



**Некоммерческое
акционерное
общество**

**АЛМАТИНСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ЭНЕРГЕТИКИ И
СВЯЗИ**

Кафедра
промышленной
теплоэнергетики

ХИМИЯ РАДИОМАТЕРИАЛОВ

Методические указания по выполнению лабораторных работ
для студентов специальности
5В074600 – Космическая техника и технологии

Алматы 2016

СОСТАВИТЕЛЬ: Б.М. Султанбаева. Химия радиоматериалов.
Методические указания по выполнению лабораторных работ для студентов
специальности 5В074600 – Космическая техника и технологии. - Алматы:
АУЭС, 2016.- 32 с.

Методические указания по выполнению лабораторных работ по химии
радиоматериалов предназначены для бакалавров специальности 5В074600 –
Космическая техника и технологии и подготовлены в соответствии с
образовательным стандартом для технических направлений по курсу «Химия
радиоматериалов».

Табл. 5, библиогр. - 10 назв.

Рецензент: к.т.н., доцент Б.Бахтияр

Печатается по плану издания некоммерческого акционерного общества
«Алматинский университет энергетики и связи» 2016 г.

© НАО «Алматинский университет энергетики и связи», 2016 г.

Введение

Методические указания к выполнению лабораторных работ предназначены для бакалавров специальности «Космическая техника и технологии», изучающих химию радиоматериалов в объеме двух кредитов. Цель - оказать помощь студенту в подготовке к экзамену, промежуточному и текущему контролю по химии радиоматериалов.

Содержание методических указаний соответствует учебной программе курса химии радиоматериалов и состоит из 6 лабораторных работ.

Для выполнения лабораторной работы 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. Химия металлических проводниковых материалов

Цель работы: изучить химические свойства металлических проводников (металлы подгруппы меди, алюминий) и их соединений.

1.1 Экспериментальная часть

1.1.1 Взаимодействие меди с кислотами.

В три пробирки поместите по кусочку меди и добавьте по 0,5–1 мл разбавленных кислот: в первую – соляной, во вторую – серной и в третью – азотной. (Внимание! Опыт выполняйте под вытяжкой!). Во всех ли пробирках со временем появляется голубое окрашивание, характерное для ионов меди (II). Слейте разбавленные кислоты, ополосните дистиллированной водой металл в пробирках. Добавьте к металлу в пробирках по 1 мл концентрированных растворов тех же кислот. Что происходит? Если реакция идет медленно, осторожно подогрейте пробирки с растворами. Во всех ли пробирках протекает реакция? Составьте уравнения реакций и на основании электронных уравнений расставьте коэффициенты.

1.1.2 Взаимодействие оксида меди (II) 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. Сформулируйте вывод.

1.1.3 Получение гидроксида меди (II) и изучение его свойств.

Внесите в пробирку по 3-4 капли раствора сульфата меди (II) и раствора щелочи с эквивалентной концентрацией 2 моль/л. 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.

1.1.4 Получение основного карбоната меди (II).

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.

1.1.5 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 одну часть осадка добавьте раствор азотной кислоты, к другой - раствор щелочи.

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

1.1.6 Взаимодействие алюминия с кислотами.

В три пробирки внесите по 5-8 капель 2 н. растворов кислот: хлороводородной, серной, азотной. В каждую пробирку опустите по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция на холоду? Нагрейте пробирки на водяной бане. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций, сформулируйте выводы.

1.1.7 Гидроксид алюминия, его получение и свойства.

В две пробирки внесите по 2-3 капли раствора соли алюминия и по 2-3 капли 2 н. раствора щелочи до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить 3-5 капель 2 н. раствора хлороводородной кислоты, в другую – столько же раствора щелочи. Что происходит в обоих случаях? Напишите уравнения реакций получения гидроксида алюминия, его взаимодействия с кислотой и щелочью; сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

1.2 Контрольные вопросы и задачи

1. На основе электронного строения объясните эффект «провала» электрона для d-элементов первой группы.

2. Сравните строение и радиусы атомов d- и s-элементов первой группы, находящихся в одном периоде. Объясните причину различия в свойствах элементов цезия и золота.

3. Составьте уравнения реакций, объясняющих потемнение серебряных предметов на воздухе и образование зеленого налета, появляющегося на поверхности медных изделий.

4. Напишите уравнения реакций взаимодействия меди и серебра с разбавленной и концентрированной азотной кислотой, с концентрированной серной кислотой?

5. Чем определяется большая коррозионная стойкость алюминия? Отношение алюминия к воде, кислотам и щелочам.

6. Чем определяется возможность применения алюминия для восстановления других металлов из их оксидов?

7. Корунд нерастворим в кислотах, а продукт его сплавления со щелочью легко растворяется в кислоте. Напишите уравнения реакций сплавления корунда со щелочью и взаимодействия полученного продукта с серной кислотой.

3 Методические указания по выполнению работы

Все проводниковые материалы можно разделить на три основные группы:

- металлы;
- сплавы металлов;
- неметаллические проводящие материалы.

Металлы подразделяют на группы.

- *Металлы с высокой удельной проводимостью.* К ним относят медь и алюминий: у меди $\rho = 0,017$ мкОм·м, у алюминия $\rho = 0,028$ мкОм·м. Это наиболее широко применяемые в электронике металлы. Они используются для изготовления радиомонтажных проводов и кабелей, а также в качестве тонких пленок в интегральных микросхемах.

- *Благородные металлы.* К ним относят золото, серебро, платину и палладий. Они обладают высокой химической стойкостью. Применяются в качестве контактных материалов и коррозиестойких покрытий.

- *Тугоплавкие металлы.* Эти металлы имеют температуру плавления, превышающую 1700°C . К ним относят вольфрам, молибден, хром, рений и другие.

- *Металлы со средним значением температуры плавления.* К ним относятся железо, кобальт и никель, обладающие температурой плавления около 1500°C . Эти металлы имеют сильно выраженные магнитные свойства.

Из металлов для проводников с высокой проводимостью используются медь Cu, алюминий Al, серебро Ag, золото Au.

Общая характеристика свойств элементов подгруппы меди.

Электронная конфигурация атомов элементов подгруппы меди $(n-1)d^{10}ns^1$. В атомах элементов Cu, Ag, Au происходит «провал» s-электрона, приводящий к полному заполнению электронами d-орбиталей. Хотя на внешнем уровне у них находится по одному s-электрону (как и в щелочных металлах), элементы подгруппы I В - d-элементы, так как последний электрон попадает в $(n-1)d$ -подуровень, а не в ns, как у щелочных металлов. Поэтому свойства элементов подгруппы меди больше похожи на свойства переходных металлов, нежели щелочных. Хотя $(n-1)d$ -подуровень в их атомах содержит 10 электронов, но он еще не стабилен: эти атомы, возбуждаясь, проявляют положительную валентность не только +1, но и +2, +3. Таким образом, их высшая валентность не совпадает с номером группы: для меди наиболее характерно окислительное число +2 (чаще) и +1, для серебра +1, для золота +3 (чаще) и +1. Некоторые свойства Cu, Ag, Au приведены в таблице 1.

Медь Cu – главный из металлических материалов радиоэлектронных средств (РЭС), обладающих высокой электропроводностью, механической прочностью, значительной пластичностью. Чистая медь имеет красновато-оранжевый цвет. В природе медь встречается преимущественно в виде разных руд: медного блеска Cu_2S ; халькопирита CuFeS_2 ; куприта (красной медной руды) Cu_2O ; малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

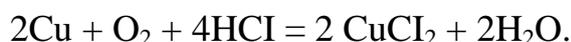
Серебро Ag – белый блестящий металл, не окисляется на воздухе при +20⁰С. Серебро обладает наибольшими электрической проводимостью и теплопроводностью среди металлов, наивысшей отражательной способностью и химической стойкостью. В природе серебро встречается как в виде самородков, так и в соединениях Ag₂S, AgCl. Однако, получают серебро, в основном, попутно при добыче других металлов (свинца Pb и меди Cu). Серебряная проволока применяется при изготовлении контактов, рассчитанных на минимальное переходное сопротивление и небольшие токи; серебром выполняют защитные покрытия на медных жилах монтажных проводов РЭС, используемых до температуры 250⁰С; серебро входит в состав некоторых припоев, используемых для пайки электрических монтажных соединений РЭС.

Таблица 1 - Свойства меди, серебра, золота, алюминия и их соединений

Свойства элементов (Э) и их соединений	Медь Cu	Серебро Ag	Золото Au	Алюминий Al
Порядковый номер Э	29	47	79	13
Электронное строение n-го и (n-1)-го энергетического уровней атома	3s ² p ⁶ d ¹⁰ 4s ¹	4s ² p ⁶ d ¹⁰ 5s ¹	5s ² p ⁶ d ¹⁰ 6s ¹	2s ² p ⁶ 3s ² p ¹
Температура пл., ⁰ С	1083	961	1063	660
Температура кип., ⁰ С	2540	2170	2880	2270
Плотность, ρ, г/см ³	8,94	10,5	19,32	2,7
Стандартный электродный потенциал φ _{Meⁿ⁺/Me⁰, В}	+0,52 Cu ⁺ +0,34 Cu ²⁺	+0,80 Ag ⁺	+1,42 Au ³⁺	-1,66 Al ³⁺
Гидроксиды элементов	CuOH-бурый Cu(OH) ₂ - голубой	AgOH - белый	Au(OH) ₃ бурый	Al(OH) ₃ белый

Золото Au – металл желтого цвета, совершенно не окисляющийся на воздухе даже при высокой температуре. Золото встречается в природе в основном в самородном состоянии. Из природных соединений металла известен минерал калаверит AuTe₂. Золото является хорошим электропроводящим металлом с высокой пластичностью, позволяющей изготавливать фольгу толщиной до 5 мкм и монтажную проволоку микросхем диаметром до 10 мкм. Золото применяют для пленочных токопроводящих дорожек микросхем, стенок металлических волноводов и резонаторов СВЧ, а также защитных покрытий изделий.

У всех металлов подгруппы меди положительные стандартные электродные потенциалы, что свидетельствует об их низкой химической активности. С разбавленными соляной, серной кислотами медь, серебро и золото не взаимодействуют. Но медь реагирует с соляной кислотой в присутствии кислорода:



Медь и серебро растворяются в азотной кислоте:





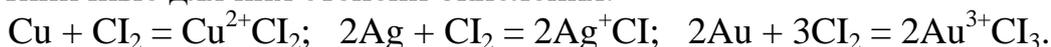
Золото растворяется в смеси концентрированных азотной и соляной (1:3) кислот (царская водка), образуя тетрахлорзолотую кислоту:



Золото и серебро на воздухе не изменяются, а медь в сухом воздухе медленно темнеет, во влажном – зеленеет, покрываясь основной солью зеленого цвета $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.



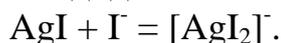
Легче всего медь и ее аналоги реагируют с галогенами (медь реагирует уже при комнатной температуре), образуя соединения, в которых проявляют наиболее типичные для них степени окисления:



Наиболее характерной особенностью большинства соединений Cu, Ag и Au является легкость восстановления их до металлов. При этом в соответствии с положением в ряду напряжений легче всего восстанавливается золото. Другая выраженная особенность – склонность соединений Cu, Ag и Au к комплексообразованию. Так, например, труднорастворимый гидроксид $\text{Cu}(\text{OH})_2$ легко растворяется в аммиаке:



а иодид серебра AgI - в избытке иодида калия:



Алюминий и его соединения.

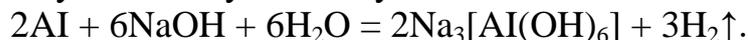
Алюминий Al – серебристо-белый металл, легкий, ковкий, с низким удельным электрическим сопротивлением, устойчивый к коррозии. Некоторые свойства Алюминий Al приведены в таблице 1.

Среди металлов алюминий является самым распространенным в природе (8,8% земной коры), а по масштабам использования – вторым после железа. Содержится в минералах (бокситы $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, каолин $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, нефелин $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ и др.). Алюминий получают обычно электролизом чистого оксида алюминия Al_2O_3 , расплавленного в криолите Na_3AlF_6 . Алюминий повышенной чистоты (примесей менее 0,05%) используется для изготовления электродов электролитических конденсаторов, алюминиевой фольги для других видов конденсаторов. Алюминиевая проволока (мягкая, полутвердая и твердая) производится из алюминия средней чистоты (примесей менее 0,5%). Сплавы алюминия являются типичным конструкционным материалом. Наиболее распространен сплав дюралюминий (сплав алюминия Al с марганцем Mn и магнием Mg), из которого штамповкой производят фасонные профили для корпусов блоков, каркасов шасси, стоек, рам путем сварки или механического соединения крепежными изделиями.

Алюминий химически активен, на воздухе покрывается прочной газонепроницаемой окисной пленкой оксида Al_2O_3 толщиной около 0,05 мкм. В водных средах алюминий коррозионно устойчив при pH от 3 до 12. С разбавленными соляной и серной кислотами алюминий активно

взаимодействует с выделением водорода, особенно при нагревании. Однако, очень разбавленные и концентрированные растворы азотной и серной кислот на алюминий практически не действуют - происходит пассивация (оксидная пленка упрочняется).

С растворами щелочей Al взаимодействует энергично, поскольку они растворяют защитную оксидную пленку:



Оксид алюминия Al_2O_3 встречается в природе в виде минерала *корунда*. Корунд по прочности близок к алмазу. Непрозрачные кристаллы корунда, содержащие около 60% Al_2O_3 , представляют собой *наждак*.

Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ имеет амфотерный характер, который при нагревании постепенно переходит в гидрат HAlO_2 :



гидроксид алюминия ортоалюминиевая кислота метаалюминиевая кислота.

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

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

2.1 Экспериментальная часть

2.1.1 Влияние pH среды на окислительно-восстановительные реакции.

В три пробирки налейте по 3 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте 2 мл 1М раствора H_2SO_4 , во вторую — 2 мл H_2O , в третью - 2 мл 2М раствора 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 MnO_4^- , слабо-розовая — для ионов Mn^{2+} , зеленая — для ионов MnO_4^{2-} , бурый цвет имеют осадки MnO_2 и $\text{Mn}(\text{OH})_4$.

2.1.2 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.

2.1.3 Окислительно-восстановительные свойства соединений олова (II).

Внесите в пробирку по 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметьте окраску раствора и

добавьте к нему несколько капель раствора хлорида олова (II). Окрашивание раствора в интенсивно синий цвет обусловлено появлением ионов Fe^{2+} , образующих с $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ синий осадок. Хлорид олова (II) при этом переходит в хлорид олова (IV).

В другую пробирку внесите 5-6 капель раствора хлорида олова (II) и кусочек цинка, наблюдайте на поверхности цинка образование блестящих кристалликов олова.

Напишите уравнения реакций взаимодействия хлорида олова (II) с хлоридом железа (III) и с цинком. Окислителем или восстановителем является ион Sn^{2+} в этих реакциях?

2.2 Контрольные вопросы и задачи

1. Что называется степенью окисления? Какую роль играет данное понятие при изучении окислительно-восстановительных процессов?

2. Увеличивается или уменьшается в окислительно-восстановительном процессе степень окисления восстановителя? Окислителя? Приведите пример.

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

4. Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры.

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



2.3 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 (Cl^- , S^{2-} , SO_3^{2-} и др.), катионы, у которых степень окисления может возрастать (Fe^{3+} , Sn^{2+} и др.), некоторые соединения углерода (углеводороды, 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 окисления (Pb^{+4} , Cr^{+6} , Ge^{+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 полупроводниковых материалов

Цель работы: изучить химические свойства полупроводниковых элементов (кремний, германий) и их соединений.

3.1 Экспериментальная часть

3.1.1 Получение геля и золя кремниевой кислоты.

В две пробирки внесите по 4-5 капель в одну – силиката натрия, в другую – концентрированной соляной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Добавьте в первую пробирку 6-7 капель 2 н. раствора соляной кислоты и во вторую – 1-2 капли насыщенного раствора силиката натрия. Закройте пробирки пальцем и встряхните их. Наблюдайте образование геля кремниевой кислоты в первой пробирке и золя – во второй. Полученный золь кремниевой кислоты нагрейте маленьким пламенем горелки до перехода в гель.

Опишите проделанную работу. Напишите уравнение реакции получения кремниевой кислоты H_2SiO_3 (данная формула является условной, действительный состав кремниевых кислот более сложный и может быть выражен общей формулой $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$).

3.1.2 Получение малорастворимых солей кремниевой кислоты.

В четыре пробирки внесите по 3-5 капель растворов солей: в первую – хлорида кальция, во вторую – нитрата кобальта (II), в третью – нитрата свинца (II) и в четвертую – сульфата меди (II). Добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора силиката натрия. Отметьте цвета осадков. Напишите уравнения соответствующих реакций.

3.1.3 Гидролиз силиката натрия.

В две пробирки внесите по 5-6 капель раствора силиката натрия, в одну из них добавьте каплю фенолфталеина. Отметьте появление красной окраски. На избыток какого иона указывает данный признак реакции? Во вторую пробирку добавьте 4-5 капель раствора хлорида аммония. Отметьте наблюдаемые явления и объясните различие в степени гидролиза силиката

натрия в чистой воде в присутствии хлорида аммония. Напишите уравнения обоих случаев процесса гидролиза силиката натрия

3.1.4 Восстановление гексахлорогерманиевой кислоты.

Внесите в пробирку равные объемы гексахлорогерманиевой кислоты и 2 н. серной кислоты. Поместите в раствор кусочек гранулированного цинка и наблюдайте осаждение на нем германия в виде светло-коричневого налета. Каков механизм вытеснения германия из его комплексного соединения цинком? Запишите уравнения реакции.

3.1.5 Получение дисульфида германия.

Внесите в пробирку равные объемы насыщенного раствора диоксида германия и 6 н. соляной кислоты. Перемешайте содержимое стеклянной палочкой и добавьте раствор сульфида аммония до выпадения осадка сульфида германия. Отметьте цвет образовавшегося сульфида и запишите уравнение реакции.

3.2 Контрольные вопросы и задачи

1. Как получить из кварцевого песка: а) кремний, б) тетрафторид кремния, в) силикат натрия? Напишите соответствующие уравнения реакций.

2. Какая реакция протекает в водном растворе силиката натрия? Что наблюдается при добавлении к нему хлорида аммония? Напишите соответствующие уравнения.

3. Состав стекла выражается формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Вычислите теоретический расход сырья (соды, известняка и кремнезема) на 1 т стекла.

4. Чем объясняется некоторое усиление кислотных свойств при переходе от H_2SiO_3 к H_2GeO_3 ?

5. Как взаимодействует германий а) с разбавленными соляной, серной, азотной кислотами; б) с концентрированными соляной, серной, азотной кислотами? Напишите уравнения протекающих реакций.

3.3 Методические указания к выполнению работы

К полупроводникам относят материалы, которые по величине удельной электрической проводимости занимают промежуточное положение между проводниками и диэлектриками. Электропроводность полупроводников в значительной степени зависит от температуры и концентрации примесей, что объясняется особенностями их кристаллической структуры. Основными материалами, применяемыми в полупроводниковой электронике, являются четырехвалентные кремний Si и германий Ge.

Элементы кремний Si и германий Ge входят в главную подгруппу IV группы периодической системы Д.И.Менделеева. Атомы этих элементов имеют на внешнем уровне по 4 электрона – s^2p^2 (два p-электрона

неспаренных). В возбужденном состоянии s^1p^3 все четыре электрона одиночны.

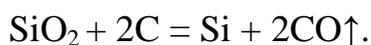
Таблица 2 - Свойства кремния, германия и их соединений

Свойства элементов (Э) и их соединений	Кремний Si	Германий Ge
Порядковый номер Э	14	32
Электронное строение n-го и (n-1)-го энергетического уровней атома	$2s^2p^63s^23p^2$	$3s^2p^6d^{10}4s^2p^2$
Температура пл., $^{\circ}\text{C}$	1415	937
Температура кип., $^{\circ}\text{C}$	2620	2780
Плотность, ρ , г/см ³	2,4	5,32
Стандартный электродный потенциал $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^{\circ}$, В	-	+0,05
Оксиды элементов	SiO – желто-коричневый SiO ₂ - бесцветный	GeO -черный GeO ₂ - белый

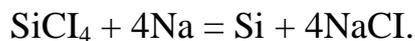
Кремний Si.

Кристаллический кремний представляет собой твердое и хрупкое вещество темно-серого цвета с металлическим блеском, достаточно химически инертен. Кремний устойчив на воздухе вплоть до температуры 900⁰С, выше которой быстро окисляется, образуя двуокись кремния SiO₂. Кремний является самым распространенным в природе химическим элементом (после кислорода). В свободном состоянии не встречается. Входит в состав многих силикатных и алюмосиликатных минералов, из которых в основном состоит земная кора. Широко распространен кварц SiO₂, который обычно бывает в виде песка. Кремний является основным полупроводником материалом для производства полупроводниковых диодов, транзисторов, интегральных микросхем, фотоэлементов.

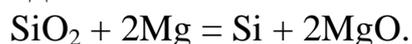
Кремний получают из оксида, восстанавливая его углем в электрических печах:



Особо чистый кремний для полупроводников восстанавливают из хлорида кремния натрием:



В лаборатории для получения кремния чистый белый песок смешивают с порошком магнезия, и смесь поджигают магниевой лентой:



Из полученной смеси оксид магнезия удаляют действием соляной кислоты. Кремний получается в виде темно-серого порошка, называемого *аморфным кремнием*.

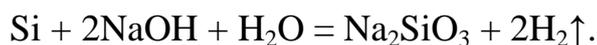
При обычной температуре кремний химически малоактивен, но в расплавленном состоянии реагирует как с неметаллами, так и с металлами. При реакции с углем образуется карбид кремния *карборунд* SiC – очень твердое вещество со структурой алмаза.

При высокой температуре кремний восстанавливает оксиды металлов. При этом с некоторыми металлами избыток кремния образует бинарные соединения – силициды (Mg_2Si , $FeSi$, $FeSi_2$), а с некоторыми - сплавы (Al , Ag).

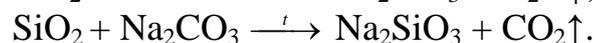
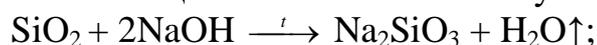
С отдельно взятыми концентрированными кислотами кремний не реагирует. На него действует только смесь азотной и плавиковой кислот:



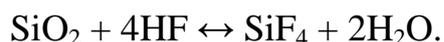
С раствором щелочи кремний реагирует с выделением водорода. В этой реакции кремний ведет себя подобно амфотерным металлам алюминию и цинку:



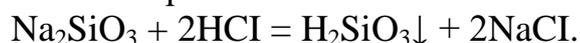
Среди соединений кремния особо устойчивы кислородные соединения. Оксид кремния принадлежит к числу кислотных оксидов, но не реагирует с водой и водными растворами щелочей. Кислотные свойства SiO_2 проявляются в реакциях с расплавленными щелочами и солями летучих кислот:



В обычных условиях с оксидом кремния реагирует только раствор фтороводорода:



Продукты соединения оксида кремния с оксидами металлов рассматриваются в качестве солей кремниевых кислот- силикатов. В воде растворимы силикаты щелочных металлов. Силикат натрия называют растворимым стеклом. При добавлении к раствору силиката натрия кислоты образуются молекулы слабых кремниевых кислот:

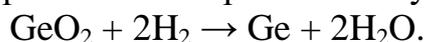


Многочисленные сорта стекла представляют сплавы различных силикатов. Состав обычного оконного стекла соответствует формуле $Na_2SiO_3 \cdot CaSiO_3 \cdot 4SiO_2$.

Германий Ge .

Германий Ge является химическим элементом IV группы периодической системы Д.И.Менделеева. В твердом кристаллическом состоянии германий обладает металлическим блеском, труден в механической обработке из-за высокой твердости и хрупкости. Он химически устойчив во влажном воздухе до температуры около $600^{\circ}C$. Физические свойства приведены в таблице 2. Германий как химический элемент рассеян в силикатах и сульфидных минералах; содержание в земной коре составляет 0,0001%. В малых количествах содержится в цинковых рудах, угольной пыли, морской воде, золе и саже.

Выделению элементного германия предшествует извлечение его соединений из природных образований. Германий получают по реакции:



Для получения особо чистого германия для полупроводниковой техники используют метод зонной плавки.

Германий более активен, чем кремний. Он окисляется концентрированными растворами серной и азотной кислот:

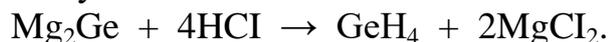


С кислотами, не являющимися окислителями (HCl), германий не взаимодействует.

С растворами щелочей при комнатной температуре Ge практически не взаимодействует в отсутствие окислителей, но растворяется при добавлении H_2O_2 :

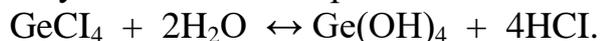


С водородом Ge не взаимодействует. Германоводород или герман получают аналогично силану:

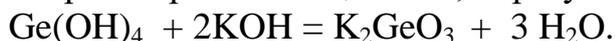


При нагревании Ge в присутствии кислорода образуется диоксид GeO_2 .

Галогениды германия практически полностью гидролизуются, но при избытке галогеноводорода устанавливается равновесие:



Гидроксид германия растворяется в щелочах, образуя германаты:



Приведенные реакции позволяют сделать заключение, что гидроксид германия – амфотерное соединение.

Соединения Ge (II) менее устойчивы, чем соединения Ge (IV).

Хлорид GeCl_2 можно получить пропусканием паров GeCl_4 над порошком германия при 350°C . Это белое вещество, приобретающее при нагревании оранжевый цвет. При 450°C GeCl_2 диспропорционирует:



4 Лабораторная работа № 4. Химия магнитных материалов

Цель работы: изучить химические свойства магнитных материалов (хром, марганец, железо, кобальт, никель) и их соединений.

4.1 Экспериментальная часть

4.1.1 Получение и свойства гидроксида хрома (III).

Получите в двух пробирках малорастворимый гидроксид хрома (III) взаимодействием 3-4 капель раствора растворимой соли хрома (III) с 1-2 каплями 2 н. раствора щелочи. Испытайте отношение гидроксида хрома (III) к кислоте и щелочи, для чего добавьте в одну пробирку по каплям 2 н. раствор серной кислоты, в другую – 2 н. раствор щелочи до растворения осадка. Составьте уравнения соответствующих реакций.

4.1.2 Хроматы и дихроматы.

1) Переход хромата калия в дихромат.

К 3-4 каплям раствора хромата калия прибавьте по каплям 2 н. раствор серной кислоты. Отметьте окраску взятого и полученного растворов. Напишите уравнение соответствующей реакции.

2) Переход дихромата калия в хромат.

К 3-4 каплям раствора дихромата калия прибавьте по каплям раствор щелочи до изменения окраски. Напишите уравнение реакции.

4.1.3 Окислительные свойства хроматов.

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

4.1.4 Получение малорастворимых солей марганца (II).

В трех пробирках получите а) хромат марганца; б) карбонат марганца; сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца (II). Растворы брать по 3-4 капли. Отметьте цвета осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешайте стеклянной палочкой. Что наблюдаете? Добавьте к каждому осадку 2-4 капли 2 н. раствора кислоты. Сделайте вывод о растворимости полученных солей в кислой среде. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4.1.5 Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

1) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия.

Приготовьте в пробирке раствор соли Мора (в уравнениях реакций вместо формулы соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ пользоваться формулой FeSO_4) и добавьте 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметьте цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь). Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции. Данная реакция является характерной на ион Fe^{2+} .

2) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия.

Поместите в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавьте 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметьте цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь). Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Данная реакция является характерной на ион Fe^{3+} .

4.1.6 Окислительно-восстановительные свойства соединений железа.

1) Восстановительные свойства соединений железа (II).

Приготовьте в двух пробирках раствор соли Мора. В одну из них добавьте 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Затем в обе пробирки добавьте по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония. Отметьте наблюдение. Запишите уравнения реакции

2) Окислительные свойства соединений железа (III).

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавьте несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа (III),

которое исчезает при нагревании. Как 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.

4.1.7 Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление.

В две пробирки поместите по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавляйте 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 размешайте стеклянной палочкой, а в другую прибавьте 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление кобальта?

4.1.8 Получение гидроксида никеля (II) и его окисление.

В две пробирки поместите по 2-3 капли раствора соли никеля (II) и добавляйте по каплям раствор едкой щелочи до выпадения осадка гидроксида никеля (II). В первой пробирке осадок тщательно размешайте стеклянной палочкой, во вторую добавьте 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.

4.2 Контрольные вопросы и задачи

1. Напишите электронную конфигурацию атома хрома. Объясните, почему в основном состоянии хром имеет электронную конфигурацию $\dots 3d^5 4s^1$, а не $\dots 3d^4 4s^2$?

2. Напишите уравнения реакций перехода:

а) сульфата хрома (III) в дихромат калия; б) хромата калия в хлорид хрома (III).

3. К раствору сульфата марганца на воздухе добавлено:

а) гидроксид калия; б) сульфид аммония; в) перманганат калия.

Напишите уравнения реакций.

4. Напишите уравнения реакций, в которых из сульфата марганца (II) получаются:

а) гидроксид марганца (II); б) диоксид марганца; в) марганцевая кислота.

5. Напишите электронные конфигурации атомов железа, кобальта, никеля. Приведите все возможные валентные состояния.

6. Напишите уравнения двух реакций, при помощи которых можно различить в растворе железо в степенях окисления +2 и +3.

7. Напишите уравнение реакции взаимодействия гидроксида кобальта (III) с концентрированной соляной кислотой. Какой газ выделяется?

8. Напишите реакцию окисления хлорида железа (III) бромом в щелочной среде до K_2FeO_4 .

4.3 Методические указания к выполнению работы

Магнитными называют материалы, способные под действием внешнего магнитного поля приобретать специфические свойства.

Все материалы по магнитным свойствам классифицируются на слабомагнитные (диамагнетики, парамагнетики и антиферромагнетики) и сильномагнитные (ферромагнетики и ферримагнетики).

Диамагнетики – это материалы, атомы которых не обладают собственным магнитным моментом и слабо намагничиваются во внешнем магнитном поле. При помещении такого материала в магнитное поле в нем индуцируется магнитный момент, направленный навстречу направлению поля, поэтому магнитная восприимчивость k_m (k_m - безразмерная величина, характеризующая способность данного вещества намагничиваться в магнитном поле) отрицательна и составляет $- (10^{-6}-10^{-7})$. В отсутствие внешнего магнитного поля это вещество немагнитно. Диамагнетики – все вещества с ковалентной химической связью и вещества в сверхпроводящем состоянии. К диамагнетикам относятся: инертные газы, водород, азот, алмаз, кремний, германий, фосфор, цинк, медь, серебро, золото, многие жидкости (вода, нефть), большинство полупроводников и органические соединений.

Парамагнетики – это материалы, атомы которых обладают собственным магнитным моментом. Под действием внешнего магнитного поля магнитные моменты атомов ориентируются по направлению поля и усиливают его. В отсутствие поля – вещество немагнитно. Магнитная восприимчивость парамагнетиков положительна и составляет $10^{-3} - 10^{-6}$. Образец парамагнитного вещества притягивается к полюсам магнита (диамагнитные - отталкиваются). К парамагнетикам относятся: кислород, окись азота, щелочные и щелочно - земельные металлы, алюминий, титан, ванадий, соли железа, кобальта, никеля и редкоземельных элементов.

Ферромагнетики – это материалы, в которых атомы, обладающие собственным магнитным моментом, расположены настолько близко друг к другу, что между ними возникает обменное взаимодействие, приводящее к уменьшению энергии системы взаимодействующих атомов. При таком взаимодействии магнитные моменты атомов приобретают одинаковое направление. Атомы с одинаковым (параллельным) направлением магнитных моментов группируются в микроскопические области, называемые доменами. Под воздействием внешнего магнитного поля изменяются размеры и границы доменов и происходит намагничивание образца, при этом магнитная восприимчивость достигает $10^5 - 10^6$. Подобными свойствами обладают железо, кобальт, никель и некоторые сплавы.

Антиферромагнетики – это материалы, в которых в результате обменного взаимодействия происходит антипараллельная ориентация магнитных моментов атомов, поэтому собственный магнитный момент у таких материалов отсутствует. Для антиферромагнетиков характерна невысокая положительная магнитная восприимчивость ($10^{-3} - 10^{-5}$).

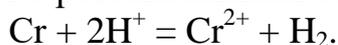
Антиферромагнетизм обнаружен у хрома, марганца, некоторых редкоземельных элементов (Ce, Nd, Sm, Tm и др.).

Ферримагнетики – это материалы, в которых обменное взаимодействие происходит косвенно, через немагнитные ионы кислорода. В результате такого взаимодействия образуются магнитные моменты, ориентированные в противоположные стороны, но их количество неодинаково, поэтому у ферримагнетиков существует собственный магнитный момент. Подобно ферромагнетикам они обладают высокой магнитной восприимчивостью. Ферримагнетизмом обладают соединения оксида железа (Fe_2O_3) с оксидами других металлов. Примером может служить соединение оксида железа с оксидом никеля (NiO), называемое ферритом никеля, формула которого может быть записана как NiFe_2O_4 .

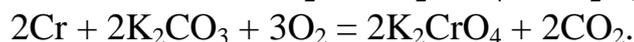
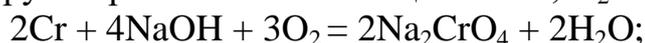
Хром, марганец.

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 $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, при восстановлении которого углем получают сплав железа с хромом – феррохром, используемый в металлургии при производстве хромистых сталей. Сплавы железа с хромом и никелем нержавеющей.

Хром окисляется при нагревании только в виде порошка. В обычных условиях хром не взаимодействует с водой и азотной кислотой (пассивируется), но реагирует с разбавленными соляной и серной кислотами



В присутствии окислителей (KNO_3 , KClO_3 и др.) или при доступе воздуха хром реагирует с расплавленными щелочами, K_2CO_3 и т.д.

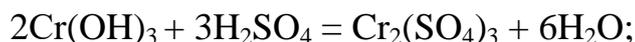


Наиболее важные оксиды и гидроксиды хрома: CrO , $\text{Cr}(\text{OH})_2$ - соединения основного характера; Cr_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ - амфотерные; CrO_3 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – кислотные.

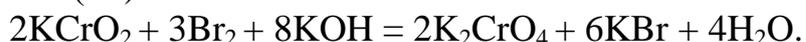
Оксид Cr_2O_3 - темно-зеленый порошок, тугоплавок и химически инертен. В воде, кислотах и щелочах Cr_2O_3 не растворяется. Соответствующий ему гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$ получают действием щелочей на соли Cr^{3+} :



$\text{Cr}(\text{OH})_3$ образуется в виде сине-серого осадка, растворимого в кислотах и щелочах



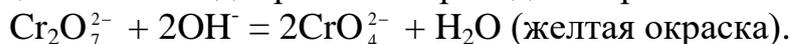
Соединения хрома (III) переводятся окислителями в щелочной среде в соединения хрома (VI):



Высший оксид хрома CrO_3 – темно-красные игольчатые кристаллы, энергично впитывающие воду, сильнейший окислитель. При его растворении в воде образуется хромовая кислота H_2CrO_4 , а затем дихромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В растворах хроматов при подкислении совершается переход в дихроматы:



При подщелачивании дихроматы переходят в хроматы:



Соединения хрома (VI) – окислители, особенно в кислой среде:

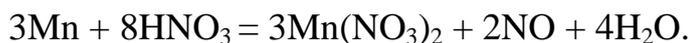


Марганец – белый металл, похожий по внешнему виду на железо. Для марганца типичны двух-, четырех- и семивалентные состояния. Марганец как легирующая добавка к стали придает коррозионную стойкость, вязкость, твердость, но снижает пластичность стали. Диоксид марганца применяют в качестве дешевого окислителя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

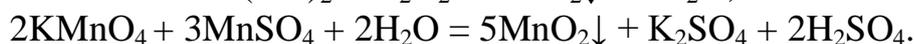
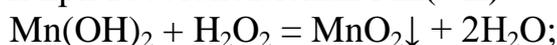
Металлический марганец химически активен: взаимодействует с водой при нагревании, с соляной и разбавленной серной кислотами, вытесняя водород. Марганец реагирует с концентрированной серной кислотой:



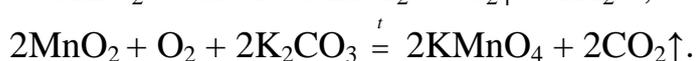
с разбавленной азотной кислотой



В соответствии с возможными валентными состояниями марганец образует несколько оксидов. Наиболее устойчив к воздействию атмосферы диоксид марганца MnO_2 . Он образуется во многих реакциях как при окислении Mn(II), так и при восстановлении Mn(VII)



В кислой среде MnO_2 окислитель, а в щелочной – восстановитель



В практическом отношении наиболее важны соли марганца (II) (MnCl_2 , MnSO_4) и перманганаты – соли марганцевой кислоты HMnO_4 . Перманганаты – (например, KMnO_4)– сильные окислители. На этом свойстве основано их широкое применение.

Железо, кобальт, никель.

Атомы элементов Fe, Co, Ni имеют соответственно следующую электронную конфигурацию: $\dots 3d^6 4s^2$, $\dots 3d^7 4s^2$ и $\dots 3d^8 4s^2$. Отвечающие максимальному числу неспаренных электронов валентные состояния Fe^{6+} , Co^{5+} и Ni^{4+} для данных элементов нетипичны. Наиболее характерными для них являются двух-, трехвалентные состояния (таблица 3). Fe, Co, Ni представляют собой блестящие белые металлы с сероватым (Fe, Co) или серебристым (Ni) оттенком. Железо и никель легко куется и прокатываются. Кобальт более тверд и хрупок. По сходству свойств Fe, Co, Ni принято

объединять в семейство железа. Наиболее стоек к действию окисляющих реагентов никель, наименее – железо.

Железо – самый распространенный после алюминия металл. Его масса составляет 4% всей массы земной коры. Наиболее распространены в природе кислородные соединения железа: бурый железняк $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{Fe}(\text{OH})_3$, красный железняк Fe_2O_3 и магнитный железняк Fe_3O_4 , а также сидерит FeCO_3 (полевой шпат). Способ получения железа из руд основан на восстановлении оксидов железа углем. При этом выплавляют сплав железа с углеродом (до 4%), называемый чугуном. Чугун перерабатывается в сталь (до 2% углерода) и в мягкое (ковкое) железо (менее 0,3% углерода). Последнее идет на изготовление кровельного железа, гвоздей, проволоки и т.п.

Таблица 3 - 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	+2, +3, +6	+2, +4, +7	+2, +3, +6 чаще реже	+2, +3	+2, +3
Стандартный электродный потенциал системы $\varphi_{\text{Me}^0/\text{Me}^+}^0$, В	-0,85 Cr^{+2} -0,74 Cr^{+3}	-1,19 Mn^{+2}	-0,44 Fe^{+2} , -0,036 Fe^{+3}	-0,28 Co^{+2}	-0,25 Ni^{+2}
Гидроксиды элементов	$\text{Cr}(\text{OH})_3$ синесерый	$\text{Mn}(\text{OH})_2$ белый	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ белый $\text{Fe}(\text{OH})_2$ оранжево-коричневый	$\text{Co}(\text{OH})_2$ розово-красный	$\text{Ni}(\text{OH})_2$ яблочно-зеленый

Железо устойчиво по отношению к сухому воздуху, но во влажном быстро корродирует и покрывается бурым гидроксидом $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, рыхлым и не предохраняющим металл от дальнейшего окисления. Реакция образования ржавчины многостадийна; суммарно ее можно выразить уравнением:



При нагревании железа в атмосфере хлора образуется хлорид железа (III) черного цвета:

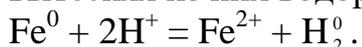


В виде кристаллогидрата $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ эта соль имеет оранжевую окраску.

В смеси порошков железа и серы при нагревании начинается реакция с выделением большого количества энергии. Смесь превращается в черный сульфид железа (II):

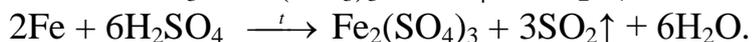


Железо легко растворяется в разбавленных соляной, серной кислотах, вытесняя из них водород:



Реакция с раствором разбавленной азотной кислоты идет по уравнению $4\text{Fe} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

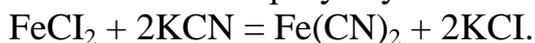
Азотная кислота высокой концентрации и горячая концентрированная серная кислота окисляют железо до Fe (III) (выделяются NO и SO₂):



Концентрированная азотная кислота пассивирует железо, образуя на его поверхности оксидную пленку. Растворы щелочей на железо не действуют.

Для железа одинаково характерны степени окисления +2, +3. Железу соответствуют оксиды FeO, Fe₂O₃, которые проявляют преимущественно основной характер. Гидроксиды Fe(OH)₂ и Fe(OH)₃ – труднорастворимые соединения: Fe(OH)₂ проявляет основной характер, Fe(OH)₃ – слабо выраженные амфотерные свойства, что позволяет получить соль NaFeO₂. Известны также соли железной кислоты H₂FeO₄, в которых железо имеет степень окисления +6.

Железо образует устойчивые цианистые соли:



При действии на цианиды избытком KCN получают комплексные соли гексацианоферрат (II) калия K₄[Fe(CN)₆] – желтая кровавая соль и гексацианоферрат (III) калия K₃[Fe(CN)₆] – красная кровавая соль, которые являются реактивами соответственно на ион Fe³⁺ и ион Fe²⁺ при pH ≤ 7:



При добавлении роданида калия KCNS к растворам солей железа (III) раствор окрашивается в кроваво-красный цвет из-за образования роданида железа (III). Эта реакция используется для открытия иона Fe³⁺.



Кобальт вполне устойчив по отношению к воде и воздуху. В разбавленных кислотах он растворяется труднее, чем железо. Кислород окисляет кобальт лишь при температурах выше 300⁰С. При нагревании кобальт взаимодействует со многими неметаллами. Кобальту соответствуют два оксида CoO и Co₂O₃. Оксиды и отвечающие им гидроксиды проявляют преимущественно основной характер. У кобальта сильно выражена способность к комплексообразованию.

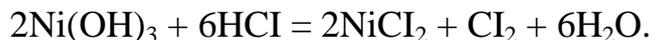
Никель не окисляется на воздухе и легко растворяется только в разбавленной азотной кислоте. Химическая стойкость никеля обусловлена его склонностью к пассивированию из-за образования оксидной пленки. С кислородом он начинает взаимодействовать только при 500⁰С. В измельченном состоянии при нагревании Ni реагирует с галогенами, серой и другими неметаллами. Практическое значение имеют соединения никеля в степени окисления +2. Оксид NiO и гидроксид Ni(OH)₂ в воде не

растворяются, но легко растворяются в кислотах и растворах аммиака, с образованием комплексных соединений.

Получить $\text{Ni}(\text{OH})_3$ из $\text{Ni}(\text{OH})_2$ можно только действием сильных окислителей, например:



Взаимодействие соляной кислоты с гидроксидом никеля (III) идет следующим образом:



Железо, кобальт, никель – важнейшие составные части специальных легированных сталей, жаропрочных и сверхтвёрдых материалов. Никель в большом количестве расходуется в производстве щелочных аккумуляторов, для создания антикоррозионных покрытий. Никель и кобальт используются для изготовления сплавов, необходимых в вакуумной технике, электро-, радио- и светотехнике. Из магнитных сплавов никеля следует отметить пермаллой (78,5% Ni, остальное Fe), способный интенсивно намагничиваться даже в слабых полях благодаря очень высокой начальной магнитной проницаемости. Ряд сплавов Fe, Co, Ni имеет магнитострикционные свойства (изменяют размеры при намагничивании и перемагничивании), поэтому используются в ультразвуковой технике.

5 Лабораторная работа №5. Коррозия металлов и сплавов

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

5.1 Экспериментальная часть

5.1.1 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 осадка турбулевой сини при взаимодействии 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 ферроксииндикатором.

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.

5.1.2 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 $\frac{1}{2}$ объема 0,1 М раствор H_2SO_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.

5.1.3 Активирующее действие ионов хлора.

В две пробирки налейте ($\frac{1}{2}$ 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.

5.1.4 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 ($\frac{1}{2}$ объема) воды и добавьте 2 - 4 мл раствора H_2SO_4 и 2-4 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. 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.

5.1.5 Анодные и катодные защитные покрытия.

В две пробирки налейте ($\frac{1}{2}$ объема) воды и добавьте по 1-2 мл H_2SO_4 и по 2-4 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. 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.

5.2 Контрольные вопросы и задачи

1. Как получают сплавы? В чем их отличие от чистых металлов?
2. Приведите классификацию металлических сплавов.
3. Какие железоуглеродные сплавы называют сталями, чугунами?
4. Что называется коррозией металлов?
5. Как можно охарактеризовать скорость электрохимической коррозии?
6. Возможна ли коррозия с выделением водорода в растворе, в котором активность Cu^{2+} равна 10^{-3} моль/л и рН среды равен 3?
7. Что такое анодные и катодные защитные покрытия?
8. На чем основана электрохимическая защита металлов и какие разновидности этой защиты вам известны?
9. Как изменяют коррозионную среду для снижения скорости коррозионного процесса?

5.3 Методические указания к выполнению работы

В жидком состоянии большинство металлов растворяется друг в друге, образуя гомогенные смеси – однородные расплавы. При охлаждении расплавов происходит кристаллизация, в процессе которой получают твердые сплавы. Сплавы так же, как и чистые металлы характеризуются теплопроводностью, электрической проводимостью, металлическим блеском и пластичностью. Чистые металлы часто не удовлетворяют всем требованиям, предъявляемым к материалам современной техникой. Такие свойства, как жаропрочность, коррозионная стойкость, повышенная механическая прочность и другие, характерны, как правило, для сплавов металлов друг с другом и с некоторыми неметаллами.

Сплавы металлов подразделяют на три группы.

1) *Сплавы высокого сопротивления.* К ним относят манганин (86% Cu, 12% Mn, 2% Ni), константан (60% Cr, 40% Ni), хромоникелевые сплавы. Эти сплавы имеют удельное электрическое сопротивление более 0,4 мкОм·м. Они применяются для изготовления резисторов и электронагревательных элементов.

2) *Сверхпроводящие сплавы.* Это сплавы, у которых при температурах, близких к абсолютному нулю, наблюдается резкое уменьшение удельного

сопротивления. Среди таких сплавов наилучшими параметрами обладают сплавы ниобия (Nb_3Sn , Nb_3Ga , Nb_3Ge).

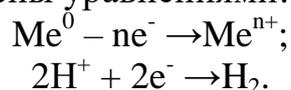
3) *Припой*. Это низкотемпературные сплавы, применяемые при пайке. Различают мягкие и твердые припои. Мягкие припои имеют температуру плавления ниже $300^{\circ}C$. В их состав входят от 10% до 90% олова, остальное – свинец. Наиболее распространенными твердыми припоями, имеющими температуру плавления более $300^{\circ}C$, являются медно-цинковые и серебряные.

Коррозией называют разрушение металла или сплава 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.

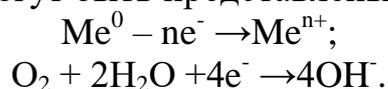
По механизму коррозионного процесса различают химическую или электрохимическую коррозию. Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. В процессе химической коррозии происходит прямое взаимодействие металла с окислителем.

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 pH 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.

6 Лабораторная работа №6. Диэлектрические материалы

Цель работы: изучение физико-химических свойств полимерных диэлектриков.

6.1 Экспериментальная часть

6.1.1 Испытание полимерных материалов на однородность.

Порошкообразные полимерные материалы обычно таблетуют или прессуют. Эти процессы требуют однородности материала. *Однородность* можно характеризовать, используя представления о дисперсности порошков (линейных размерах отдельных частичек, мм). Однородность порошка тем выше, чем меньше разница линейных размеров отдельных частичек.

Испытание порошкообразных полимерных материалов на однородность проводится путем просеивания порошка через сито с определенным размером отверстий. Содержание остатка на сите x выражают в процентах от общей массы просеянного порошка. Чем меньше x , тем однороднее испытываемый материал.

Получите у лаборанта материал для испытания и сито № 30 (900 отверстий на 1 см^2). Взвесьте 20 — 30 г порошка с точностью до 0,01 г.

Просейте порошок через сито и снова взвесьте его с той же точностью.

Повторите исследование с новой порцией этого материала. Вычислите среднее арифметическое из двух определений и охарактеризуйте однородность испытываемого материала. Результаты опыта сведите в таблицу 4:

Таблица 4 - Однородность полимера

Взвешивание	Масса испытываемого материала, г		Масса остатка на сите m_3 , г	Содержание остатка на сите, %	
	до просеивания m_1	после просеивания m_2		$x = \frac{m_3}{m_1} 100$	$X_{\text{ср}}$

6.1.2 Определение удельного объема порошков.

Порошкообразный материал тем удобнее для переработки (литья под давлением, прессования и др.), чем меньше его удельный объем. Такой порошок содержит меньше воздуха, препятствующего получению качественных изделий.

Удельным объемом полимера называют отношение объема материала к его массе ($\text{см}^3/\text{г}$). Удельный объем обычно определяют для порошкообразных

материалов как объем (см^3), занимаемый 1 г порошка при свободном насыпании.

Получите у лаборанта материал (порошок) для испытания. Примерно 200 г испытуемого порошка (точность взвешивания 0,1 г) насыпьте в сухой мерный цилиндр - свободно без встряхивания или постукивания. Измерьте по градуировке на стенке цилиндра объем порошка с точностью до 1 мл (1 см^3).

Результаты опыта запишите по форме:

- 1) Номер образца
- 2) Масса порошка, m (г).
- 3) Объем порошка, V (см^3).
- 4) Удельный объем порошка, x($\text{см}^3/\text{г}$).
- 5) Усредненный результат двух измерений, $x_{\text{ср}}$ ($x_{\text{ср}}=x+x_1/2$).....($\text{см}^3/\text{г}$)
(второе измерение - удельный объем, найденный вашим напарником по работе).
- 6) Название материала (узнайте у преподавателя или лаборанта)...
- 7) Удельный объем порошка, $x_{\text{теор}}$($\text{см}^3/\text{г}$)
($x_{\text{теор}}$ узнайте у преподавателя или у лаборанта).

6.1.3 Определение огнестойкости.

Характеризуя физико-химические свойства полимеров, говорят об их теплостойкости и огнестойкости.

Теплостойкость характеризует способность пластмасс сохранять механические свойства при непрерывном повышении температуры и выражается температурой, при которой под действием заданной нагрузки деформация образца достигает определенного значения. Низкой теплостойкостью ($50 - 60^\circ\text{C}$) характеризуются полиметилметакрилат, полиуретан, высокой ($200 - 250^\circ\text{C}$) — фторопласт-4, стеклотекстолиты.

Огнестойкость характеризует устойчивость пластмасс к воспламенению. Для определения огнестойкости существуют различные методы. Упрощенный метод приведен ниже. По этому методу огнестойкостью условно называют способность материала гореть после пребывания его в пламени газовой горелки в течение 1 мин и характеризуют ее тремя показателями: а) образец продолжает гореть более 1/4 мин; б) образец продолжает гореть менее 1/4 мин; в) образец не загорается в пламени горелки.

Испытания на огнестойкость производят на стандартных образцах размером 120 x 15 x 10 мм. Получите у лаборанта образец для испытания. (Опыт выполняется под тягой!). Отрегулируйте пламя газовой горелки так, чтобы его высота была ~ 10 см. Установите горелку под углом 45° к столу.

Образец испытуемого материала укрепите в штативе в горизонтальном положении и внесите его в пламя горелки на 1 мин. Следите за временем по стрелке секундомера.

По истечении минуты закройте кран горелки и, не останавливая секундомер, отметьте время горения бруска вне пламени горелки.

Запишите: название материала испытуемого образца; время горения бруска вне пламени горелки (с).

Сравните результат опыта с показателями огнестойкости.

6.1.4 Определение содержания летучих веществ.

В полимерах, подвергаемых переработке в изделия прессованием, литьем под давлением и другими методами, важно содержание летучих веществ, так как они вызывают появление волнистости, разводов, вздутий, пузырей, трещин и коробления изделий. Содержание летучих веществ выражают в процентах. Летучие вещества и влагу удаляют из образца при нагревании его до 103-105 °С.

Получите у лаборанта материал для определения содержания летучих примесей и бюкс с крышкой (диаметр бюкса ~40 мм).

Взвесьте на аналитических весах с точностью до 0,001 г бюкс с крышкой (m_2). Насыпьте в бюкс примерно 5г исследуемого материала, закройте крышкой и снова взвесьте с той же точностью (m_2). По разности определите массу навески (m_3).

Поместите открытый бюкс с навеской в термошкаф (температура 103— 105°) на 30 мин, после чего охладите бюкс в эксикаторе, закройте его крышкой и вновь взвесьте (m_4). По разности определите массу навески после термообработки (m_5).

Результаты опыта запишите в таблицу 5.

Таблица 5 - Содержание летучих веществ в полимере

Масса бюкса с крышкой m_1 , г	Масса бюкса с крышкой и навеской, г		Масса навески, г		Содержание летучих веществ, % $x = \frac{m_3 - m_5}{m_3} 100$
	до термообработки m_2	после термообработки m_4	до термообработки m_3	после термообработки m_5	

6.2 Контрольные вопросы и задачи

1. Рассчитайте содержание остатка на сите в процентах по отношению к исходной массе порошка, если при испытании однородности порошкообразного полимерного материала получены результаты: масса порошка до просеивания 20,34г, масса порошка после просеивания 20,02г.

2. Что называют удельным объемом полимерных порошков? Какие измерения надо провести для определения удельного объема?

3. Какая условная характеристика огнестойкости материала будет использована вами при выполнении настоящей лабораторной работы?

4. Какие нежелательные явления могут вызывать летучие вещества при переработке полимеров? Какие измерения надо провести для определения содержания летучих веществ?

5. Рассчитайте молекулярную массу полихлорвинила, если степень полимеризации равна 200. Напишите уравнение реакции полимеризации хлорвинила.

6.3 Методические указания к выполнению работы

Полимеры - высокомолекулярные соединения, которые характеризуются молекулярной массой от нескольких тысяч до многих миллионов. Молекулы полимеров, называемые также макромолекулами, состоят из большого числа повторяющихся звеньев. Вследствие большой молекулярной массы макромолекул полимеры приобретают некоторые специфические свойства. Поэтому они выделены в особую группу химических соединений.

Исходными веществами для синтеза высокомолекулярных соединений (полимеров) являются низкомолекулярные вещества (мономеры). Полимеры получают из мономеров путем полимеризации (или сополимеризации) и поликонденсации.

Химические свойства зависят от состава, молекулярной массы и структуры полимеров. Им свойственны реакции соединения макромолекул поперечными связями, взаимодействия функциональных групп друг с другом и низкомолекулярными веществами и деструкции. Наличие у макромолекул двойных связей и функциональных групп обуславливает повышенную реакционную способность полимеров

Механические свойства полимеров определяются элементным составом, молекулярной массой, структурой и физическим состоянием макромолекул.

Большинство полимеров относится к диэлектрикам. Однако их диэлектрические свойства лежат в широких пределах и зависят от состава и структуры макромолекул. Диэлектрические свойства в значительной степени определяются наличием, характером и концентрацией полярных групп в макромолекулах. Наличие у макромолекул галогенных, гидроксильных, карбоксильных и других полярных групп ухудшает диэлектрические свойства полимеров. Например, диэлектрическая проницаемость поливинилхлорида в 1,5 раза выше, удельное электрическое сопротивление и электрическая прочность на порядок ниже, а диэлектрические потери на два порядка выше, чем аналогичные показатели у полиэтилена. Поэтому хорошими диэлектриками являются полимеры, не имеющие полярных групп, такие, как фторопласт, полиэтилен, полистирол. С увеличением молекулярной массы полимера улучшаются его диэлектрические свойства.

На основе полимеров получают волокна, пленки, резины, лаки, клеи, пластмассы и композиционные материалы.

Список литературы

- 1 Коровин Н.В. Общая химия. - М.: Высшая школа, 2005.
- 2 Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Юрайт, 2011.
- 3 Покровский Ф.Н. Материалы и компоненты радиоэлектронных систем. - Учебное пособие для вузов. - М.: Горячая линия – Телеком, 2005.
- 4 Петров К.С. Радиоматериалы, радиокомпоненты и электроника: Учебное пособие. - Питер, 2004.
- 5 Артюхин В.В. Компоненты электроники в радиотехнических устройствах: Учебное пособие. – Алматы: АУЭС, 2012. – 249 с.
- 6 Султанбаева Б.М. Химия: Учебное пособие. - Алматы: АУЭС, 2011.- 80 с.
- 7 Коровин Н.В. Задачи и упражнения по общей химии. - М.: Астрель, 2006.
- 8 Батаева Е.В., Буданова А.А. Задачи и упражнения по общей химии.- М.: Издательский центр «Академия», 2010.- 160 с.
- 9 Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии: Учебное пособие.- М.: Высшая школа, 2006.- 239 с.
- 10 Султанбаева Б.М. Химия радиоматериалов. Конспект лекций для студентов специальности 5В074600 – Космическая техника и технологии – Алматы: АУЭС, 2015. – 39 с.

Содержание

Введение	3
1 Лабораторная работа №1. Химия металлических проводниковых материалов	4
2 Лабораторная работа №2. Окислительно - восстановительные реакции	9
3 Лабораторная работа №3. Химия полупроводниковых материалов	11
4 Лабораторная работа №4. Химия магнитных материалов	15
5 Лабораторная работа №5. Коррозия металлов и сплавов	23
6 Лабораторная работа №6. Диэлектрические материалы	28
Список литературы	32

Болдых Мирсадыковна Султанбаева

ХИМИЯ РАДИОМАТЕРИАЛОВ

Методические указания по выполнению лабораторных работ
для студентов специальности 5В074600 – Космическая техника и технологии

Редактор Л.Т.Сластихина

Специалист по стандартизации Н.К. Молдабекова

Подписано в печать ____ . ____ . ____

Тираж 30 экз.

Объем 2,0 уч.- изд. л.

Формат 60×84 1/16

Бумага типографская № __

Заказ ____ Цена 1000 тенге

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

Некоммерческое акционерное общество
АЛМАТИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ ЭНЕРГЕТИКИ И СВЯЗИ
Кафедра промышленной теплоэнергетики

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебно-методической
работе
_____ С.В. Коньшин
" ___ " _____ 2016 г.

ХИМИЯ РАДИОМАТЕРИАЛОВ

Методические указания по выполнению лабораторных работ
для студентов специальности
5В074600 – Космическая техника и технологии

СОГЛАСОВАНО
Вр.и.о. начальника УМО
_____ Р.Р.Мухамеджанова
" ___ " _____ 2016г.

Председатель УМК по МО и
экспертизе УМС АУЭС
_____ Б.К.Курпенов
" ___ " _____ 2016г.

Редактор

" ___ " _____ 2016г.

Специалист по стандартизации

" ___ " _____ 2016г

Рассмотрено и одобрено на
заседании кафедры ПТЭ
Протокол
№ 1 от " 29 " 09 2016г.
Зав. кафедрой ПТЭ
_____ Р.А.Мусабеков

Зав. кафедрой СУАТ
_____ Г.К.Балбаев

" ___ " _____ 2016г

Составитель:
_____ Б.М.Султанбаева

Алматы 2016