



**Некоммерческое  
акционерное  
общество**

**АЛМАТИНСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ  
ЭНЕРГЕТИКИ И  
СВЯЗИ**

Кафедра  
промышленной  
теплоэнергетики

## **ХИМИЯ**

Методические указания по выполнению лабораторных работ  
для студентов специальностей  
5В071800 – Электроэнергетика,  
5В081200 – Энергообеспечение сельского хозяйства

Алматы 2014

СОСТАВИТЕЛИ: Б.М. Султанбаева, Ж.А. Каленова.

Химия. Методические указания по выполнению лабораторных работ для студентов специальностей 5В071800 - Электроэнергетика, 5В081200 - Энергообеспечение сельского хозяйства. - Алматы: АУЭС, 2014.- 32 с.

Методические указания к выполнению лабораторных работ по химии предназначен для бакалавров специальностей 5В071800 - Электроэнергетика, 5В081200 – Энергообеспечение сельского хозяйства и подготовлен в соответствии с образовательным стандартом для технических направлений по курсу «Химия».

Табл. 5, библиогр. - 7 назв.

Рецензент: канд. техн. наук М.В.Башкиров

Печатается по плану издания некоммерческого акционерного общества «Алматинский университет энергетики и связи» 2014 г.

© НАО «Алматинский университет энергетики и связи», 2014 г.

## Введение

Методические указания к выполнению лабораторных работ предназначены для бакалавров специальностей, изучающих химию в объеме двух кредитов. Цель - оказать помощь в подготовке к экзамену, промежуточному и текущему контролю по химии.

Содержание методических указаний соответствует учебной программе курса химии и состоит из 6 лабораторных работ, включающих основные разделы общей химии и электрохимии.

Лабораторные работы являются одной из важнейших составных частей курса химии. Для их выполнения студенту необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, измерительными приборами, а также с техникой проведения основных лабораторных операций.

Поскольку в химической лаборатории находятся электроприборы, газ, ядовитые и огнеопасные вещества, студенты должны строго соблюдать правила внутреннего распорядка и техники безопасности.

Перед каждым лабораторным занятием студент должен изучить соответствующий раздел учебника, конспекта лекций и описание лабораторной работы.

При оформлении отчета по проделанной работе в лабораторном журнале записывают: дату, номер, название работы и опыта; конспект экспериментальной части; результаты, полученные при ее выполнении, ответы на контрольные вопросы.

Многие опыты выполняются студентами индивидуально: каждый получает задание и оформляет отчет по своим результатам, что развивает у студентов самостоятельность в решении поставленных задач.

## 1 Лабораторная работа № 1. Классы неорганических соединений

Цель работы: ознакомиться с классами неорганических соединений, способами их получения и химическими свойствами.

### 1 Экспериментальная часть

#### 1.1 Гидратация основных оксидов (групповой опыт).

В фарфоровую чашку, наполненную на 1/3 негашенной известью (CaO) добавьте воду. Оксид кальция заметно впитывает воду, затем начинается реакция, идущая с сильным разогревом. Напишите уравнение реакции.

#### 1.2 Взаимодействие основного оксида с кислотой.

В пробирку к небольшому количеству оксида меди (II) (один микрошпатель) прибавьте разбавленной соляной или серной кислоты. Пробирку нагрейте на спиртовке. Изменение окраски раствора показывает, что образовалась растворимая в воде соль меди. Запишите уравнение реакции.

#### 1.3 Получение нерастворимого основания.

Внесите в пробирку по 3-4 капли раствора сульфата меди (II) и раствора щелочи с эквивалентной концентрацией 2 моль/л. Напишите уравнение реакции. Осадок полученного гидроксида меди оставьте для опыта 1.5.

#### 1.4 Получение амфотерного гидроксида.

Налейте в две пробирки по 3-4 капли раствора соли цинка, а в две другие - столько же раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавьте по каплям раствора едкой щелочи концентрацией 2 моль/л до появления белых студенистых осадков гидроксидов. Испытайте отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам. Напишите уравнения всех шести реакций.

#### 1.5 Получение средней соли.

К осадку гидроксида меди из опыта 1.3 прибавьте 5-6 капель раствора серной кислоты эквивалентной концентрацией 2 моль/л. Напишите уравнение реакции.

#### 1.6 Получение кислой соли.

Наполните пробирку на 1/3 объема известковой воды из опыта 1.1 и пропускайте в нее диоксид углерода. Отметьте появление осадка карбоната кальция. Продолжайте пропускать диоксид углерода до растворения осадка. Напишите уравнение реакции.

#### 1.7 Получение основной соли.

В пробирку с 2-3 каплями сульфата меди (II) прибавьте такое же количество раствора соды. Наблюдайте выпадение осадка карбоната гидроксомеди зелено-голубого цвета  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ . Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды не выпадает осадок карбоната меди? Напишите уравнение реакции взаимодействия меди с содой при участии воды.

## 2 Контрольные вопросы

1. Какое основание является наиболее сильным?
2. Какие из указанных газов:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CO}_2$  - будут поглощаться при пропускании их через раствор едкого натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Объясните, почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлора или нитрата кальция осадок карбоната не образуется, а при действии диоксида углерода на известковую воду выпадает осадок.
4. К раствору, содержащему соли кальция, бериллия, магния добавили избыток раствора едкого натрия. Напишите уравнения реакций.
5. Как практически убедиться в амфотерных свойствах гидроксида алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. При действии избытка гидроксида калия и гидроксида аммония на раствор сульфата алюминия выпавший вначале осадок сохраняется только в одном случае. Укажите, в каком именно. Напишите уравнения реакций.
7. Из каких приведенных кислот:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – можно получить кислые соли? Напишите уравнения реакций.
8. Из каких приведенных оснований:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{CsOH}$  – можно получить основные соли? Напишите уравнения реакций.

## 3 Методические указания по выполнению работы

К важнейшим классам неорганических соединений относятся оксиды, основания, кислоты и соли.

### 3.1 Оксиды

*Оксидами* называют химические соединения, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород в степени окисления - 2. К примеру,  $\text{Na}_2^+ \text{O}^{-2}$ ,  $\text{Ca}^{+2} \text{O}^{-2}$ ,  $\text{Al}_2^{+3} \text{O}_3^{-2}$ ,  $\text{C}^{+4} \text{O}_2^{-2}$ ,  $\text{P}_2^{+5} \text{O}_5^{-2}$ ,  $\text{S}^{+6} \text{O}_3^{-2}$ ,  $\text{Mn}_2^{+7} \text{O}_7^{-2}$ .

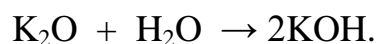
#### 3.1.1 Классификация. Химические свойства.

По химическим свойствам все оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. Несолеобразующих оксидов немного, например,  $\text{CO}$ ,  $\text{SiO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ; они не образуют солей ни с кислотами, ни с основаниями. Большинство оксидов являются солеобразующими.

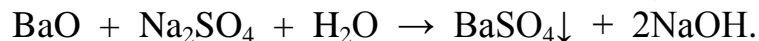
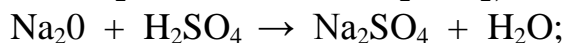
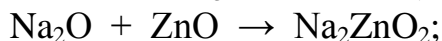
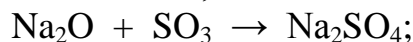
По характеру образуемых оксидами соединений с водой они делятся на три большие группы: основные, амфотерные и кислотные.

*Основные оксиды* - это оксиды металлов IA и IIA групп периодической системы (за исключением Be), а также переходных металлов в низшей степени окисления (+1, +2):  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{MnO}$  и т.д. Основным оксидам в качестве соединений с водой соответствуют основания.

а) Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{BaO}$  растворяются в воде с образованием растворимых в воде оснований – щелочей:



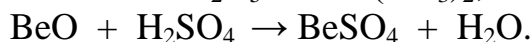
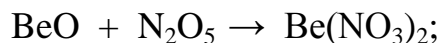
б) Основные оксиды способны вступать во взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами, кислотами и солями:



*Амфотерные оксиды* - это оксиды металлов главных подгрупп: BeO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, PbO, GeO, SnO и т.д., а также переходных металлов в промежуточной степени окисления (+3, +4): Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MnO<sub>2</sub> и т.д. Исключение составляют Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, которые относятся к основным оксидам.

Амфотерным оксидам в качестве гидратов соответствуют амфотерные гидроксиды. Их отличительным признаком является способность взаимодействовать и с кислотами и со щелочами.

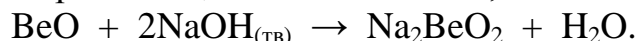
а) При взаимодействии амфотерных оксидов с кислотными оксидами и кислотами образуются соли:



б) Амфотерные оксиды взаимодействуют с основными оксидами и основаниями:



Взаимодействие амфотерных оксидов с расплавами щелочей приводит к образованию солей: бериллатов, метаалюминатов, цинкатов и т.д.



При взаимодействии амфотерных оксидов с растворами щелочей образуются гидроксосоединения:

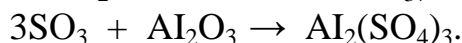


*Кислотные оксиды* - это оксиды неметаллов и переходных металлов в высшей степени окисления (+5, +6, +7): CO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, CrO<sub>3</sub>, MnO<sub>3</sub>.

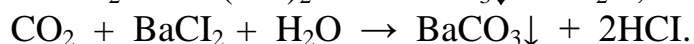
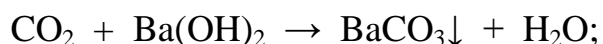
а) Кислотным оксидам в качестве соединений с водой соответствуют кислоты:



б) Кислотные оксиды способны вступать в реакции с основными и амфотерными оксидами с образованием солей:



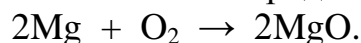
в) Характерным признаком кислотных оксидов является их способность взаимодействовать со щелочами и солями. В результате этих реакций образуются соли:



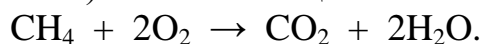
### 3.1.2 Получение.

Существует три основных способа получения оксидов:

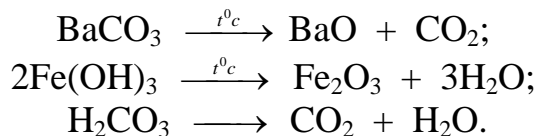
а) Взаимодействие элементов с кислородом (при различных условиях).



б) Горение (окисление) сложных веществ.



в) Разложение кислородсодержащих соединений: нерастворимых оснований, некоторых солей и кислот.



## 3.2 Основания

*Основаниями* называются сложные соединения, состоящие из атома металла (катиона аммония) и одной или нескольких гидроксогрупп  $\text{OH}^-$ :  $\text{KOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

### 3.2.1 Классификация. Химические свойства.

Основания классифицируют по растворимости в воде: растворимые в воде и нерастворимые в воде.

К растворимым основаниям относятся гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$  (таблица 1).

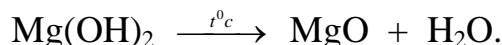
Таблица 1- Основания

Хорошо и умеренно растворимые в воде	Малорастворимые в воде
*LiOH, *NaOH, *KOH, *RbOH, *CsOH, *Ca(OH) <sub>2</sub> , *Sr(OH) <sub>2</sub> , *Ba(OH) <sub>2</sub> , NH <sub>4</sub> OH	Mg(OH) <sub>2</sub> , Mn(OH) <sub>2</sub> , Cd(OH) <sub>2</sub> , Bi(OH) <sub>3</sub> , Ti(OH) <sub>3</sub> , Cr(OH) <sub>2</sub> , Cu(OH) <sub>2</sub> , Fe(OH) <sub>2</sub> , Fe(OH) <sub>3</sub> , Co(OH) <sub>3</sub> , Ni(OH) <sub>3</sub>

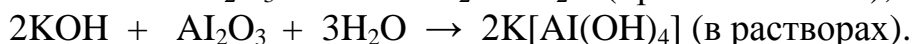
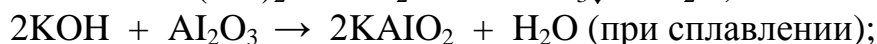
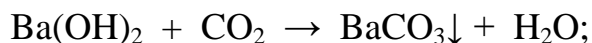
\* - щелочи

Важнейшие химические свойства оснований обуславливаются их отношением к кислотам, кислотным и амфотерным оксидам, солям.

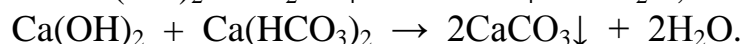
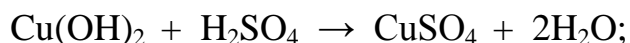
а) Практически все нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются с образованием оксидов:



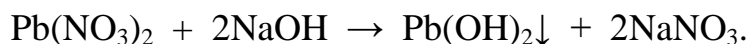
б) Растворимые в воде основания (щелочи) реагируют с кислотными и амфотерными оксидами:



в) Основания вступают в реакцию нейтрализации с кислотами и кислыми солями:



г) Растворы щелочей взаимодействуют с растворами некоторых солей по реакции обмена:

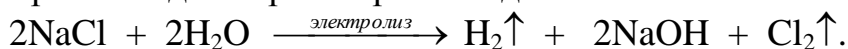


д) Растворимые в воде основания вступают в окислительно-восстановительные реакции с неметаллами:

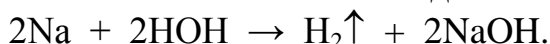


### 3.2.2 Способы получения щелочей.

а) Электролиз водного раствора соли данного активного металла:



б) Взаимодействие активного металла с водой:

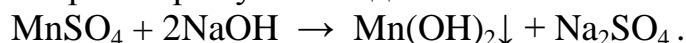


в) Растворение оксида активного металла в воде:



### 3.2.3 Получение малорастворимых в воде оснований.

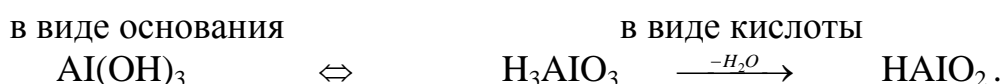
Малорастворимые в воде основания получают «косвенным» путем: действием щелочи на растворимую соль данного металла:



## 3.3 Амфотерные гидроксиды

*Амфотерные гидроксиды* занимают промежуточное положение между кислотами и основаниями и обладают кислотно-основной двойственностью, то есть они реагируют как с кислотами (сильными), так и с основаниями (сильными) в зависимости от условий проведения реакций. Примеры амфотерных гидроксидов приведены в таблице 2.

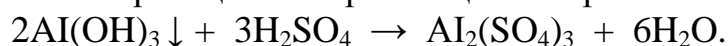
Формулу амфотерного гидроксида можно представить следующим образом:



гидроксид алюминия      о-алюминиевая кислота      м-алюминиевая кислота

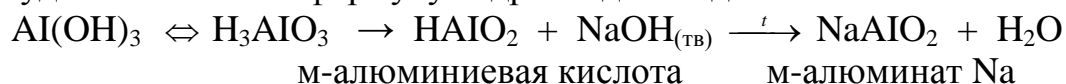
Амфотерные гидроксиды являются слабыми электролитами. Реагируя с сильной кислотой или кислотным оксидом, амфотерный гидроксид проявляет слабоосновной характер, реагируя с сильным основанием или основным оксидом, проявляет слабокислотный характер. Этот процесс носит название «явление амфотерности».

Амфотерные гидроксиды в роли основания взаимодействуют с сильными кислотами по реакции нейтрализации с образованием соли и воды:



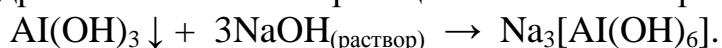
гидроксид алюминия      сульфат алюминия

В роли кислоты амфотерный гидроксид также вступает в реакцию нейтрализации, но в ходе процесса сплавления с твердой щелочью. В этом случае удобнее записать формулу гидроксида в виде кислоты.





Осадок амфотерного гидроксида растворяется в сильном основании с образованием гидроксокомплекса по реакции комплексообразования.



гидроксид алюминия

гексагидроксоалюминат натрия.

Амфотерные гидроксиды являются малорастворимыми соединениями, поэтому их получают «косвенным» путем: взаимодействие растворимой соли данного амфотерного элемента с щелочью:



Таблица 2 - Амфотерные гидроксиды

Формула в виде основания	Формула в виде кислот	Название кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
*Be(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> BeO <sub>2</sub>	бериллиевая	BeO <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	бериллат-ион
*Zn(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> ZnO <sub>2</sub>	цинковая	ZnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	цинкат-ион
*Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AlO <sub>3</sub> HAlO <sub>2</sub>	орто-алюминиевая мета-алюминиевая	AlO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> AlO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	о-алюминат-ион м-алюминат-ион
*Cr(OH) <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> CrO <sub>3</sub> HCrO <sub>2</sub>	орто-хромистая мета-хромистая	CrO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> CrO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	о-хромит-ион м-хромит-ион
*Sn(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SnO <sub>2</sub>	оловянистая	SnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	станнит-ион
*Pb(OH) <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> PbO <sub>2</sub>	свинцовистая	PbO <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	плюмбит-ион
*As(OH) <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> HAsO <sub>2</sub>	орто-мышьяковистая мета-мышьяковистая	AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> AsO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	о-арсенит-ион м-арсенит-ион
*Sb(OH) <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> SbO <sub>3</sub> HSbO <sub>2</sub>	орто-сурьмянистая мета-сурьмянистая	SbO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> SbO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	о-стибит-ион м-стибит-ион
<sup>Δ</sup> SnO <sub>2</sub> · 2H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> SnO <sub>3</sub>	оловянная	SnO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	станнат-ион
<sup>Δ</sup> PbO <sub>2</sub> · 2H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> PbO <sub>3</sub>	свинцовая	PbO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	плюмбат-ион
<sup>Δ</sup> As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> · 5H <sub>2</sub> O	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	мышьяковая	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	арсенат-ион
<sup>Δ</sup> Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> · 5H <sub>2</sub> O	H <sub>3</sub> SbO <sub>4</sub>	сурьмяная	SbO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	стибат-ион

\* - классические амфотерные гидроксиды

<sup>Δ</sup> - кислотный характер преобладает над основным

### 3.4 Кислоты

*Кислотами* называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.

#### 3.4.1 Классификация. Химические свойства.

Кислоты классифицируют *по составу*: кислородсодержащие (HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>) и бескислородные (HCl, HBr, H<sub>2</sub>S).

Кислоты различаются *по основности*. Основность кислоты определяется числом атомов водорода в ее молекуле, способных замещаться на металл с образованием соли. Различают одноосновные (HF, HCN, CH<sub>3</sub>COOH);

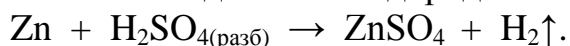
двухосновные ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) и многоосновные ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ) кислоты.

Классификация кислот *по силе* основана на их способности к электролитической диссоциации. Сильные кислоты в водных растворах полностью диссоциируют на ионы, их степень электролитической диссоциации ( $\alpha$ ) больше 30%. Слабые кислоты подвергаются частичной, неполной электролитической диссоциации, поэтому для них  $\alpha < 3\%$ .

В таблице 3 приводятся формулы, названия важнейших кислот и их кислотных остатков.

а) Кислоты взаимодействуют с металлами. Образующиеся при этом продукты различны и зависят от положения металла в ряду напряжения и свойств кислоты.

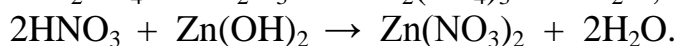
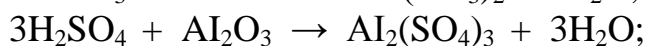
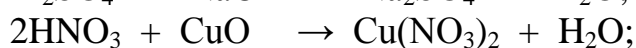
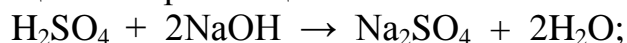
При взаимодействии металлов, стоящих в ряду напряжения до водорода, с кислотами-неокислителями ( $\text{HCl}$  любой концентрации,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  разбавленная) образуются соли этих кислот и выделяется водород:



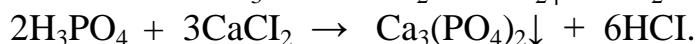
При взаимодействии металлов с кислотой-окислителем ( $\text{HNO}_3$  любой концентрации,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированная) происходит восстановление элемента-окислителя (азота или серы):



б) Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами и основаниями по реакции нейтрализации:

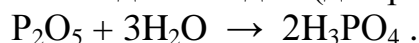


в) Кислоты вступают в обменные реакции с некоторыми солями:

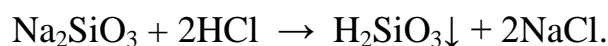


### 3.4.2 Получение.

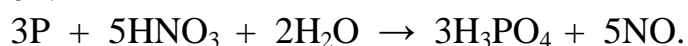
а) Реакция кислотных оксидов с водой (для растворимых оксокислот):



б) Реакция обмена между солями и другими кислотами (для любых оксокислот):



в) Некоторые оксокислоты получают действием на неметаллы сильных кислот-окислителей:



г) Соединение неметаллов с водородом и последующим растворением водородного соединения в воде:

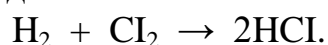


Таблица 3 - Кислоты

Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
$H_3BO_3$	орто-борная	$BO_3^{3-}$	о-борат-ион
$H_2CO_3$	угольная	$CO_3^{2-}$	карбонат-ион
$H_2SiO_3$	мета-кремниевая	$SiO_3^{2-}$	м-силикат-ион
$HNO_3^*$	азотная	$NO_3^-$	нитрат-ион
$HNO_2$	азотистая	$NO_2^-$	нитрит-ион
$H_3PO_4$	орто-фосфорная	$PO_4^{3-}$	о-фосфат-ион
$HPO_3$	мета-фосфорная	$PO_3^-$	м-фосфат-ион
$H_3PO_3$	орто-фосфористая	кислота	двухосновная
$HPO_2$	мета-фосфористая	$PO_2^-$	м-фосфит-ион
$H_4P_2O_7$	дифосфорная	$P_2O_7^{4-}$	дифосфат-ион
$H_2SO_4^*$	серная	$SO_4^{2-}$	сульфат-ион
$H_2SO_3$	сернистая	$SO_3^{2-}$	сульфит-ион
$H_2S_2O_3$	тиосерная	$S_2O_3^{2-}$	тиосульфат-ион
$H_2S_2O_7^*$	дисерная	$S_2O_7^{2-}$	дисульфат-ион
$H_2S_2O_8^*$	пероксодисерная	$S_2O_8^{2-}$	пероксодисульфат-ион
$H_2CrO_4^*$	хромовая	$CrO_4^{2-}$	хромат-ион
$H_2Cr_2O_7^*$	дихромовая	$Cr_2O_7^{2-}$	дихромат-ион
$HClO$	хлорноватистая	$ClO^-$	гипохлорит-ион
$HClO_2$	хлористая	$ClO_2^-$	хлорит-ион
$HClO_3$	хлорноватая	$ClO_3^-$	хлорат-ион
$HClO_4^*$	хлорная	$ClO_4^-$	перхлорат-ион
$HMnO_4^*$	марганцовая	$MnO_4^-$	перманганат-ион
$HF$	фтороводородная	$F^-$	фторид-ион
$HCl^*$	хлороводородная	$Cl^-$	хлорид-ион
$HBr^*$	бромоводородная	$Br^-$	бромид-ион
$HI^*$	иодоводородная	$I^-$	йодид-ион
$H_2S$	сероводородная	$S^{2-}$	сульфид-ион
$CH_3COOH$	уксусная	$CH_3COO^-$	ацетат-ион

\* - сильные электролиты

### 3.5 Соли

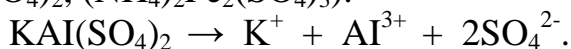
*Соли* - это продукты полного или неполного замещения катионов водорода кислоты на катионы металла или гидроксильных групп основания на кислотный остаток.

Основная реакция препаративного получения солей – *реакция нейтрализации* – это взаимодействие кислоты с основанием с образованием соли и воды.

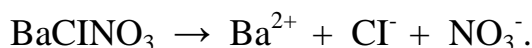
### 3.5.1 Классификация. Номенклатура.

По составу различают соли нескольких типов: средние, кислые (гидросоли), основные (гидроксосоли), двойные, смешанные.

*Двойные соли* содержат два разных катиона  $Me^{n+}$  (или  $Me^{n+}$  и  $NH_4^+$ ) при одном анионе ( $KAl(SO_4)_2$ ,  $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_3$ ).

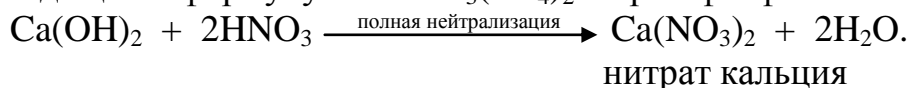


*Смешанные соли* образованы одним и тем же катионом, но разными анионами ( $BaClNO_3$  – хлорид-нитрат бария,  $CaCl(OCl)$  – хлорид-гипохлорит кальция).



К *средним солям* относятся продукты полного замещения катионов водорода кислоты на катионы металла или гидроксильных групп основания на кислотный остаток. Средние соли содержат катион металла  $Me^{n+}$  (или  $NH_4^+$ ) и анион кислотного остатка:  $FeCl_3$ ,  $K_2SO_4$ ,  $NH_4Cl$ ,  $Na_2CO_3$ .

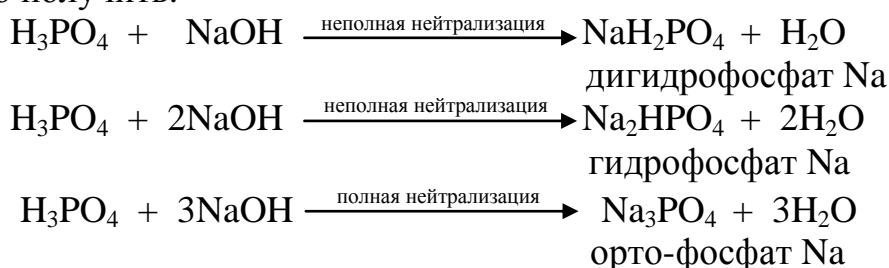
Название средних солей составляется из названия соответствующей кислоты и металла, независимо от числа катионов металла и кислотных остатков, входящих в формулу соли:  $Ca_3(PO_4)_2$  – орто-фосфат кальция.



нитрат кальция

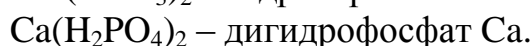
*Кислые соли* являются продуктом неполного замещения катионов водорода многоосновных кислот на катионы металла в результате реакции неполной нейтрализации. В состав кислой соли, кроме катиона металла  $Me^{n+}$ , входит сложный гидроанион, содержащий хотя бы один катион водорода:  $KHCO_3$ ,  $K_2HPO_4$ ,  $KH_2PO_4$ ...

Гидроанион образуется при отщеплении от молекулы кислоты одного и более катионов водорода. Если кислота двухосновная, то она образует одну кислую соль; если кислота трехосновная, она может образовать два ряда кислых солей. Например, в зависимости от взятых соотношений  $NaOH$  и  $H_3PO_4$  можно получить:



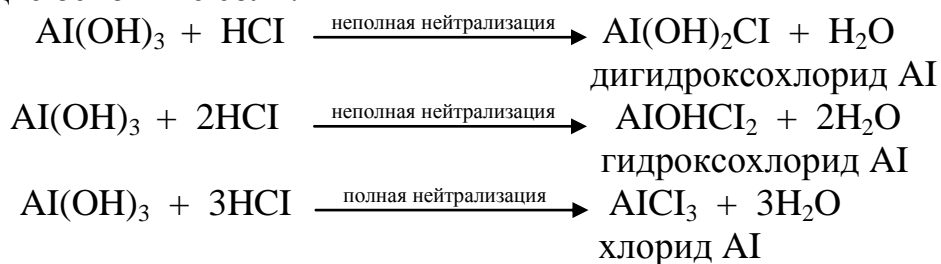
От одноосновной кислоты ( $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $HClO_4$  ...) нельзя получить кислую соль.

Название кислой соли образуется добавлением к названию средней соли приставки «гидро», означающей наличие одного незамещенного катиона водорода в кислотном остатке. Если в кислотном остатке содержится два незамещенных катиона водорода, то используется приставка «дигидро».



*Основные соли* занимают промежуточное положение между основаниями и солями, следовательно, содержат, кроме катионов металла  $Me^{n+}$  и кислотных остатков, гидроксильные группы  $OH^-$ , образуя сложный гидроксокатион. Они являются продуктом реакции неполной нейтрализации многокислотного основания кислотой:  $MgOHCl$ ,  $Al(OH)_2Cl$ ,  $(CuOH)_2CO_3$ .

Гидроксокатион образуется при отщеплении от молекулы основания одной и более гидроксильных групп  $OH^-$ . Если основание двухкислотное, то оно образует одну основную соль; если основание трехкислотное, то можно получить две основные соли.



От однокислотного основания ( $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $NH_4OH$  ...) невозможно получение основной соли.

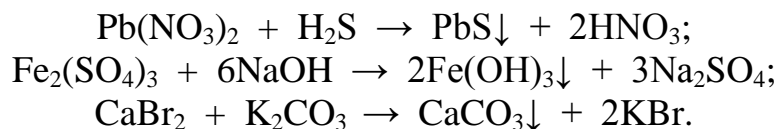
Название основной соли образуется добавлением к названию средней соли приставки «гидроксо», означающей наличие одной незамещенной гидроксильной группы, связанной с катионом металла. Если с одним катионом металла связаны две незамещенные гидроксильные группы, то используется приставка «дигидроксо».

$CuOHNO_3$  – гидроксонитрат  $Cu(II)$ .

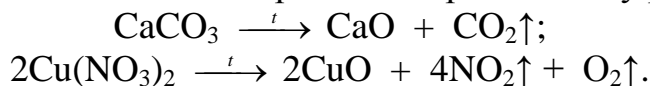
$(CuOH)_2SO_4$  – гидроксосульфат  $Cu(II)$ .

### 3.5.2 Химические свойства

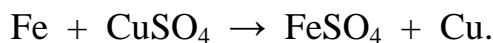
а) Соли вступают в обменные реакции с кислотами, основаниями и другими солями:



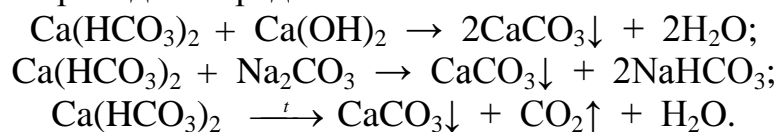
б) Большинство солей подвергаются термическому разложению:



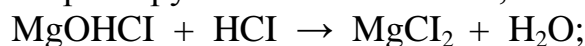
в) Соли взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду стандартных электродных потенциалов левее вытесняемого из соли металла:

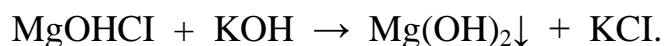


г) Кислые соли при действии на них щелочью, либо другой солью, либо при нагревании переходят в средние соли:



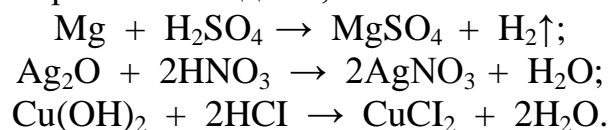
д) Основные соли реагируют как с кислотами, так и со щелочами:



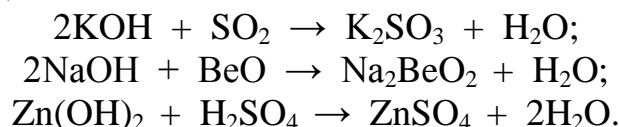


### 3.5.3 Получение

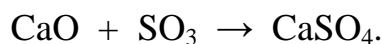
а) Соли получают реакцией взаимодействия кислот с металлами, основными или амфотерными оксидами, основаниями:



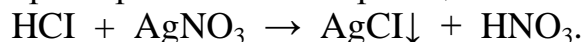
б) Соли образуются при взаимодействии оснований с кислотными, амфотерными оксидами и кислотами:



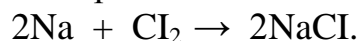
в) Соли могут быть получены реакцией между кислотным и основным оксидами:



г) Для солей характерны обменные реакции:



д) Соли также получают при взаимодействии металла с неметаллом:



## 2 Лабораторная работа №2. Окислительно - восстановительные реакции (ОВР)

Цель работы: ознакомление с окислительно-восстановительными свойствами металлов, неметаллов и их соединений; освоение методики составления уравнений окислительно-восстановительных процессов.

### 1 Экспериментальная часть

#### 1.1 Влияние pH среды на окислительно-восстановительные реакции.

В три пробирки налейте по 3 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку прилейте 2 мл 1 М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , во вторую — 2 мл  $\text{H}_2\text{O}$ , в третью - 2мл 2 М раствора  $\text{KOH}$ .

В каждую пробирку добавьте по 3 мл раствора сульфита натрия.

Запишите наблюдения, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций и объясните результаты опыта. Учтите, что фиолетовая окраска характерна для ионов  $\text{MnO}_4^-$ , слабо-розовая — для ионов  $\text{Mn}^{2+}$ , зеленая — для ионов  $\text{MnO}_4^{2-}$ , бурый цвет имеют осадки  $\text{MnO}_2$  и  $\text{Mn(OH)}_4$ .

#### 1.2 Окислительные свойства бихромата калия.

Растворите 2-3 кристаллика бихромата калия в таком количестве дистиллированной воды, чтобы получился раствор соломенно-желтого цвета. Подкислите раствор несколькими каплями серной кислоты и бросьте в него кристаллик сульфата закиси железа. В какой цвет окрашивается раствор?

Напишите уравнение реакции. Укажите восстановитель и окислитель.

1.3 Окислительно-восстановительная двойственность перекиси водорода.

а) Окислительные свойства перекиси водорода.

К 2-3 каплям 0,5 н раствора иодида калия, подкисленного равным объемом серной кислоты, прилейте раствор перекиси водорода. Прибавьте 1-2 капли крахмала, убедитесь в присутствии свободного иода. Напишите уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

б) Восстановительные свойства перекиси водорода.

Налейте в пробирку около 1 мл насыщенного раствора перманганата калия, подкислите раствором серной кислоты и прибавьте 1-2 мл перекиси водорода. Тлеющей лучинкой испытайте выделяющийся газ. Какой это газ? Напишите уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

## 2 Контрольные вопросы и задачи

1. Определите степень окисления серы в соединениях:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

2. Приведите примеры межмолекулярных и внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций.

3. Определите, возможно ли протекание реакции в прямом направлении при температуре 298 К:



4. Какими способами можно определить направление окислительно-восстановительных реакций?

## 3 Методические указания по выполнению работы

Реакции, протекание которых связано со смещением или полным переходом электронов от одних атомов или ионов к другим, называют окислительно-восстановительными. Число электронов, смещенных от атома (иона) данного элемента или к атому (иону) данного элемента в соединении, называют степенью окисления. Степень окисления может быть положительной (электроны смещены от атома или иона) и отрицательной (электроны смещены к атому или иону).

Процесс отдачи электронов, т. е. повышения степени окисления элемента, называют окислением, а вещества, отдающие электроны,— восстановителями. К типичным восстановителям относятся простые вещества, атомы которых характеризуются невысокой электроотрицательностью (металлы, водород, углерод), некоторые анионы ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$  и др.), катионы, у которых степень окисления может возрастать ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$  и др.), некоторые соединения углерода (углероводороды, оксид углерода), азота (азотоводороды), бора (бороводороды) и др.

Процесс присоединения электронов, т. е. понижение степени окисления, называют восстановлением, а вещества, принимающие электроны, называют окислителями. К типичным окислителям относятся простые вещества, атомы

которых характеризуются высокой электроотрицательностью (элементы VI и VII групп главных подгрупп), катионы с высокой степенью ( $\text{Pb}^{+4}$ ,  $\text{Cr}^{+6}$ ,  $\text{Ce}^{+4}$ ), анионы, в которых электроположительный элемент имеет высокую степень окисления ( $\text{N}^{+5}\text{O}_3^-$ ,  $\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^-$  и др.), высшие оксиды, а также пероксиды.

Направление окислительно-восстановительных реакций определяется вторым законом термодинамики. Если процесс протекает при изобарно-изотермических условиях, то прямая реакция возможна при условии, что энергия Гиббса ее ниже нуля:  $\Delta G < 0$ .

Окислительно-восстановительную способность вещества определяет окислительно-восстановительный потенциал реакции (редокс-потенциал). Окислительная способность веществ тем выше, чем больше положительное значение окислительно-восстановительного потенциала реакции.

### **3 Лабораторная работа № 3. Химия металлов**

Цель работы: ознакомление со свойствами переходных металлов и их соединениями.

#### **1 Экспериментальная часть**

##### **1.1 Получение и свойства гидроксида меди (II).**

В пробирку с раствором соли меди (II) прилейте раствор разбавленной щелочи. Выпадает осадок гидроксида меди (II) голубого цвета. Часть жидкости с осадком перенесите в другую пробирку и подогрейте на водяной бане. Гидроксид меди (II) разлагается с образованием оксида меди (II) черного цвета.

Оставшуюся в первой пробирке взвесь гидроксида меди (II) взболтайте и разделите на две части. К одной части прилейте раствор соляной или серной кислоты, к другой части – разбавленный раствор щелочи.

Напишите уравнения протекающих взаимодействий. Сформулируйте выводы.

##### **1.2 Получение и свойства гидроксида цинка.**

Получите гидроксид цинка действием небольшого объема раствора разбавленной щелочи на раствор соли цинка.

Взвесь осадка гидроксида цинка с жидкостью разделите на две части. К одной части прилейте раствор сильной кислоты, к другой – раствор разбавленной щелочи.

Запишите уравнения реакций получения и растворения гидроксида цинка. Сформулируйте выводы.

##### **1.3 Получение и свойства гидроксида кадмия.**

К раствору соли кадмия в пробирке прилейте разбавленный раствор щелочи. Выпадает осадок гидроксида кадмия.



Полученную взвесь поделите на две части. К первой части осадка прилейте раствор сильной кислоты, ко второй - разбавленный раствор щелочи.

Запишите уравнения реакций и сформулируйте необходимые выводы по получению гидроксида кадмия и его кислотно-основном характере.

#### 1.4 Получение и свойства оксида серебра (I).

Налейте в пробирку около 1 мл раствора нитрата серебра и добавьте разбавленный раствор щелочи. Образующийся осадок гидроксида серебра (I) разлагается с образованием оксида серебра (I). Разделите жидкость с осадком оксида серебра (I) на две части. В одной части осадка прилейте раствор азотной кислоты, к другой - раствор щелочи.

Запишите уравнения реакций получения и растворения оксида серебра (I). Сформулируйте выводы.

#### 1.5 Окислительные свойства соединений железа (III).

а) Окисление иодида калия.

В пробирку с 3-4 каплями раствора  $\text{FeCl}_3$  добавить 1-2 капли раствора иодида калия. В какой цвет и почему окрашивается раствор?

Запишите уравнение реакции.

б) Окисление сульфита натрия.

В пробирку с 3-4 каплями раствора  $\text{FeCl}_3$  добавить несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа (III), которое исчезает при нагревании. Убедиться в восстановлении железа до степени окисления +2. Какой реактив следует для этого применить?

Запишите уравнение реакции окисления сульфита натрия хлоридом железа (III), учитывая, что в реакции принимает участие вода.

#### 1.6 Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление.

В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавлять по каплям раствор едкой щелочи; сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление кобальта?

#### 1.7 Получение гидроксида никеля (II) и его окисление.

В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли никеля (II) и добавлять по каплям раствор едкой щелочи до выпадения осадка гидроксида никеля (II). В первой пробирке осадок тщательно размешать стеклянной палочкой, во вторую добавить 2-3 капли 3% - ного раствора пероксида водорода. Наблюдается ли изменение цвета осадка? Происходит ли окисление гидроксида никеля (II) кислородом воздуха и пероксидом водорода?

Запишите уравнение реакции. Ответьте на поставленные вопросы.

### 1.8 Гидроксид марганца (II) и его свойства.

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли марганца (II) и по 2-3 капли раствора щелочи с эквивалентной концентрацией 2 моль/л. Каков цвет полученного осадка гидроксида марганца (II)? Размешать стеклянной палочкой и отметить изменение цвета осадка вследствие окисления марганца (II) до Mn (IV). Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца (II) добавить 2-3 капли раствора серной кислоты с эквивалентной концентрацией 2 моль/л. Что наблюдается? Какие свойства характерны для гидроксида Mn (II)? Запишите уравнения реакций.

### 1.9 Окислительные свойства хроматов.

К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия (4-5 капель) добавить 3-4 капли раствора иодида калия. Отметить изменение окраски. Доказать с помощью крахмала выделение свободного иода, для чего в пробирку с 5-6 каплями крахмала внести одну каплю полученного в опыте раствора. Запишите уравнения реакций.

## 2 Контрольные вопросы и задачи

1. Что произойдет при действии на медь кислотами: а) хлороводородной разбавленной; б) азотной разбавленной; в) азотной концентрированной? Напишите уравнения реакций.

2. Какой из гидроксидов  $Zn(OH)_2$  или  $Cd(OH)_2$  должен проявлять более основные свойства? Ответ мотивировать.

3. Указать окислитель и восстановитель в реакции взаимодействия оксида серебра с пероксидом водорода, если при этом происходит выделение газообразного кислорода. Напишите уравнение реакции.

4. Что лучше защищает поверхность железа от коррозии: покрытие слоем кадмия или никеля? Почему?

5. Закончить уравнения реакций:



6. Написать уравнение реакций, в которых соединение марганца (IV) является: а) восстановителем; б) окислителем.

7. Как получить из оксида хрома (III): а) хромит калия; б) хромат калия.

## 3 Методические указания по выполнению работы

В металлической решетке ионы связаны друг с другом нелокализованными подвижными электронами. Этим объясняется высокая электрическая проводимость и теплопроводность металлов. Максимальную электрическую проводимость имеют серебро, медь, золото и алюминий. Ионы в узлах структуры металлов совершают только колебательные движения, усиливающиеся при повышении температуры. Из-за этого затрудняется перемещение электронов, и электропроводность металлов с ростом температуры уменьшается.

Ионы металлов в кристалле могут скользить относительно друг друга. Этим объясняется ковкость (способность к расплющиванию) и пластичность (способность вытягиваться в проволоку и ленту). К легким ( $\rho < 5 \text{ г/см}^3$ ) относятся *s*-металлы и алюминий, скандий и титан, минимальную плотность имеет литий ( $\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$ ), к тяжелым относятся, в основном, *f*-металлы 5 - 7 периодов. К легкоплавким относятся *s*- и *p*-металлы, а также *d*-металлы II группы. К тугоплавким принадлежат, в основном, *d*-металлы IV - VIII групп.

Будучи восстановителями, металлы могут взаимодействовать с окислителями. Все металлы окисляются фтором и могут окисляться хлором. Большинство металлов (кроме платины и золота) могут окисляться бромом и кислородом в кислой среде. В нейтральной среде кислород не может окислять золото, платиновые металлы, ртуть, серебро. Ионы водорода в кислой среде могут окислять многие металлы, кроме платиновых, ртути, золота, серебра, меди, рения, сурьмы и висмута. Большой склонностью к пассивации обладают бериллий, алюминий, *d*-металлы IV - VIII групп. Многие металлы катализируют различные химические и электрохимические реакции. Так как металлы и их катионы имеют вакантные молекулярные орбитали, то большинство из них являются комплексообразователями. Наиболее выражена склонность к комплексообразованию у ионов переходных металлов.

Металлы получают из руд. Предварительно руда обрабатывается для увеличения концентрации металла путем отделения пустой породы и разделения остатка на различные фракции. Последующие операции заключаются в получении соединения металла, из которого удобно выделить металл тем или иным способом. Так как большинство металлов в природе находится в окисленном состоянии, то извлечение их основано на восстановлении из тех или иных соединений в растворах (при невысокой температуре) или расплавах (при повышенных температурах).

Cu, Ag, Zn, Cd – пластичные металлы. Медь Cu имеет характерный красноватый блеск, серебро Ag – металл с «серебристым отливом», цинк Zn – голубовато-белый металл, кадмий Cd - белый металл.

Cu, Ag, Zn, Cd заканчивают декады *d* – элементов 4-го и 5-го периодов. Хотя Cu, Ag являются предпоследними членами декад *d* – элементов, атомы их содержат на *d* – подуровне не 9, а 10 электронов из-за «провала» *ns* – электрона в  $(n-1)d$  – подуровень, так как электронная конфигурация  $(n-1)d^{10}ns^1$  более устойчива, чем  $(n-1)d^9ns^2$ .

Несмотря на то, что *d*-подуровень  $(n-1)$ -го слоя в атомах Cu и Ag за счет провала *ns* – электрона заполнен до конца, он еще не вполне стабилен: от него могут отрываться *d*-электроны (помимо *s* –электрона внешнего уровня). Поэтому Cu, Ag могут проявлять в своих соединениях степень окисления, превышающую номер группы I.

Предпоследний электронный уровень атомов Zn, Cd вполне стабилен и *d*-электронов не отдает. В атомах Zn, Cd в осуществлении химических связей участвуют только *s* - электроны внешнего энергетического уровня, поэтому

Zn, Cd в своих соединениях проявляют постоянную степень окисления (+2), совпадающую с номером группы (таблица 1).

Из меди изготавливают кабели, провода, токопроводящие детали электрических аппаратов и двигателей, сплавы. Серебро и золото применяются в ювелирном деле, для изготовления контактов, монет. Серебро также используется для изготовления электровакуумных приборов, припоев, катализаторов. Цинк, кадмий применяются для изготовления сплавов, для нанесения защитных покрытий стальных изделий, в химических источниках тока. Из кадмия производят регулирующие стержни атомных реакторов.

Таблица 1 - Свойства меди, серебра, цинка и кадмия и их соединений

Свойства элементов (Э) и их соединений	Медь Cu	Серебро Ag	цинк Zn	кадмий Cd
Порядковый номер Э	29	47	30	48
Температура пл., °С	1083	961	419,5	320,9
Электронное строение n-го и (n-1)-го энергетического уровней атома	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$4s^2 3d^{10} 5s^1$	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$4s^2 3d^{10} 5s^2$
Степень окисления Э в его соединениях	+1 реже	+2, +3 чаще	+2 const	+2 const
Стандартный электродный потенциал системы $\varphi_{Me^0/Me}^0$ , В	+0,52 Cu <sup>+</sup>	+0,80 Ag <sup>+</sup>	-0,76 Zn <sup>2+</sup>	-0,40 Cd <sup>2+</sup>
Гидроксиды элементов	CuOH-бурый Cu(OH) <sub>2</sub> - голубой	AgOH - белый Ag(OH) <sub>2</sub> и Ag(OH) <sub>3</sub> неизвестны	Zn(OH) <sub>2</sub> белый	Cd(OH) <sub>2</sub> белый

Хром – серовато-белый блестящий металл. У атома хрома происходит провал одного s-электрона с внешнего электронного уровня в предвнешний. Для хрома типичны трех- и шестивалентные состояния, причем соединения, в которых хром трехвалентен, более устойчивы. Хром встречается в природе в виде хромистого железняка FeO · Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, при восстановлении которого углем получают сплав железа с хромом – феррохром, используемый в металлургии при производстве хромистых сталей.

Марганец – белый металл, похожий по внешнему виду на железо. Для марганца типичны двух-, четырех- и семивалентные состояния. Марганец как легирующая добавка к стали придает коррозионную стойкость, вязкость, твердость, но снижает пластичность стали. Диоксид марганца применяют в качестве дешевого окислителя в гальванических элементах.

Fe, Co, Ni представляют собой блестящие белые металлы с сероватым (Fe, Co) или серебристым (Ni) оттенком. По сходству свойств Fe, Co, Ni принято объединять в семейство железа. Наиболее характерными для них являются двух-, трехвалентные состояния (таблица 2). Способ получения железа из руд основан на восстановлении оксидов железа углем. При этом выплавляют сплав железа с углеродом (до 4%), называемый чугуном.

Таблица 2 - Свойства хрома, марганца, железа, кобальта, никеля и их соединений

Свойства элементов (Э) и их соединений	Хром Cr	Марганец Mn	Железо Fe	Кобальт Co	Никель Ni
Порядковый номер Э	24	25	26	27	28
Температура пл., °С	1890	1244	1535	1495	1455
Электронное строение n-го и (n-1)-го энергетического уровней атома	$3s^2p^6d^54s^1$	$3s^2p^6d^54s^2$	$3s^2p^6d^64s^2$	$3s^2p^6d^74s^2$	$3s^2p^6d^84s^2$
Степень окисления Э в его соединениях	+3, +6	+2, +4, +7	+2, +3 +6 чаще реже	+2, +3	+2, +3
Стандартный электродный потенциал системы $\varphi_{Me^0/Me}^0$ , В	-0,85 Cr <sup>+2</sup> -0,74 Cr <sup>+3</sup>	-1,19 Mn <sup>+2</sup>	-0,44 Fe <sup>+2</sup> , -0,036 Fe <sup>+3</sup>	-0,28 Co <sup>+2</sup>	-0,25 Ni <sup>+2</sup>
Гидроксиды элементов	Cr(OH) <sub>3</sub> сине-серый	Mn(OH) <sub>2</sub> белый	Fe(OH) <sub>2</sub> светло-зеленый	Co(OH) <sub>2</sub> розово-красный	Ni(OH) <sub>2</sub> яблочно-зеленый

Чугун перерабатывается в сталь (до 2% углерода) и в мягкое (ковкое) железо (0,3% углерода). Последнее идет на изготовление кровельного железа, гвоздей, проволоки и т.п. Никель и кобальт используются как катализаторы некоторых реакций. Широко используется никелирование для получения защитных декоративных покрытий. На основе никеля и кобальта создано большое число ценных сплавов. Соединения кобальта используются как красители (синие, пурпурные, фиолетовые) и добавки к гидроксиду никеля в аккумуляторах.

#### 4 Лабораторная работа № 4. Ряд напряжений металлов и работа гальванических элементов

Цель работы: овладение методикой измерения ЭДС и напряжения гальванических элементов.

##### 1 Экспериментальная часть

###### 1.1 Вытеснение водорода из кислоты металлами.

В пять пробирок налейте по 3-4 мл раствора соляной кислоты и поместите в них порознь по кусочку магния, алюминия, цинка, железа и меди.

Какие из металлов вытесняют водород из кислоты? Напишите молекулярные, ионные и электронные уравнения реакций.

###### 1.2 Вытеснение одних металлов другими.

1. Налейте в пробирку 3-4 мл раствора медного купороса, опустите кусочек очищенной от ржавчины железной проволоки. Что происходит? Повторите опыт, заменив железную проволоку цинковой пластиной. Напишите молекулярное, ионное и электронное уравнения реакций.

2. Налейте в пробирку 3-4 мл раствора уксуснокислого свинца и опустите кусочек цинка. Что происходит? Напишите молекулярное, ионное и электронное уравнения реакций.

3. На часовое стекло налейте несколько капель раствора азотнокислого серебра и погрузите в него хорошо очищенную медную проволочку. Что наблюдается? Напишите молекулярное, ионное и электронное уравнения реакций.

### 1.3 Медно-цинковый гальванический элемент.

Медную пластинку опустите в молярный раствор медного купороса, а цинковую пластинку - в молярный раствор цинкового купороса.

Соедините оба раствора изогнутой стеклянной трубочкой, заполненной раствором хлористого калия и примесью агар-агара и клея (чтобы раствор не выливался).

К обоим металлическим пластинкам прикрепите медные проволочки и свободные концы их опустите в стаканчик с раствором сернокислого натрия, к которому прибавлено несколько капель раствора фенолфталеина.

Наблюдается окрашивание в малиновый цвет раствора около проволоки, прикрепленной к цинковой пластине.

Какие окислительно-восстановительные процессы происходят на аноде и на катоде?

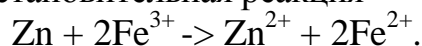
Напишите ионное уравнение реакции, протекающей при работе построенного гальванического элемента. Вычислите электродвижущую силу этого элемента.

## 2 Контрольные вопросы и задачи

1. Что называется стандартным электродным потенциалом?
2. Почему из раствора солей цинк вытесняет свинец, а не наоборот?
3. Из каких растворов железо будет вытеснять металлы:  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $Ag_2SO_4$ ,  $SnSO_4$ .
4. Влияет ли на потенциал металла концентрация его ионов в растворе?
5. Какие металлы - Fe, Al, Zn, Cu, Cr, Ca, Hg - будут выделять водород из раствора разбавленной серной кислоты?
6. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых железо является катодом, а в другом - анодом. Напишите уравнения реакций, протекающих при работе этих элементов.
7. Вычислите электродвижущую силу, напишите уравнения электродных реакций и укажите направление движения электронов в гальваническом элементе  $(-) Fe/Fe^{2+} // Ag^+/Ag (+)$  при условии, что  $C_{Fe^{2+}} = C_{Ag^+} = 0,1$  моль/л.
8. Вычислите электродвижущую силу элемента  $(-) Cd/Cd^{2+} // Cu^{2+}/Cu (+)$ , если концентрации  $C_{Cd^{2+}} = 0,1$  моль/л;  $C_{Cu^{2+}} = 0,001$  моль/л.

9. Пользуясь данными ряда напряжения, объясните, из каких металлов надо составить гальванический элемент, чтобы он имел наибольшую электродвижущую силу.

10. Как составить гальванический элемент, в котором протекает следующая окислительно-восстановительная реакция



### 3 Методические указания по выполнению работы

Основное химическое свойство металлов - это способность их атомов сравнительно легко отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы. Эта способность у различных металлов в соответствии с особенностями строения их электронных оболочек и кристаллической решетки проявляется по-разному. При погружении металла в воду часть его ионов переходит в раствор, вследствие чего на границе раздела фаз возникает скачок потенциала, называемый обычно потенциалом металла ( $\phi$ ). Непосредственно измерить скачок потенциала на границе раздела фаз не удастся, поэтому пользуются относительными значениями потенциалов, измеренными по отношению к стандартному водородному электроду, потенциал которого условно принят за ноль ( $\phi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0 \text{ В}$ ).

Потенциалы металлов, являющихся восстановителями по отношению к стандартному водородному электроду, берутся со знаком минус, с окислителями - со знаком плюс. Расположенные в порядке возрастания стандартных электродных потенциалов (т.е. определенных в стандартных условиях) металлы образуют так называемый ряд напряжений металлов, в который помещен и водород, образующий подобно металлам положительные ионы.

Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, способны вытеснять его из разбавленных растворов кислот. Чем левее в ряду напряжений находится металл, то есть чем меньше его потенциал, тем легче он окислится и тем труднее восстанавливаются его ионы. Чем правее он находится (т.е. чем больше его потенциал), тем труднее он окисляется и тем легче восстанавливаются его ионы.

Каждый металл, расположенный в ряду напряжений левее (т.е. ближе к началу), вытесняет из растворов солей все последующие за ним (стоящие правее) металлы. При этом первый окисляется и переходит в раствор в виде ионов, а второй восстанавливается и выделяется из раствора в виде металла.

Система, состоящая из металла, погруженного в раствор собственной соли называется металлическим электродом. Так как потенциалы различных электродов отличаются друг от друга, то, составив из них замкнутую электрическую цепь, можно получить систему, позволяющую преобразовывать химическую энергию в электрическую вследствие протекания в ней окислительно-восстановительных процессов.

Система, в которой энергия окислительно-восстановительной химической реакции преобразуется в электрический ток, называется гальваническим

элементом. Электрод, на котором происходит окисление, называется анодом, восстановление - катодом.

Анодом всегда является более активный металл, расположенный в ряду напряжений левее (потенциал смещен в сторону отрицательных значений).

Рассмотрим в качестве примера гальванический элемент, составленный из никеля, погруженного в молярный раствор сульфата никеля ( $\varphi^\circ = -0,25 \text{ В}$ ), и серебра, погруженного в молярный раствор азотнокислого серебра ( $\varphi^\circ = +0,80 \text{ В}$ ). Контакт между растворами осуществляется с помощью электрического ключа (стеклянной трубки, заполненной раствором электролита), обеспечивающего ионную электропроводность, но препятствующего смешению растворов.

Соединив электроды во внешней цепи металлическим проводником через гальванометр, можно обнаружить наличие электрического тока и определить его направление.

При работе данного гальванического элемента на электродах происходят следующие преобразования:

- 1) анод:  $\text{Ni}^\circ - 2e = \text{Ni}^{2+}$  (окисление);
- 2) катод:  $\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}^\circ$  (восстановление).

Анод при этом заряжается отрицательно, катод - положительно. Электродвижущую силу гальванического элемента можно найти по формуле

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{А}}$$

или в данном случае  $E = +0,80 - (-0,25) = 1,05 \text{ В}$ .

## **5 Лабораторная работа №5. Электролиз**

Цель работы: ознакомление с процессами, протекающими на растворимых и нерастворимых электродах при электролизе водных растворов электролитов.

### **1 Экспериментальная часть**

#### **1.1 Электролиз раствора йодистого калия.**

В U - образную трубку налейте приблизительно до половины раствор йодистого калия, к которому прибавлено несколько капель крахмального клейстера и 2-3 капли раствора фенолфталеина. Вставьте в оба колена трубки угольные электроды и включите постоянный электрический ток. Наблюдается окрашивание раствора у катода и у анода. Дайте объяснение. Составьте схему электролиза водного раствора.

#### **1.2 Электролиз раствора сернокислого натрия.**

В U - образную трубку для электролиза налейте раствор сернокислого натрия, к которому добавлен раствор лакмуса (индикаторная бумага). Вставьте электроды и включите постоянный электрический ток. Наблюдается изменение (через 1-2 мин) окраски раствора у электродов. Составьте схему электролиза водного раствора сернокислого натрия.



### 1.3 Электролиз раствора сернокислой меди.

В U - образную трубку налейте раствор сернокислой меди. Пользуясь угольными электродами, пропускайте ток в течение 4-5 минут. Что выделяется на электродах? Дайте объяснение. Составьте схему электролиза раствора.

### 1.4 Электролиз с растворимым анодом.

Присоединив электрод с отложившейся в предыдущем опыте медью к положительному полюсу источника тока, другой электрод подключите к отрицательному полюсу, пропускайте электрический ток. Наблюдается растворение меди с анода. Дайте объяснение. Составьте схему электролиза водного раствора сернокислой меди при медном аноде.

### 1.5 Электролиз водного раствора хлорида цинка.

Электролизер залейте раствором хлорида цинка, опустите в него графитовые электроды, подключите их к источнику тока и проводите электролиз в течение 5 минут. По окончании опыта выньте катод и убедитесь в наличии цинкового покрытия. Появление хлора в анодном пространстве определите по появлению синего окрашивания при добавлении нескольких капель раствора иодида калия и крахмала. Составьте схему электролиза раствора хлористого цинка.

## 2 Контрольные вопросы и задачи

1. Составьте схемы электролиза водных растворов  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Электроды угольные. Определите, какая среда (кислая или щелочная) образуется в анодном и катодном пространствах.

2. При электролизе каких растворов ( $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_3$ ) в нейтральной среде на катоде будет выделяться водород?

3. При электролизе каких растворов ( $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaJ}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{K}_3\text{S}$ ) на аноде будет выделяться кислород?

4. Какие процессы происходят на аноде и катоде при электролизе раствора  $\text{FeCl}_2$ , если электроды: а) угольные, б) железные?

5. Сколько меди выделится на катоде, если через раствор  $\text{CuSO}_4$  пропускать электрический ток силой 8 А в течение 6 часов? Что при этом выделится на инертном аноде и в каком количестве?

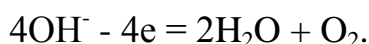
## 3 Методические указания по выполнению работы

Под электролизом понимают химические процессы на электродах, протекающие при прохождении постоянного тока через раствор или расплав электролита. Эти процессы сопровождаются превращением электрической энергии в химическую.

Сущность электролиза заключается в том, что под действием электрического тока на аноде происходит процесс окисления, а на катоде - процесс восстановления. При электролизе водных растворов солей щелочных

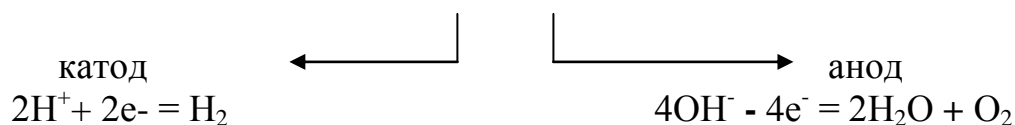
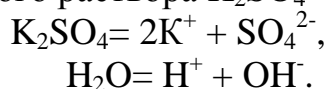
и щелочно-земельных металлов на катоде разряжаются ионы водорода, а катионы металла остаются в растворе. Если подвергнуть электролизу раствор соли металла, находящегося в ряду напряжений между алюминием и водородом, например, цинка, никеля, то на катоде выделяется не водород, а соответствующий металл, что объясняется перенапряжением выделения водорода на этих металлах.

Если анод сделан из инертного материала, например, из графита, то при электролизе на аноде разряжаются анионы электролита и при этом только те, которые не содержат в своем составе кислорода, например,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  (кроме F). Если же анионы содержат кислород, например,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  и др., то они остаются в растворе, а разряжаются ионы  $\text{OH}^-$  (из воды) с выделением свободного кислорода:



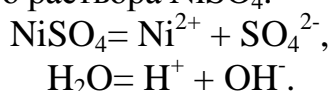
При электролизе водного раствора соли металла, находящегося в ряду напряжений до алюминия, и кислородосодержащей кислоты, например,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ионы соли не разряжаются. Процесс в этом случае сводится к электролизу воды: на катоде выделяется водород, на аноде - кислород.

Схема электролиза водного раствора  $\text{K}_2\text{SO}_4$



Вследствие уменьшения концентрации ионов водорода в катодном пространстве среда становится щелочной, а в анодном - вследствие уменьшения концентрации гидроксид-ионов - кислой.

Схема электролиза водного раствора  $\text{NiSO}_4$ :



В анодном пространстве среда становится кислой, в катодном - кислотность не меняется, так как не меняется соотношение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов.

## 6 Лабораторная работа №6. Коррозия металлов

Цель работы: изучение условий возникновения коррозионных микроэлементов, их моделей, а также влияния различных факторов на скорость электрохимической коррозии металлов, ознакомление с наиболее важными методами защиты металлов от коррозии.

## 1 Экспериментальная часть

### 1.1 Электрохимическая неоднородность поверхности стали.

Вследствие электрохимической неоднородности стали и наличия окислителя у ее поверхности образуются коррозионные микроэлементы. В процессе их работы осуществляется анодное растворение железа. О растворении железа судят по появлению турбулентной сини при взаимодействии  $\text{Fe}^{2+}$  с индикатором.

Для проведения опыта зачистите стальную пластинку наждачной бумагой, промойте проточной водой и высушите фильтровальной бумагой. Затем положите на пластинку бумажный фильтр, смоченный ферроксилиндикатором.

Через 2 — 3 мин опишите изменение цвета фильтровальной бумаги, форму и распределение пятен. Объясните наблюдения и, используя значения потенциалов электродных реакций, запишите уравнения этих реакций.

1.2 Влияние природы контактирующих металлов на скорость коррозии железа.

В опыте изучается коррозия стали в паре с различными металлами. В первой части опыта железо находится в паре с никелем или медью, во второй части опыта — в паре со свинцом или кадмием.

В U-образную трубку залейте на  $1/2$  объема 0,1 М раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Металлические пластины тщательно зачистите наждачной бумагой и промойте проточной водой. В одно колено трубки поместите стальную пластинку, во второе — никелевую (или медную). С помощью милливольтметра определите напряжение элемента. Повторите опыт с кадмиевой или свинцовой пластинкой.

При оформлении результатов опыта запишите: уравнения анодного и катодного процессов, а также суммарное уравнение реакции. Приведите схему коррозионного элемента.

Рассчитайте потенциал катодной реакции и объясните влияние природы использованных металлов на скорость коррозии и напряжение коррозионного элемента.

### 1.3 Активирующее действие ионов хлора.

В две пробирки налейте ( $1/2$  объема) раствор сульфата меди, подкисленный серной кислотой. В одну из пробирок добавьте хлорид натрия. Затем в обе пробирки поместите алюминиевую проволоку. Наблюдайте, в какой из пробирок интенсивнее выделяется газ.

Запишите уравнение анодного, катодного и суммарного процессов, приведите схему коррозионного элемента. Объясните механизм влияния ионов хлора на скорость реакции.

### 1.4 Легирование металла.

В качестве легирующих добавок к железу применяют никель и хром, так как никель и хром входят в состав нержавеющей стали.

В две пробирки налейте ( $1/2$  объема) воды и добавьте 2 - 4 мл раствора  $H_2SO_4$  и 2-4 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В одну пробирку поместите зачищенную наждачной бумагой и промытую проточной водой стальную пластинку, во вторую пробирку — пластинку из нержавеющей стали (незачищенную). Отметьте изменение цвета раствора через 5 мин и количество выделяющихся пузырьков газа в единицу времени.

Объясните ваши наблюдения, запишите уравнения анодных и катодных процессов, предварительно рассчитав их потенциалы (рН раствора 1, активность ионов железа  $10^{-3}$  моль/л). Приведите схему коррозионного процесса. Объясните причину различного поведения пластинок в растворе кислоты.

### 1.5 Анодные и катодные защитные покрытия.

В две пробирки налейте ( $1/2$  объема) воды и добавьте по 1-2 мл  $H_2SO_4$  и по 2-4 капли раствора  $K_3[Fe(CN)_6]$ . В одну пробирку поместите полоску оцинкованного, а в другую — луженого железа. Через 5 мин отметьте изменение цвета раствора в пробирках.

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

Вылейте растворы из пробирок; полоски оцинкованного и луженого железа хорошо промойте под краном проточной водой и проделайте опыт с раствором щелочи. Наблюдения запишите и объясните.

## 2 Контрольные вопросы и задачи

1. Что называется коррозией металлов?
2. Какие виды коррозии вы знаете?
3. В чем отличие электрохимической коррозии от химической?
4. Как можно охарактеризовать скорость электрохимической коррозии?
5. Чем вызвана электрохимическая неоднородность поверхности металла?
6. Каковы причины возникновения коррозионных микрогальванических элементов?
7. Каким образом можно определить возможность протекания коррозии с выделением водорода и с поглощением кислорода?
8. Какие факторы влияют на скорость коррозии с выделением водорода?
9. Как можно замедлить скорость коррозии с поглощением кислорода?
10. Какое явление называется пассивацией металла?
11. Что такое активаторы коррозии?
12. Возможна ли коррозия с выделением водорода в растворе, в котором активность  $Cu^{2+}$  равна  $10^{-3}$  моль/л и рН среды равен 3?

13. Возможна ли коррозия железа с выделением водорода в растворе, в котором активность ионов  $\text{Fe}^{2+}$  равна  $10^{-4}$  моль/л, а pH среды равен 2?

14. Возможна ли коррозия меди с поглощением кислорода на воздухе в растворе, в котором активность  $\text{Cu}^{2+}$  равна  $10^{-4}$  моль/л, а среда нейтральна?

15. Возможна ли коррозия золота с поглощением кислорода на воздухе в растворе, в котором активность  $\text{Au}^+$  равна  $10^{-4}$  моль/л, а среда нейтральна.

16. Как можно снизить скорость коррозии металлов?

17. Какие защитные покрытия вам известны и какими методами их получают?

18. Что такое анодные и катодные защитные покрытия?

19. На чем основана электрохимическая защита металлов и какие разновидности этой защиты вам известны?

20. В чем заключается сущность катодной защиты металлов?

21. Что такое протекторная защита металлов?

22. Как изменяют коррозионную среду для снижения скорости коррозионного процесса?

23. Какие вещества называют ингибиторами коррозии?

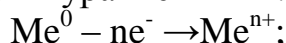
### **3 Методические указания к выполнению работы**

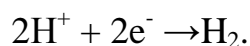
Коррозией называют разрушение металла в результате химического или электрохимического воздействия окружающей среды. Скорость коррозии выражают либо через потерю массы образца в единицу времени на единицу площади поверхности, либо через уменьшение толщины металла в единицу времени.

По характеру разрушения металла различают равномерную и местную коррозию. Равномерная коррозия распределяется по всей поверхности металла, а местная коррозия сосредоточена на отдельных участках.

По механизму коррозионного процесса различают химическую или электрохимическую коррозию. Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. В процессе химической коррозии происходит прямое взаимодействие металла с окислителем.

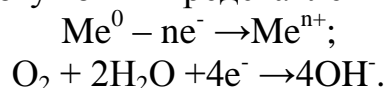
Электрохимическая коррозия возникает в средах, обладающих ионной проводимостью. В этом случае процесс коррозии является анодным растворением металла под влиянием катодного восстановления окислителя. Наиболее распространенными окислителями в коррозионном процессе служат ионы водорода и молекулы кислорода. Коррозия с участием ионов водорода называется коррозией с выделением водорода или коррозией с водородной деполяризацией. В наиболее простом виде электродные процессы могут быть представлены уравнениями:





Коррозия с выделением водорода возможна, если потенциал водородного электрода положительнее потенциала металла. Скорость коррозии в этом случае определяется скоростью реакции выделения водорода, зависящей от природы металла и вида поверхности, на которой выделяется водород. Скорость коррозии зависит также от рН и температуры раствора, с которым реагирует металл.

Коррозия с участием кислорода называется коррозией с поглощением кислорода или коррозией с кислородной деполяризацией. В наиболее простом виде электродные процессы могут быть представлены уравнениями:



Коррозия с поглощением кислорода возможна, если потенциал кислородного электрода положительнее потенциала металла. Скорость коррозии в этом случае обычно определяется скоростью диффузии кислорода и возрастает при перемешивании раствора и увеличении концентрации растворенного кислорода.

В некоторых случаях скорость коррозии лимитируется анодными реакциями. Обычно это наблюдается у металлов, способных к пассивации, таких, как алюминий, титан, хром, никель, тантал и др. Пассивностью металла называют состояние повышенной коррозионной устойчивости, вызываемое торможением анодного процесса. Пассивация обычно обусловлена образованием на поверхности металла защитных пленок.

Коррозию можно затормозить пассивацией и изменением потенциала металла, уменьшением концентрации окислителя, изоляцией поверхности металла от окислителя, изменением состава металла. Выбор способа защиты определяется условиями работы металлов и экономической целесообразностью.

Коррозионные свойства, металла можно изменить путем легирования, т. е. введения в состав сплава компонента, который обеспечивает снижение скорости или даже предотвращение коррозии. Обычно в состав сплавов вводят компоненты, вызывающие пассивацию металла, т. е. образование на его поверхности защитных пленок, К числу таких компонентов относятся хром, никель, титан, вольфрам и др.

К эффективному способу снижения скорости коррозии металла относится нанесение на металл защитных покрытий. В качестве защитных используются металлические, оксидные, силикатные, лакокрасочные и другие покрытия. Механизм их действия основан на изоляции металла от окислителя.

Различают катодные и анодные металлические покрытия. Если потенциал металла покрытия отрицательнее потенциала защищаемого металла, то при коррозии происходит растворение металла покрытия, а основной металл не разрушается. Такие покрытия называют анодными, например цинковое покрытие железа. Если потенциал металла покрытия

положительнее потенциала основного металла, то в случае нарушения сплошности покрытия (наличия пор, трещин) может корродировать основной металл. Такие покрытия называют катодными, например медное покрытие железа.

Скорость коррозии можно снизить путем торможения анодных или катодных реакций за счет изменения потенциала этих реакций; такой способ защиты металла называют электрохимическим. К электрохимическим методам защиты относят протекторный, катодный и анодный. При подсоединении к защищаемой металлической конструкции протектора, т. е. какого-либо металла, имеющего более отрицательный потенциал, происходит коррозия протектора, а основной металл сохраняется. Катодный метод защиты заключается в подключении защищаемого изделия к отрицательному полюсу внешнего источника тока. В этом случае на защищаемом изделии выделяется водород. При анодном методе защищаемое изделие подключают к положительному полюсу внешнего источника тока, при этом происходит пассивация защищаемого металла.

Коррозию можно замедлить, воздействуя на коррозионную среду: уменьшая концентрацию окислителя или вводя специальные ингибиторы.

## Список литературы

### Основная

1. Султанбаева Б.М. Химия. Учебное пособие для студентов энергетических специальностей.- Алматы: АУЭС, 2011.- 80 с.
2. Султанбаева Б.М., Каленова Ж.А. Химия. Конспект лекций для студентов специальностей 5B071800 – Электроэнергетика, 5B081200 – Энергообеспечение сельского хозяйства – Алматы: АУЭС, 2014.
3. Коровин Н.В. Общая химия.- М.: Высшая школа, 2006.

### Дополнительная

4. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебное пособие для вузов./Под ред. А.И.Ермакова.- М.: Интеграл-Пресс, 2002.
5. Пралиев С.Ж., Бутин Б.М., Байназарова Г.М., Жайлау С.Ж. Общая химия.- Алматы, 2003 - т. 1, 2.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии.- М.: Интеграл-Пресс, 2004.
7. Задачи и упражнения по общей химии под ред. Коровина Н.В.- М.: Высшая школа, 2004.

## Содержание

Введение.....	3
1 Лабораторная работа №1. Классы неорганических соединений .....	4
2 Лабораторная работа №2. Окислительно-восстановительные реакции.....	14
3 Лабораторная работа №3. Химия металлов.....	16
4 Лабораторная работа №4. Ряд напряжений металлов и работа гальванических элементов.....	21
5 Лабораторная работа №5. Электролиз.....	24
6 Лабораторная работа №6. Коррозия металлов.....	26
Список литературы.....	32



Болдых Мирсадыковна Султанбаева

Жан Абдразаковна Каленова

## ХИМИЯ

Методические указания по выполнению лабораторных работ  
для студентов специальностей  
5В071800 – Электроэнергетика,  
5В081200 – Энергообеспечение сельского хозяйства

Редактор Л.Т. Сластихина

Специалист по стандартизации Н.К. Молдабекова

Подписано в печать \_\_\_\_ . \_\_\_\_ . \_\_\_\_

Тираж 150 экз.

Объем 2,2 уч.- изд. л.

Формат 60×84 1/16

Бумага типографская № \_\_

Заказ \_\_\_\_ Цена 1050 тенге

Копировально-множительное бюро  
Некоммерческого акционерного общества  
«Алматинский университет энергетики и связи»  
050013 Алматы, Байтурсынова, 126