвнешний. Существенно увеличивается сила притяжения между ядром и  $f$  – электронами. Вследствие этого размеры атомов  $f$ - элементов значительно уменьшаются. Этот эффект известен как «лантаноидное сжатие», или «лантаноидная контракция». Поскольку лантаноиды вклиниваются в самое начало ряда  $d$  – элементов VI периода, последующие за ними элементы характеризуются аномально низкими величинами эффективных атомных радиусов. Оказывается, эффективные радиусы  $d$  – элементов VI и VII периодов данной подгруппы примерно одинаковы. Эффект лантаноидного сжатия приводит к тому, что несмотря на увеличение числа электронных слоев, с увеличением порядкового номера металлические свойства элементов в побочных подгруппах ослабевают.

Чем меньше электронов на внешнем энергетическом уровне атома, тем легче элемент отдает электроны при химических реакциях и соответственно в большей мере проявляет восстановительную способность.

С увеличением атомного номера элемента в периоде восстановительные свойства постепенно ослабевают, достигают минимума у переходных элементов I группы (

медь и др.) и возрастают к переходным элементам II группы (цинк и др.).

## 1.2. Металлическая связь

Металлическая связь – это многоцентровая химическая связь, основанная на обобществлении внешних валентных электронов всех атомов, находящихся в контакте.

Металлическая связь характерна только для конденсированного (твердого и жидкого) состояния вещества.

Исходя из предположения, что каждый атом металла отдает для образования химической связи только один электрон, можно считать, что  $N$  атомов образуют  $N$  молекулярных орбиталей. Если разность энергий самой «нижней» и самой «верхней» орбиталей равна  $\Delta E$  (как правило, несколько электрон-вольт), то разность энергий отдельных молекулярных орбиталей будет  $\Delta E/N$  (где  $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ ). Таким образом, разность энергий молекулярных орбиталей мала ( $\sim 10^{-20}$  эВ). Поэтому электроны легко могут переходить с одной молекулярной орбитали на другую и, следовательно, двигаться в объеме металла.

В металле обобществленные электроны «обслуживают» весь кристалл, т.е. они полностью делокализованы. Этим объясняется отсутствие пространственной направленности металлической связи и высокие координационные числа металлических структур. Металлическая связь не проявляет свойств насыщаемости.

Делокализация валентных электронов является причиной хорошей электро- и теплопроводности металлов.

## 1.3. Кристаллическое строение металлов

Упрощенно металл в компактном состоянии можно рассматривать как плотно упакованную структуру из

катионов, связанных друг с другом коллективизированными электронами.

При большом числе взаимодействующих атомов в металле имеются электронные орбитали, энергии которых примерно равны энергии орбиталей в изолированных атомах. Это означает, что в металле могут быть атомы, не отдавшие свои электроны в общее пользование, т.е. неионизированные атомы.

Отсутствие в кристалле металла направленных атомных связей вследствие делокализации валентных электронов объясняет тот факт, что металлы всегда кристаллизуются с максимальным координационным числом (к.ч.).

Для большинства металлов характерны три типа кристаллических решеток: объемноцентрированная кубическая (к.ч. = 8), гранецентрированная кубическая (к.ч. = 12) и гексагональная (к.ч. = 12).

Особенностями кристаллической структуры и специфическими свойствами металлической связи объясняется плотность металла.

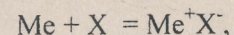
При механическом воздействии на компактный металл происходит лишь смещение отдельных слоев его кристаллической решетки. Металл деформируется не разрушаясь, т.к. отдельные его атомы продолжают быть взаимосвязанными друг с другом обобществленными (делокализованными) электронами.

#### 1.4. Взаимодействие металлов с элементарными окислителями

Восстановительные свойства металлов обусловлены способностью их атомов сравнительно легко отдавать валентные электроны.

При взаимодействии с элементарными окислителями атомы последних восстанавливаются, образуя отрицательные

элементарные ионы. В общем виде этот процесс можно представить уравнением



где Me – атом металла; X – атом элемента-окислителя.

Почти все металлы взаимодействуют с кислородом воздуха, многие из них – при обычных условиях. Некоторые металлы окисляются воздухом только при повышенной температуре. Благородные металлы: золото, платина, палладий и др. не окисляются кислородом даже при сильном нагревании. Оксиды этих металлов можно получить лишь косвенным путем.

Металлы взаимодействуют с галогенами, образуя галиды металлов. Эффективность этого взаимодействия зависит от восстановительной способности металла и окислительной активности галогена. Состав образующихся галидов определяется окислительным числом металлического элемента и выражается формулой  $MeHal_n$ , где n – окислительное число металла.

При непосредственном взаимодействии серы с соответствующими металлами образуются сульфиды, в которых сера имеет окислительное число, равное -2. На холоду сера окисляет только наиболее активные и летучие металлы. (щелочные и ртуть).

Нитриды металлов образуются обычно при непосредственном окислении азотом соответствующих металлов (степень окисления азота в нитридах равна -3). Эти реакции в связи с тем, что в молекуле азота  $N_2$  атомы связаны прочно и энергия атомизации очень велика, значительно более затруднены по сравнению с реакциями окисления кислородом.

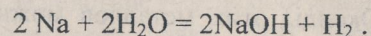
При взаимодействии с металлами водорода, углерода, кремния, бора получают соответствующие гидриды, карбиды, силиды (силициды), бориды металлов. Все неметаллические

элементы в указанных соединениях имеют отрицательные степени окисления.

### 1.5. Взаимодействие металлов с водой

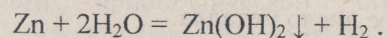
В зависимости от природы металла возможны следующие случаи их взаимодействия с водой:

1. Окисление металла, сопровождающееся выделением водорода и образованием растворимого гидроксида – щелочи:



Указанный тип взаимодействия характерен для щелочных и щелочноземельных металлов.

2. Окисление металлов водой, сопровождающееся выделением водорода и образованием нерастворимых или малорастворимых гидроксидов на поверхности металла:



Этот часто встречающийся вид взаимодействия характерен для d –металлов IV периода (кроме меди), f-, p - элементов, а также для бериллия и кадмия.

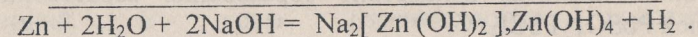
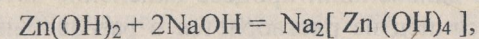
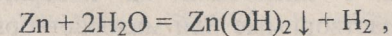
Образование нерастворимых гидроксидов тормозит дальнейшее взаимодействие металлов с водой. Торможение (или полное прекращение) химического процесса за счет образования продуктов взаимодействия называется пассивированием.

3. Химическое взаимодействие с водой отсутствует, если металлы стоят в электрохимическом ряду напряжений после водорода. В этом случае окислительная активность воды оказывается недостаточной для перевода металла в устойчивое окисленное состояние.

### 1.6. Отношение металлов к водным растворам щелочей

С водными растворами щелочей могут взаимодействовать те металлы, которые в присутствии ионов  $\text{OH}^-$  склонны к образованию анионных комплексов. Это те металлы, оксиды и гидроксиды которых имеют амфотерный характер.

Окисление металла происходит за счет взаимодействия с водой (сопровождается выделением водорода), щелочь же способствует растворению образующегося гидроксида:



Указанные реакции протекают тем легче, чем устойчивее образующиеся комплексные анионы  $[\text{Me}(\text{OH})_m]^{n-}$ . Наиболее устойчивы комплексные анионы у цинка, алюминия, бериллия. Поэтому эти металлы достаточно легко растворяются в водных растворах щелочей.

В то же время Fe, Co, Ni и др. вследствие неустойчивости их гидроксоанионов взаимодействуют с растворами щелочей лишь в мелкоизмельченном состоянии и при длительном нагревании.

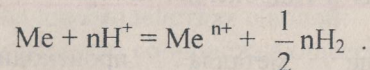
### 1.7. Взаимодействие металлов с кислотами

В случае взаимодействия металлов с кислотами в качестве окислителя выступает либо гидратированный ион водорода ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), либо анионы кислоты.

Реакции окисления металлов ионами водорода протекают в водных растворах тех кислот, анионы которых

не проявляют окислительных свойств. Такими кислотами являются соляная, разбавленная серная, фосфорная и др., в том числе все органические кислоты.

Взаимодействие металлов с кислотами этого типа можно схематично представить следующим уравнением:

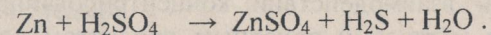
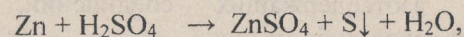
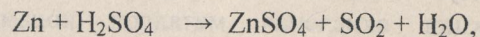


Восстанавливать водород из растворов кислот могут только металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода. В некоторых случаях взаимодействия с кислотами на поверхности металлов образуются нерастворимые или малорастворимые продукты, тормозящие дальнейший процесс окисления-восстановления. Например, свинец не растворяется в разбавленной серной и соляной кислотах вследствие образования нерастворимых солей  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{PbCl}_2$ .

Нерастворимые продукты чаще всего образуются при взаимодействии металлов с фосфорной, угольной, сернистой, плавиковой, синильной, сероводородной кислотами.

В концентрированной серной кислоте окислителем являются недиссоциированные молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Концентрированная серная кислота — очень сильный окислитель, особенно при нагревании. Она окисляет многие металлы, в том числе и такие, которые в ряду напряжений расположены правее водорода (медь, серебро, ртуть).

Основными продуктами взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой являются сульфат данного металла,  $\text{SO}_2$  и вода. При взаимодействии с активными металлами имеет место более глубокое восстановление серной кислоты — до элементарной серы и сероводорода:



Чистые металлы: железо, хром, алюминий в ряду напряжений значительно левее водорода, практически не растворяются в холодной концентрированной серной кислоте (хотя легко растворяются в разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с выделением водорода). Устойчивость этих металлов в холодной концентрированной кислоте обусловлена образованием плотной пленки соответствующих оксидов, не взаимодействующих с кислотой и предохраняющих металлы от дальнейшего разрушения. Однако при нагревании устойчивость к окислению теряется и металлы начинают растворяться подобно цинку.

Концентрированная азотная кислота не действует на золото, платину, палладий, родий, иридий, тантал. Железо, алюминий и хром пассивируются холодной концентрированной  $\text{HNO}_3$  (как и холодной концентрированной серной кислотой).

Образование тех или иных продуктов взаимодействия азотной кислоты с другими металлами зависит от концентрации  $\text{HNO}_3$ , активности металла и температуры.

При окислении азотной кислотой металлы, как правило, превращаются в нитраты, продуктами же восстановления самой азотной кислоты могут быть оксид азота (IV), оксид азота (II), оксид азота (III), свободный азот и аммиак, который с избытком  $\text{HNO}_3$  образует нитрат аммония.

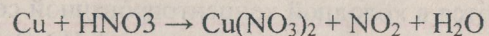
Чем более разбавлена кислота и чем активнее металл, с которым она взаимодействует, тем глубже идет восстановление азотной кислоты.

При взаимодействии  $\text{HNO}_3$  с металлами водорода, как правило, не выделяется, он окисляется азотной кислотой до воды.

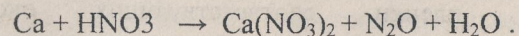
Следует иметь в виду, что во многих случаях при действии азотной кислоты на металлы образуется смесь

различных азотсодержащих соединений, в которой преобладает какое-либо из них.

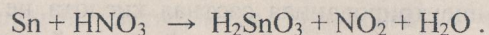
При взаимодействии концентрированной  $\text{HNO}_3$  с тяжелыми металлами основным продуктом восстановления азотной кислоты являются  $\text{NO}_2$ :



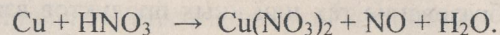
со щелочными и щелочноземельными –  $\text{N}_2\text{O}$ :



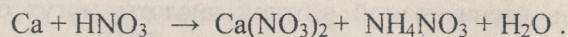
Концентрированная  $\text{HNO}_3$  окисляет олово до малорастворимой оловянной кислоты:



Разбавленная  $\text{HNO}_3$  с тяжелыми металлами в основном восстанавливается до  $\text{NO}$ :



со щелочными, щелочноземельными, а также с оловом и железом – до  $\text{NH}_3$  и  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :

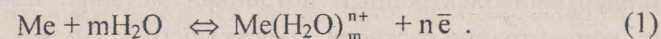


Влияние концентрации азотной кислоты на характер продуктов взаимодействия с металлами подробно изучен на примере железа. Достаточно разбавленная  $\text{HNO}_3$  восстанавливается железом до  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ; с повышением концентрации  $\text{HNO}_3$  основным продуктом восстановления становится  $\text{NO}$ ; достаточно концентрированная  $\text{HNO}_3$  (выше 25%) восстанавливается железом до  $\text{NO}_2$ .

## 1.8. Понятие об электродных потенциалах. Гальванический элемент

При погружении металла в воду ионы его поверхностного слоя под действием полярных молекул воды переходят в раствор, что приводит к возникновению на поверхности металла избытка свободных электронов. Пластина металла в результате этого процесса заряжается отрицательно, а раствор около пластин – положительно.

Накопление ионов металла в растворе начинает тормозить дальнейшее растворение металла. В результате устанавливается равновесие:



Концентрация ионов металла в растворе и соответственно избыток свободных электронов на металлической пластине обуславливается природой металла: чем активнее металл, тем больше ионов он посылает в раствор.

Если в водную среду дополнительно ввести некоторое количество ионов металла  $\text{Me}^{n+}$  в виде какой-либо растворимой соли, то равновесие (I) сместится влево, что приведет к уменьшению электронов на пластине металла.

Равновесие (I) можно сместить вправо, если с пластины металла удалить избыточные электроны.

Для неактивных металлов равновесная концентрация ионов металла в растворе очень мала. Если такой металл погрузить в раствор его соли, то катионы металла будут переходить из раствора на поверхность металла. В этом случае пластина металла приобретает положительный заряд, а раствор около пластины – отрицательный заряд (из-за избытка анионов соли).



Следовательно, при погружении металла в воду или в раствор соли данного металла на поверхности раздела металл-раствор создается некоторая разность потенциалов, которую принято называть равновесным электродным потенциалом  $E_{Me}$ . Величина равновесного электродного потенциала зависит от свойств металла, концентрации ионов металла в растворе и от температуры. Эта зависимость при равновесии выражается формулой Нернста

$$E_{Me} = E_{Me}^0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{Me^{n+}} \quad (2)$$

где  $E_{Me}$  – электродный потенциал металла;  $E_{Me}^0$  – стандартный электродный потенциал металла, измеренный при концентрации раствора, содержащего 1 г-ион в 1 л ( $E_{Me}^0$  – величина постоянная при данной температуре, давлении и активности раствора  $a=1$ );  $R$  – универсальная постоянная, равная 8,314 Дж/град, моль;  $T$  – температура по абсолютной шкале;  $n$  – валентность металла;  $F$  – константа Фарадея, равная 96 494 Кл;  $a$  – активность ионов  $Me$  в растворе (г-ион/л, моль/л).

Для разбавленных растворов активность может быть заменена концентрацией  $C$  (моль/л).

Подставив в формулу (2) числовые значения  $R$  и  $T$  и заменив натуральный логарифм десятичным, получим для 25 °С (298 К):

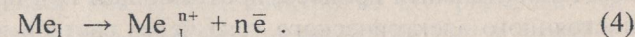
$$E_{Me} = E_{Me}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{Me^{n+}} \quad (3)$$

Потенциал отдельного электрода определить нельзя, его измеряют относительно другого электрода. Чаще всего для этой цели применяют стандартный водородный электрод, потенциал которого условно принят равным нулю.

Располагая металлы в порядке возрастания их стандартных электродных потенциалов, получают электрохимический ряд напряжений металлов (точнее, ряд стандартных электродных потенциалов).

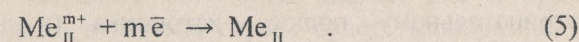
Два металла, погруженные в растворы их солей, соединенные между собой электролитическим ключом, образуют гальванический элемент, при работе которого в цепи возникает электрический ток. Возникновение электрического тока в гальваническом элементе обусловлено разностью электродных потенциалов взятых металлов.

Электрод, имеющий более электроотрицательный потенциал, является источником электронов, поступающих во внешнюю цепь. Этот электрод называется анодом (заряжен отрицательно). На аноде идет процесс окисления (растворение металла):

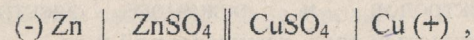


Электрод, имеющий менее электроотрицательный потенциал (более электроположительный), называется катодом (заряжен положительно).

На катоде идет процесс восстановления:



Гальванический элемент можно записать в виде краткой электрохимической схемы, например:



где одна вертикальная черта означает границу между электродом и раствором, две черты – границу между растворами, в скобках – знаки электродов; анод записывается слева, катод – справа.

Необходимое условие работы гальванического элемента – разность потенциалов его электродов, которая называется электродвижущей силой гальванического элемента – Э.д.с.

Разность потенциалов может иметь место и в том случае, если пластины одного металла погрузить в растворы соли разных концентраций (концентрационные цепи).

Э.д.с. всякого работающего гальванического элемента – величина положительная. Э.д.с. элемента можно вычислить по разности электродных потенциалов катода и анода, пользуясь уравнением Нернста (3) и таблицами стандартных электродных потенциалов.

### 1.9. Электролиз солей

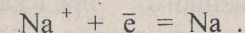
Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. При электролизе происходит преобразование электрической энергии в химическую. Процессы окисления и восстановления пространственно разделены, протекают на различных электродах. Электрод, на котором происходит восстановление, называется катодом; электрод, на котором происходит окисление, – анодом. Катод подключается к отрицательному полюсу источника (к нему движутся катионы), анод – к положительному (к нему движутся анионы).

Характер электродных процессов при электролизе определяется составом электролита, природой растворителя, материалом электродов и режимом электролиза (напряжением, плотностью тока, температурой и др.).

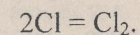
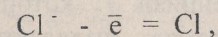
Важную роль играет материал, из которого изготовлены электроды. Аноды могут быть инертными (материал не подвергается окислению при электролизе) или активными (материал может окисляться в процессе

электролиза). Инертные аноды обычно выполняются из графита, платины и др. благородных металлов.

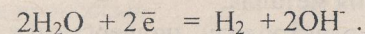
При электролизе расплава (например, NaCl) на катоде восстанавливается металл:



На инертном аноде протекает процесс окисления аниона:

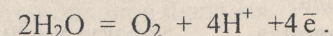


Электролиз водных растворов электролитов осложняется участием в электродных процессах молекул воды, которые могут подвергаться электродному окислению и восстановлению. Например, электролиз раствора хлорида натрия протекает иначе, чем электролиз его расплава. На катоде будет выделяться не металлический натрий, а водород, образующийся за счет электрохимического восстановления воды:



Продуктом анодного окисления, так же как и при электролизе расплава, в данном случае будет газообразный хлор.

При электролизе водных растворов нитратов, фосфатов, сульфатов и других солей кислородных кислот, на инертном аноде обычно происходит окисление воды с образованием свободного кислорода:



Из нескольких возможных параллельных электродных процессов будет протекать тот, осуществление которого требует меньшей затраты энергии.

Для качественного предсказания результатов электролиза водных растворов электролитов можно руководствоваться следующими положениями:

1. При электролизе растворов солей металлов, электродный потенциал которых положительнее водородного, на катоде выделяются соответствующие металлы.

2. При электролизе растворов солей металлов, электродный потенциал которых отрицательнее потенциала алюминия, а также при электролизе солей алюминия на катоде разряжаются ионы водорода.

3. При электролизе растворов солей металлов, электродные потенциалы которых находятся между потенциалами алюминия и водорода, на катоде могут одновременно выделяться металл и водород. Однако, регулируя концентрацию электролита, температуру, плотность тока, можно добиться преимущественного электроосаждения металла.

4. Если электролизу подвергаются растворы солей бескислородных кислот ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ), то на инертном аноде выделяются соответствующие простые вещества ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{S}$ ).

5. Если электролизу подвергаются соли кислородосодержащих кислот ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и т.д.), то на аноде выделяется кислород.

6. При использовании активного анода анодному окислению подвергаются не вода или гидроксид-ионы, а материал электрода.

Количественная характеристика процессов электролиза выражается законами Фарадея:

1. Масса образующихся при электролизе веществ пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита.

2. Равные количества электричества вызывают превращения при электролизе эквивалентных количеств различных химических соединений.

Законы электролиза описываются математической формулой

$$g = zIt / F,$$

где  $g$  – масса вещества (г), подвергшегося химическому превращению;  $z$  – химический эквивалент вещества;  $J$  – сила тока, А;  $t$  – продолжительность электролиза, с;  $F$  – постоянная Фарадея (96500 кл/моль).

## 2. СПЕЦИФИКАЦИЯ ТЕСТА ПО ТЕМЕ «ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ»

Назначение теста: контроль самостоятельной работы студентов по темам: «Общие свойства металлов. Электрохимические процессы».

Перечень объектов контроля (виды знаний и умений, контролируемых заданиями теста).

Знать определения элементов, относящихся к металлам, их электронное строение, нахождение в периодической системе Д.И.Менделеева, кристаллическое строение металлов, металлическую связь, физические и химические свойства металлов; определения электродного потенциала, стандартного электродного потенциала, гальванических элементов, электролиза растворов и расплавов электролитов, законов Фарадея.

Понимать связь между положением элемента в периодической системе Д.И.Менделеева, электронным строением и его свойствами, положением металла в ряду

напряжений, способностью взаимодействовать с кислотами, солями, элементарными окислителями, водой, щелочами; понимать причину возникновения электродного потенциала и гальванических элементов химических и концентрационных; понимать суть катодных и анодных процессов при электролизе растворов и расплавов солей, законы Фарадея.

Уметь производить расчеты по химическим формулам, уравнения реакций; рассчитывать электродные потенциалы, ЭДС, количественные характеристики процессов электролиза.

Перечень элементов тем: «Общие свойства металлов. Электрохимические процессы».

1. Электронное строение и металлические свойства элементов.

2. Металлическая связь

3. Кристаллическое строение металлов

4. Взаимодействие металлов с элементарными окислителями

5. Взаимодействие металлов с водой

6. Отношение металлов к водным растворам щелочей

7. Взаимодействие металлов с кислотами и солями.

8. Понятие об электродных потенциалах.

Гальванические элементы.

Структура теста по форме тестовых заданий:

Используется одна форма – закрытая; общее число вариантов теста – 15, в каждом варианте 5 заданий с четырьмя ответами, из которых только один правильный.

Для оценки правильности ответов на задания вариантов теста целесообразно использовать следующую шкалу

Задание 1 – 2 балла

Задание 2 – 2 балла

Задание 3 – 2 балла

Задание 4 – 3 балла

Задание 5 – 3 балла

Максимальная сумма баллов 12.

Предлагаются следующие критерии расчета по пятибалльной системе:

0 – 6 баллов – неудовлетворительно

7 - 8 баллов – удовлетворительно

9 - 10 баллов – хорошо

11-12 баллов - отлично

Время выполнения теста – академический час.

### 3. ВАРИАНТЫ ТЕСТА

#### • Вариант 1

1. Хлор и марганец находятся в одной группе периодической системы на основании:

1) одинакового строения атома внешнего и предвнешнего электронных слоев;

2) одинакового количества валентных электронов;

3) одинакового строения внешнего электронного слоя;

4) одинакового строения предвнешнего электронного слоя.

2. Сульфидами называются соединения металлов с элементом:

1) бором; 2) азотом;

3) серой; 4) хлором.

3) Пассивируются холодной концентрированной азотной кислотой металлы:

1) Fe, Al, Cr ; 2) Zn, Cd, Sn ;

3) Cu, Ag, Pb ; 4) Mg, Ba, Hg .

4. ЭДС гальванического элемента  $\text{Fe}^{(-)} / \text{Fe}^{2+} // \text{Ag}^{+} / \text{Ag}^{(+)}$  при  $C_{\text{Fe}^{2+}} = 0,01 \text{ M}$  и  $C_{\text{Ag}^{+}} = 0,001 \text{ M}$  равна:

- 1) 1,239 В ; 2) 1,121 В ;
- 3) 1,475 В ; 4) 1,003 В .

4. При электролизе раствора хлорида натрия на инертном аноде выделяются:

- 1) хлор ; 2) кислород ;
- 3) водород ; 4) окисление анода .

#### Вариант 2

1. Восстановительные свойства металлов в побочных подгруппах периодической системы Д.И.Менделеева изменяются так:

- 1) с ростом порядкового номера уменьшаются;
- 2) с ростом порядкового номера сначала растут, а затем падают;
- 3) с ростом порядкового номера увеличиваются;
- 4) не изменяются с изменением порядкового номера.

2. При комнатной температуре с водой могут взаимодействовать металлы:

- 1) Fe и Ni ; 2) Cr и Mn ;
- 3) Ca и Na ; 4) Zn и Cu .

3. Олово взаимодействует с концентрированной азотной кислотой с образованием:

- 1) нитрата олова (II), оксида азота (II) и воды;

- 2) нитрата олова (IV), диоксида азота (IV) и воды;
- 3)  $\beta$  – оловянной кислоты, диоксида азота (IV) и воды;
- 4) нитрата олова (II) и водорода.

4. ЭДС гальванического элемента состоящего из никелевого электрода, погруженного в 0,01M раствора  $\text{NiCl}_2$ , и хромового электрода, погруженного в 0,001 M  $\text{CrCl}_3$ , равна:

- 1) -0,309 В ; 2) -0,803 ;
- 3) -0,494 В ; 4) 1,107 В .

5. Проведен электролиз расплава смеси хлорида натрия и фторида кальция на инертных электродах. Элементы, простые вещества, которые выделяются на электродах (сначала – на катоде, затем – на аноде):

- 1) кальций; хлор ; 2) натрий; кислород ;
- 3) водород; кислород ; 4) водород; хлор .

#### Вариант 3

1. В больших периодах периодической системы Д.И.Менделеева восстановительные свойства металлов изменяются так:

- 1) с ростом порядкового номера увеличиваются;
- 2) с ростом порядкового номера сначала увеличиваются, а затем уменьшаются;
- 3) с ростом порядкового номера уменьшаются;
- 4) не изменяются с ростом порядкового номера.

2. С водой взаимодействуют металлы:

- 1) стоящие в ряду активности металлов до водорода;
- 2) стоящие в ряду напряжений после алюминия и до водорода;

- 3) щелочные, щелочноземельные металлы и Mg;
- 4) стоящие в ряду напряжений после водорода.

3. С разбавленной азотной кислотой олово взаимодействует с образованием

- 1)  $\beta$  – оловянной кислоты, диоксида азота (IV) и воды;
- 2) не взаимодействует;
- 3) нитрата олова (IV), водорода и воды;
- 4) нитрата олова (II), нитрата аммония и воды.

4. ЭДС гальванического элемента, состоящего из 2-х цинковых электродов, погруженных в растворы сульфата цинка с концентрацией  $C_1 = 0,1$  М,  $C_2 = 0,001$  М равна

- 1) 0,059 В ;      2) 0,0885 В ;
- 3) 0,0295 В ;    4) 1,018 В .

5. Проведен электролиз смеси растворов бромида натрия и хлорида магния на инертных электродах. Продукты, которые выделяются на катоде и на аноде:

- 1) водород; кислород ;      2) водород; бром ;
- 3) магний; хлор ;            4) водород; хлор .

#### Вариант 4

1. Металлические свойства уменьшаются в ряду:

- 1) I, Sb, As ;      2) Ba, Pb, Bi ;
- 3) Ca, Cr, Sr ;     4) Ag, Rb, Cs .

2. Не окисляются кислородом воздуха металлы:

- 1) Fe, Co, Ni ;    2) Cr, Mo, W ;

- 3) Ru, Ir, Pt ;      4) V, Nb, Ta .

3. Со щелочами взаимодействуют металлы:

- 1) стоящие в ряду активности металлов до водорода;
- 2) оксиды которых обладают амфотерными свойствами;
- 3) никакие не взаимодействуют;
- 4) стоящие в ряду активности после алюминия.

4. ЭДС гальванического элемента, состоящего из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы  $Cr^{3+}$ , будет равна нулю при концентрации ионов  $Cr^{3+}$ , равной:

- 1) 0,001 моль/л ;    2) 1 моль/л ;
- 3) 0,01 смоль/л ;    4) 0,1 моль/л .

5. Значение  $p^H$  в при электродном пространстве одного из электродов возросло при электролизе водного раствора соли

- 1) KCl ;              2) CuCl<sub>2</sub> ;
- 3) Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> ;      4) ZnSO<sub>4</sub> .

#### Вариант 5

1. Кислотно-основной характер оксидов марганца с ростом степени окисления изменяется так:

- 1) с ростом степени окисления кислотные свойства оксидов растут;
- 2) с ростом степени окисления кислотные свойства оксидов сначала растут, а затем падают;
- 3) с ростом степени окисления растут амфотерные свойства оксидов;

4) с ростом степени окисления растут основные свойства оксидов.

2. С раствором гидроксида натрия может взаимодействовать металл

- 1) Fe ;            2) Ni ;  
3) Al ;            4) Cd .

3. Достаточно разбавленная азотная кислота взаимодействует со щелочными, щелочноземельными металлами, оловом и железом с образованием:

- 1) NO<sub>2</sub> ;            2) N<sub>2</sub>O ;  
3) NH<sub>3</sub> или NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> ;    4) NO .

4. ЭДС элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1 М растворы солей этих металлов, равна 0,47 В. Если взять 0,001 М растворы этих солей, то ЭДС изменится так:

- 1) увеличится ;    2) станет равна 0 ;  
3) уменьшится ;    4) не изменится .

5. При электролизе водного раствора хлорида олова (II) на оловянном аноде протекает процесс

- 1)  $2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$  ;            2)  $Sn - 2e \rightarrow Sn^{2+}$   
3)  $H_2O - 2e \rightarrow \frac{1}{2}O_2 + 4H^+$  ;    4)  $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$  .

#### Вариант 6

1. Хром принадлежит к следующему семейству элементов и содержит на внешнем электронном слое:

- 1) s – элементов и 1 электрон;  
2) p – элементов и 2 электрона;  
3) d – элементов и 1 электрон;  
4) p – элементов и 6 электронов.

2. Взаимодействует с водой металл:

- 1) Ba ;            2) Ti ;  
3) Cd ;            4) Fe .

3. Разбавленная серная кислота взаимодействует с металлами с выделением

- 1) H<sub>2</sub>S ;            2) SO<sub>2</sub> ;  
3) H<sub>2</sub> ;            4) S .

4. Железное изделие склепано с пластиной хрома. Вид возникающей коррозии и разрушаемый металл:

- 1) электрохимическая; хром;  
2) химическая; хром;  
3) химическая; железо;  
4) электрохимическая; железо.

5. При электролизе водного раствора хлорида бария с платиновыми электродами на катоде и на аноде выделяются вещества:

- 1) барий; кислород ;    2) водород; хлор ;  
3) водород; кислород ;    4) платина; хлор .

#### Вариант 7

1. Электронная конфигурация  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$  соответствует атому элемента

- 1) скандия ;            2) цинка ;  
3) иттрия ;            4) галлия .

2. С раствором щелочи взаимодействуют металлы

- 1) Fe и Ni ;            2) Co и Ni ;  
3) Al и Zn ;            4) Ag и Cu .

3. Концентрированная серная кислота взаимодействует с металлом:

- 1) Zn ;                2) Pt ;  
3) Pb ;                4) Au .

4. ЭДС гальванического элемента, состоящего из двух железных электродов, погруженных в растворы хлорида железа (II) с концентрациями  $C_1 = 1 \text{ M}$  и  $C_2 = 0,001 \text{ M}$ , равна:

- 1) 0,05901 В ;    2) 0,0885 В ;  
3) 0,4400 В ;    4) 0,0395 В .

5. При электролизе раствора сульфата меди с медным анодом на катоде и аноде выделяются простые вещества:

- 1) медь; сернистый газ;    2) медь; кислород;  
3) водород; кислород;    4) водород; сернистый газ .

### Вариант 8

1. Электронная конфигурация  $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^{10} 4S^2 4p^6 4d^5 5S^1$  соответствует элементу, кислотно-основные свойства оксидов которого изменяются так:

1) хром; с ростом степени окисления кислотные свойства оксидов растут;

2) молибден; с ростом степени окисления основные свойства уменьшаются;

3) молибден; с ростом степени окисления кислотные свойства оксидов уменьшаются;

4) хром; с ростом степени окисления растут амфотерные свойства.

2. Гидроксид свинца (II) может быть получен в результате взаимодействия

- 1) металла с водой;  
2) оксида металла с водой;  
3) оксида металла со щелочью;  
4) соли металла со щелочью.

3. Окислительные свойства в ряду серная-селеновая-теллуровая кислота изменяются так;

- 1) растут;  
2) падают;  
3) не изменяются;  
4) сначала растут, затем падают.

4. ЭДС гальванического элемента, состоящего из никелевого электрода, погруженного в 0,01 M раствор  $\text{NiCl}_2$ , и хромового электрода, погруженного в 0,001 M раствор  $\text{CrCl}_3$ , равна:

- 1) 0,309 В ;    2) 0,803 В ;  
3) 1,112 В ;    4) 0,494 В .

5. При электролизе водного раствора  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  с платиновыми электродами выделяются на катоде и аноде простые вещества:



- 1) водород; диоксид азота (IV);
- 2) свинец; кислород;
- 3) свинец и водород; кислород;
- 4) платина; кислород.

#### Вариант 9

1. Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

- 1) ЭО ;            2) ЭО<sub>2</sub> ;
- 3) Э<sub>2</sub>О<sub>3</sub> ;        4) Э<sub>2</sub>О<sub>5</sub> .

2. Гидриды металлов – это соединения металлов с элементом с отрицательной степенью окисления;

- 1) хлором ;        2) водородом ;
- 3) йодом ;        4) фтором .

3. Разбавленная азотная кислота взаимодействует с металлами с образованием:

- 1) соли, оксида азота (II) и Н<sub>2</sub>О;
- 2) соли, диоксида азота (IV) и Н<sub>2</sub>О;
- 3) соли и водорода;
- 4) соли, аммиака и Н<sub>2</sub>О.

4. Железная пластина склепана с пластиной никеля. Вид возникающей коррозии и разрушаемый металл:

- 1) химическая; никель;
- 2) электрохимическая; железо;
- 3) химическая; железо;
- 4) электрохимическая; никель;

5. При электролизе водного раствора, содержащего в одинаковой концентрации сульфата никеля, серебра, меди, цинка последовательность выделения металлов такова:

- 1) никель, серебро, медь, цинк;
- 2) цинк, никель, медь, серебро;
- 3) медь, серебро, никель, цинк;
- 4) серебро, медь, никель, цинк.

#### Вариант 10

1. Галиды относятся к следующему классу соединений и представляют собой:

- 1) оксиды; соединения металлов с кислородом;
- 2) соли; соединения металлов с галогенами;
- 3) основание; соединения металлов с водородом;
- 4) кислоты; соединения галогенов с водородом.

2. Взаимодействуют с водой металлы:

- 1) стоящие в ряду напряжений до водорода;
- 2) стоящие в ряду напряжений после водорода;
- 3) щелочные и щелочноземельные;
- 4) алюминий.

3. Разбавленная серная кислота взаимодействует с металлами

- 1) Pb ;            2) Cu ;
- 3) Zn ;            4) Ag .

4. ЭДС элемента  $Su/Su^{2+} // Cu^{2+}/Cu$  при стандартных условиях равна:

- 1) 0,201 В ;        2) 0,473 В ;
- 3) 0,414 В ;        4) 0,260 В .

5. При электролизе раствора сульфата железа (II) с железным электродом на катоде и аноде выделяются вещества:

- 1) водород; кислород;
- 2) железо; сернистый газ;
- 3) железо и водород; кислород;
- 4) водород; сернистый газ.

#### Вариант 11

1. Атому элемента технеций соответствует электронная конфигурация:

- 1)  $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^{10} 4S^2 4p^6 5S^2 5p^5$ ;
- 2)  $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^{10} 4S^2 4p^6 4d^{10} 5S^2 5p^5$ ;
- 3)  $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^{10} 4S^2 4p^6 4d^5 5S^2$ ;
- 4)  $1S^2 2S^2 2p^6 3S^2 3p^6 3d^{10} 4S^2 4p^8 5S^2 5p^2$ ;

2. С растворами щелочей взаимодействуют металлы:

- 1) Ni и Co;      2) Al и Zn;
- 3) Cd и Hg;     4) Ag и Cu.

3. Холодная концентрированная азотная кислота взаимодействует с железом:

- 1) с образованием диоксида азота (IV);
- 2) с образованием аммиака;
- 3) с образованием оксида азота (II);
- 4) не взаимодействует, пассивирует.

4. ЭДС гальванического элемента, составленного из двух серебряных электродов, погруженных в растворы нитрата серебра с концентрациями  $C_1 = 0,1 \text{ M}$  и  $C_2 = 0,0001 \text{ M}$ , равна:

- 1) 0,059 В      2) 0,0295 В
- 3) 0,118 В     4) 0,177 В

5. Проведен электролиз водного раствора хлорида олова (II) с платиновыми электродами; на катоде и на аноде выделились вещества:

- 1) олово и хлор;
- 2) олово, водород и кислород;
- 3) водород и кислород;
- 4) олово, водород и хлор.

#### Вариант 12

1. Металлические свойства увеличиваются в ряду:

- 1) Cu, As, Br;    2) Bi, Hg, Ba;
- 3) Sc, Sn, Sb;    4) K, Rb, Cs.

2. Нитридами называются соединения металлов с

- 1) углеродом;    2) серой;
- 3) азотом;        4) фосфором.

3. Концентрированная серная кислота не взаимодействует с металлом:

- 1) золотом;      2) медью;
- 3) алюминием;    4) цинком.

4. Железное изделие склепано с пластиной цинка. Вид возникающей коррозии и разрушаемый металл:

- 1) химическая; железо; 2) электрохимическая; цинк;
- 3) химическая; цинк;    4) электрохимическая; железо.

5. Значение pH в при электродном пространстве одного из электродов уменьшилось при электролизе водного раствора соли

- 1)  $ZnSO_4$ ;      2) NaCl;  
3) LiI;          4)  $FeCl_3$ .

### Вариант 13

1. Электроотрицательность увеличивается в ряду:

- 1) Bi, Sb, As;      2) Cd, Hg, Ba;  
3) I, Te, Sb;      4) Ca, Sr, Ba.

2. Структура валентного электронного слоя атома  $.....3d^64s^2$  отвечает атому элемента:

- 1) хрома;          2) криптона;  
3) железа;        4) рутения.

3. С разбавленной хлороводородной кислотой не взаимодействует:

- 1) цинк;          2) свинец;  
3) кадмий;        4) железо.

4. ЭДС гальванического элемента, составленного из алюминия, погруженного в 0,1M раствор сульфата алюминия, и никеля, погруженного в 0,001 M раствор сульфата никеля, равна

- 1) 1,5202 В;      2) 1,3432 В;  
3) 1,8432 В;      4) 1,912 В.

5. При электролизе водного раствора нитрата серебра на катоде и аноде выделяются вещества:

- 1) серебро и диоксид азота (IV);  
2) водород и кислород;  
3) серебро и кислород;  
4) водород и диоксид азота (IV).

### Вариант 14

1. Сера и хром находятся в одной группе периодической системы на основании:

- 1) одинакового строения внешнего электронного слоя;  
2) одинакового строения предвнешнего электронного слоя;  
3) одинакового количества валентных электронов;  
4) одинакового числа электронных слоев.

2. Сильные окислительные свойства характерны для соединений марганца со степенью окисления

- 1) ноль;          2) семь;  
3) два;          4) три.

3. С концентрированной серной кислотой на холоду не взаимодействует

- 1) Fe;            2) Zn;  
3) Su;           4) Cd.

4. Изменится ли ЭДС элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1 M растворы солей этих металлов, если концентрацию последних заменить 0,001 M растворы

- 1) увеличится ;      2) не изменится ;  
3) уменьшится ;      4) увеличится в 100 раз .

5. При электролизе водного раствора сульфата калия на катоде выделяется:

- 1) калий ;              2) кислород ;  
3) сернистый газ ;    4) водород .

#### Вариант 15

1. Восстановительные свойства металлов в главных подгруппах периодической системы Д.И.Менделеева изменяются так:

- 1) с ростом порядкового номера сначала растут, а затем падают;  
2) с ростом порядкового номера увеличиваются;  
3) с ростом порядкового номера уменьшаются;  
4) остаются постоянными с изменением порядкового номера.

2. Возможно взаимодействие с раствором КОН следующих металлов: Cu, Mn, Zn, Co:

- 1) Cu ;              2) Mn ;  
3) Zn ;              4) Co .

3. С очень разбавленной азотной кислотой железо взаимодействует с образованием:

- 1) нитрата железа (III), оксида азота (II) и воды;  
2) нитрата железа (III), диоксида азота (IV) и воды;  
3) нитрата железа (III), нитрата аммония и воды;  
4) нитрата железа (III) и водорода.

4. ЭДС гальванического элемента  
 $\text{Mn} / \text{Mn}^{2+} // \text{Fe}^{2+} / \text{Fe} \quad C_{\text{Mn}^{2+}} = C_{\text{Fe}^{2+}} = 0.001 \text{ M}$  равна:

- 1) 0,74 В ;              2) 0,6519 В ;  
3) 0,8285 В    4) 1,62 В .

Написать уравнения электродных реакций.

5. Проведен электролиз расплава смеси бромида алюминия и йодида калия на инертных электродах. Элементы, простые вещества, которые выделяются на электродах (сначала – на катоде, затем - на аноде):

- 1) водород; йод ;  
2) алюминий; йод;  
3) водород; кислород;  
4) алюминий; бром.

#### БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин Н.В. Общая химия: учебник /Н.В.Коровин.5-е изд., стереотип. М.: Высш.шк., 2004. 557 с.
2. Глинка Н.В. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н.В.Глинка; под ред. А.И.Ермакова. М.: Интеграл. – Пресс, 2003. 728 с.
3. Глинка Н.В. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н.В.Глинка; под ред. В.А.Рабиновича, Х.М.Рубина. М.: Интеграл – Пресс, 2004. 240 с.

Подписано в печать 24.11.2009.

Формат 60×84/16. Бумага для множительных аппаратов.  
Усл. печ. л. 2,5. Уч.-изд. л. 2,3. Тираж 70 экз. «С» 288.  
Заказ № 555

## СОДЕРЖАНИЕ

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ.....	2
1. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ.....	4
1.1. Электронное строение и металлические свойства элементов .....	4
1.2. Металлическая связь.....	6
1.3. Кристаллическое строение металлов.....	6
1.4. Взаимодействие металлов с элементарными окислителями.....	7
1.5. Взаимодействие металлов с водой.....	9
1.6. Отношение металлов к водным растворам щелочей.....	10
1.7. Взаимодействие металлов с кислотами.....	10
1.8. Понятие об электродных потенциалах. Гальванический элемент.....	14
1.9. Электролиз солей.....	17
2. СПЕЦИФИКАЦИЯ ТЕСТА ПО ТЕМЕ «ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ».....	20
3. ВАРИАНТЫ ТЕСТА.....	22
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	38