

Министерство просвещения Российской Федерации
Нижнетагильский государственный социально-педагогический институт (филиал)
федерального государственного автономного образовательного учреждения
высшего образования
«Российский государственный профессионально-педагогический университет»

Факультет естествознания, математики и информатики
Кафедра естественных наук и физико-математического образования

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.В.01.ДВ.03.01 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Уровень высшего образования	Бакалавриат
Направление подготовки	44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)
Профили	Естествознание и дополнительное образование
Форма обучения	Очная

Нижний Тагил
2021

Рабочая программа дисциплины «Общая и неорганическая химия». Нижний Тагил :
Нижнетагильский государственный социально-педагогический институт (филиал) ФГАОУ
ВО «Российский государственный профессионально-педагогический университет», 2021. –
67 с.

Настоящая программа составлена в соответствии с требованиями федерального
государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению
подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки).

Автор: доцент, доцент кафедры ЕНФМ

Е.А. Раскатова

Одобрена на заседании кафедры ЕНФМ 18 марта 2021 г., протокол №7

Заведующий кафедрой

Полявина О.В.

Программа рекомендована к печати методической комиссией ФЕМИ 02 апреля 2021
г., протокол № 5.

Председатель методической комиссии

Касимова Н.З.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цель и задачи освоения дисциплины.....	4
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы.....	4
3. Результаты освоения дисциплины.....	4
4. Структура и содержание дисциплины.....	6
4.1. Объем дисциплины и виды контактной и самостоятельной работы.....	5
4.2.Содержание и тематическое планирование дисциплины.....	7
4.3. Содержание разделов (тем) дисциплины.....	9
5. Образовательные технологии.....	11
6. Учебно-методические материалы.....	12
6.1. Задания и методические указания по организации и проведению практических занятий.....	17
6.2. Задания и методические указания по организации самостоятельной работы студента.....	65
7. Учебно-методическое и информационное обеспечение.....	66
8. Материально-техническое обеспечение дисциплины.....	66
9. Текущая аттестация качества усвоения знаний.....	67
10. Промежуточная аттестация.....	67

1. ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель дисциплины: формирование и развитие у студентов научного химического мышления на основе системного подхода, современных методологий и достижений теоретической и прикладной науки; умений и навыков экспериментальной работы, как основы для развития творческого потенциала будущего учителя химии.

Задачи:

1. формировать теоретический фундамент современной химии как единой, логически связанной системы;
2. расширить и закрепить базовые понятия химии, необходимые для дальнейшего изучения различных областей химии и биологии;
3. формировать представления об основных закономерностях развития природы; о химической картине мира; о взаимосвязи химических, биологических и физических процессов; о роли химии в решении глобальных проблем человечества;
4. развивать способности к экспериментальной, исследовательской работе и потребности к самостоятельному приобретению знаний.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» является частью учебного плана по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), профили «Естествознание и дополнительное образование». Дисциплина Б1.В.01.ДВ.03.01 «Общая и неорганическая химия» включена в Блок Б.1 «Дисциплины (модули)» и является составной частью раздела Б1.В. «Часть, формируемая участниками образовательных отношений», Б1.В.01 «Естествознание», Б1.В.01ДВ.03 «Дисциплины (модули по выбору) 3» Дисциплина реализуется в НТГСПИ на кафедре естественных наук и физико-математического образования.

При изучении данной дисциплины студенты используют знания, умения и виды деятельности, сформированные в процессе изучения предмета «Химия» на предыдущем уровне образования и дисциплин «Курс общей химии в школе» и «Экспериментальная деятельность в дополнительном образовании»

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» изучается параллельно с дисциплиной «Курс общей химии в школе» и опирается на этот курс. Данная дисциплина является одной из основных для изучения других химических дисциплин.

3. РЕЗУЛЬТАТЫ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина направлена на формирование и развитие следующих компетенций:

УК1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач	ИУК 1.1. Знает основные источники и методы поиска информации, необходимой для решения поставленных задач
	ИУК 1.2. Умеет осуществлять поиск информации для решения поставленных задач, применять методы критического анализа и синтеза информации
	ИУК 1.3. Грамотно, логично, аргументированно формирует собственные суждения и оценки; отличает факты от мнений, интерпретаций и оценок; применяет методы системного подхода для решения поставленных задач

ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний	ИОПК 8.1. Знает историю, теорию, закономерности и принципы построения и функционирования образовательного процесса, роль и место образования в жизни человека и общества
	ИОПК 8.2. Умеет использовать современные научные знания психолого-педагогического и предметного (профильного) содержания для организации учебной и внеучебной деятельности в системе основного и дополнительного образования детей
	ИОПК 8.3. Подготовлен к применению специальных научных знаний для осуществления педагогической деятельности (проектной, учебно-исследовательской, игровой, художественно-эстетической, физкультурной, досуговой и др.) с учетом возможностей образовательной организации, места жительства и историко-культурного своеобразия региона
ПК-3 – способен применять предметные знания при реализации образовательного процесса	3.1. Знает закономерности, принципы и уровни формирования и реализации содержания образования; структуру, состав и дидактические единицы содержания школьных предметов: ...
	3.2. Умеет осуществлять отбор учебного содержания для реализации в различных формах обучения в соответствии с дидактическими целями и возрастными особенностями обучающихся
	3.3. Владеет предметным содержанием; умениями отбора вариативного содержания с учетом взаимосвязи урочной и внеурочной форм обучения
ПК-6 Способен ориентироваться в вопросах биологии и химии на современном уровне развития научных направлений в данных областях	ИПК 6.1. Знает: общие понятия, теории, правила, законы, закономерности предметных областей биология и химия; закономерности развития органического мира; основные принципы технологических процессов химических производств и способен использовать полученные знания в профессиональной деятельности
	ИПК 6.2. Умеет: объяснять химические основы биологических процессов и физиологические механизмы работы различных систем и органов растений, животных и человека; ориентироваться в вопросах биохимического единства органического мира.
	ИПК 6.3. Владеет: классическими и современными методами и методическими приемами организации и проведения лабораторных, экспериментальных и полевых исследований в предметных областях биология и химия.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

31. основные понятия и законы химии;
32. современную теорию строения атома, свойства атомов химических элементов, закономерности их изменения в периодической системе Д.И. Менделеева;
33. теории химической связи;
34. кинетические и термодинамические характеристики химических реакций;
35. свойства и характеристики растворов;

36. номенклатуру и классификацию неорганических соединений, в т.ч. комплексных соединений;

37. закономерности изменения характеристик простых веществ, водородных и кислородсодержащих соединений непереходных и переходных элементов и их комплексных соединений в периодической системе Д.И. Менделеева.

Уметь:

У1. применять основные понятий и законов химии для решения задач;

У2. применять теории строения атома для объяснения свойств атомов химических элементов и закономерностей изменения их свойств в Периодической системе Д.И. Менделеева;

У3. раскрывать свойства веществ в зависимости от типа химической связи;

У4. описывать с помощью кинетических и термодинамических характеристик химические реакции;

У5. характеризовать растворы;

У6. классифицировать неорганические соединения, в т.ч. комплексные соединения;

У7. сравнивать простые вещества, водородные и кислородсодержащие соединения непереходных и переходных элементов и их комплексных соединений.

У8. использовать теоретические знания в объяснении практических методов получения химических соединений, а также переработки и утилизации опасных для окружающей среды веществ (тяжелые металлы, кислоты, основания).

Владеть навыками:

В1. обсуждения научных химических проблем в дискуссиях, формирования собственной позиции и отстаивания ее в споре, используя различные сведения для аргументации;

В2. работы по поиску и систематизации дополнительной информации при подготовке к семинарским занятиям и лабораторным работам;

В3. экспериментальной работы.

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. Объем дисциплины и виды контактной и самостоятельной работы

Общая трудоемкость дисциплины составляет 2 зач. ед. (72 часа), их распределение по видам работ представлено в таблице № 1.

Таблица № 1

Распределение трудоемкости дисциплины по видам работ

Вид работы	Форма обучения
	Очная
	2 семестр
Общая трудоемкость дисциплины по учебному плану	72
Контактная работа, в том числе:	26
Лекции	10
Лабораторные работы	16
Самостоятельная работа, в том числе:	46
Изучение теоретического курса	20
Самоподготовка к текущему контролю знаний	26
Подготовка к зачету	

4.2. Содержание и тематическое планирование дисциплины

Тематический план дисциплины

Наименование разделов и тем	О	С	Вид контактной работы,	О	Формы
-----------------------------	---	---	------------------------	---	-------

дисциплины (модуля)			час					текущего контроля успеваемости
			Лекции	Практ. занятия	Лаб. работы	Из них в интерактивной форме		
Тема 1. Элементы главных подгрупп периодической системы и их соединения	2	46	6	-	10	-	30	самост. работа, отчет по лабораторной работе
Тема 2. Элементы побочных подгрупп периодической системы и их соединения	2	26	4	-	6	-	16	самостоятельная работа, отчет по лабораторной работе
Зачет								
ВСЕГО		72	10		16		46	
Итого		72	10		16		46	

Практические занятия

№ раздела	Наименование лабораторных работ	Кол-во ауд. часов
1	Тема 10. Водород. Получение. Изучение физических и химических свойств	2
1	Тема 11. Галогены. Получение, изучение свойств	2
1	Тема 12. Кислород. Сера, соединения.	2
1	Тема 14. Азот. Соединения азота. Фосфор, соединения.	2
1	Тема 17. Металлы главных подгрупп	2
2	Тема 29. Металлы 8Б	2
2	Тема 30. Металлы 7Б, 6Б	2
2	Тема 32. Металлы 2Б, 1Б	2

4.3. Содержание разделов (тем) дисциплины Лекционный курс (10 часов)

Лекция 1. Элементы главных подгрупп Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева. Водород. Галогены. (1 час)

Атом водорода, изотопы. Распространение водорода в природе. Особенности положения в периодической системе. Характеристика молекулы с позиций методов валентных связей и молекулярных орбиталей: энергия, длина и кратность связи. Получение водорода в лаборатории и промышленности, его физические и химические свойства. Техника безопасности при работе с водородом. Водород – топливо будущего. Молекулярный и атомарный водород как восстановитель. Соединения водорода с металлами и неметаллами: степень окисления атомов элементов в молекулах и природа химической связи в них,

кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Применение водорода в промышленности. Водород – топливо будущего.

Вода. Состав и электронное строение молекул воды. Характеристика водородной связи. Влияние водородной связи на физические и химические свойства водородных соединений. Роль водородных связей в биологических процессах. Ассоциация молекул воды. Физические свойства воды. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Тяжелая вода, ее свойства, получение и применение. Вода в природе. Способы очистки воды. Проблема чистой воды.

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Меры предосторожности при работе с галогенами. Фтор. Распространение его в природе, получение, физические и химические свойства. Соединения фтора. Фтороводород. Получение и свойства. Ассоциация молекул. Фтороводородная кислота, фториды. Применение фтора и его соединений. Хлор. Нахождение в природе, изотопы. Способы получения хлора, его физические и химические свойства. Механизм взаимодействия хлора с водородом. Хлороводород, соляная кислота: способы получения, физические и химические свойства, применение. Взаимодействие хлора с водой, щелочами и другими сложными веществами. Кислородные соединения хлора. Хлорноватистая кислота, гипохлориты, белильная известь. Хлорноватая и хлорная кислоты и их соли. Бертолетова соль. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств кислот хлора. Применение хлора и его соединений. Охрана окружающей среды от загрязнений хлором. Бром. Йод. Распространение в природе, получение, физические и химические свойства простых веществ. Бромоводород и йодоводород, бромоводородная и йодоводородная кислоты, их соли. Получение, свойства, применение. Сравнительная характеристика силы галогеноводородных кислот и восстановительных свойств их анионов. Кислородные соединения брома и йода. Общая характеристика соединений галогенов друг с другом. Биологическая роль простых веществ и соединений, образованных галогенами.

Лекция 2. Элементы главной подгруппы VI группы (1 час)

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Кислород. Изотопный состав природного кислорода. Химическая связь в молекуле кислорода с позиций МВС и ММО, Объяснение парамагнетизма кислорода. Способы получения кислорода, его физические и химические свойства. Кислород как окислитель. Взаимодействие с кислородом простых и сложных веществ, аллотропия кислорода. Озон, его свойства, получение, образование в природе. Применение кислорода. Роль кислорода в природе. Воздух. Проблема чистого воздуха. Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода, состав и электронное строение их молекул. Термодинамическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Получение, свойства и применение пероксидов металлов.

Сера. Сера в природе. Аллотропия серы. Физические свойства ее важнейших модификаций. Химические свойства и практическое применение серы. Водородные соединения серы. Сероводород: получение, физические и химические свойства. Физиологическое действие сероводорода. Сероводородная кислота и сульфиды. Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов. Кислородные соединения серы: строение молекул, характер валентных связей. Оксид серы (IV): физические и химические свойства, способы получения. Химические свойства сернистой кислоты. Тиосерная кислота, тиосульфаты, их практическое значение. Оксид серы (VI): физические и химические свойства. Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Взаимодействие с металлами, неметаллами, сложными веществами. Правила обращения с концентрированной серной кислотой. Химизм способов получения серной кислоты. Проблема охраны окружающей среды. Олеум и пиросерная кислота. Соли серной кислоты. Биологическая роль серы.

Селен теллур: физические и химические свойства, значение, водородные и кислородные соединения селена и теллура. Характер изменения свойств водородных соединений элементов в подгруппе: прочность и полярность молекул, валентные углы, сила

соответствующих кислот, восстановительные свойства анионов кислот. Практическое применение селена и теллура и их соединений.

Лекция 3. Элементы главной подгруппы V группы (1 час)

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Азот. Азот в природе. Химическая связь в молекуле азота с позиций МВС. Физические и химические свойства. Особенности взаимодействия азота с кислородом. Способы получения, применение азота. Соединения азота с водородом. Аммиак. Электронное строение и геометрия молекул. Способы получения. Физические и химические свойства аммиака. Способность аммиака к взаимодействию по донорно-акцепторному механизму: взаимодействие с водой, с кислотами, соли аммония. Продукты термического разложения солей аммония. Амиды, нитриды металлов. Гидразин и гидроксилламин: строение молекул, химические свойства. Азотистоводородная кислота. Кислородные соединения азота. Оксиды азота: строение молекул, устойчивость, получение и свойства. Молекула оксида азота (II) с позиций ММО. Азотистая кислота, нитриты. Азотная кислота. Электронное строение, геометрия молекулы. Способы получения азотной кислоты. Химические свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Нитраты. Термическое разложение нитратов. Биологическая роль азота. Фосфор. Важнейшие природные соединения, получение. Аллотропные видоизменения фосфора, их свойства. Токсичность белого фосфора. Фосфиды металлов. Соединения фосфора с водородом, фосфины. Сравнение геометрии молекул и свойств фосфина и аммиака. Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора. Фосфорные кислоты: строение молекул, основность. Изменение устойчивости, кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду оксокислот фосфора. Метафосфаты, полифосфаты. Соли ортофосфорной кислоты, их применение. Биологическая роль фосфора. Фосфорные удобрения. Мышьяк, сурьма, висмут. Распространенность их в природе, получение. Сравнительная характеристика физических и химических свойств мышьяка, сурьмы и висмута. Их оксиды и гидроксиды, получение. Сравнение окислительно-восстановительных свойств соединений мышьяка, сурьмы, висмута в степени окисления (III), (V). Физиологическое действие мышьяка и его соединений. Практическое значение мышьяка, сурьмы, висмута.

Лекция 4. Элементы главной подгруппы IV группы (1 час)

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Углерод. Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин, их структура, физические и химические свойства, практическое значение. Характер гибридизации орбиталей атомов углерода в них. Активированный уголь, его применение. Химические свойства углерода. Характеристика водородных соединений углерода. Карбиды металлов, их общая характеристика. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II). Строение его молекулы, химические свойства. Оксид углерода (II) как восстановитель. Физиологическое действие оксида углерода (II). Оксид углерода (IV), строение его молекулы.

Физические и химические свойства. Способы получения. Оксид углерода (IV) в природе. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, растворимость, гидролиз, термическая устойчивость.

Соединения углерода с галогенами: строение, получение, свойства. Оксогалогениды углерода. Сероуглерод: характер химической связи и свойства. Тиокарбонаты и тиоугольная кислота: получение, строение, свойства.

Кремний и его соединения. Кремний в природе. Природные силикаты. Способы получения кремния. Свойства кремния и его применение. Водородные соединения кремния, отличие их свойств от аналогичных соединений углерода. Силициды металлов. Диоксид кремния. Кварц. Кремниевые кислоты. Германий, олово, свинец. Их соединения. Получение. Физические и химические свойства. Аллотропия. Значение германия. Оксиды и гидроксиды,

их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Восстановительные свойства соединений олова (II). Окислительные свойства соединений свинца (IV). Принцип работы свинцового аккумулятора. Применение олова, свинца и их соединений.

Лекция 5. Элементы главных подгрупп I, II групп (1 час)

Элементы главной подгруппы I группы. Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения.

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочными металлами. Способы получения щелочных металлов.

Свойства, получение и применение важнейших соединений элементов: оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Получение соды. Меры предосторожности при работе со щелочами. Значение соединений натрия и калия для живых организмов.

Элементы главной подгруппы II группы. Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения. Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ.

Правила хранения щелочноземельных металлов, меры предосторожности при работе с ними. Применение металлического бериллия и магния. Получение простых веществ, образуемых элементами подгруппы в промышленности. Соединения элементов: гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды, соли. Их получение, физические свойства, закономерности изменения химических свойств. Негашенная и гашеная известь. Свойства, получение, применение. Физиологическое действие соединений элементов главной подгруппы II группы. Меры предосторожности при работе с соединениями бериллия и бария.

Жесткость воды и способы ее устранения. Очистка воды с помощью ионообменных смол.

Лекция 6. Сравнительная характеристика свойств элементов главных и побочных подгрупп периодической системы Д.И. Менделеева (1 часа)

Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп периодической системы Д.И. Менделеева. Закономерности в изменении радиусов, энергии ионизации, сродство к электрону, электроотрицательности атомов элементов в периодах и в главных подгруппах. Соединения металлов и неметаллов с водородом. Изменение в периодах и подгруппах полярности и прочности связи в соединениях элементов с водородом. Закономерности изменения их восстановительных свойств.

Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов главных подгрупп. Оксиды. Строение, тип связи между атомами. Изменение кислотно-основных свойств оксидов элементов в периодах и главных подгруппах. Гидроксиды. Зависимость характера диссоциации гидроксидов на примерах элементов третьего периода и главных подгрупп первой, второй, пятой, шестой, седьмой групп.

Изменение устойчивости различных степеней окисления атомов элементов в главных подгруппах. Окислительные свойства соединений, содержащих атомы элементов в высших степенях окисления.

Общая характеристика элементов побочных подгрупп. Особенности электронных структур атомов элементов d- и f-семейств. Их положение в периодической системе. Сравнение свойств атомов, простых веществ и соединений элементов главных и побочных подгрупп. Отличие в главных и побочных подгруппах характера изменения свойств элементов и их соединений при возрастании зарядов ядер атомов. Многообразие степеней окисления, проявляемых атомами элементов побочных подгрупп. "Лантаноидное и актиноидное сжатие".

Лекция 7. Элементы побочной подгруппы I группы. Элементы побочной подгруппы II группы (1 час)

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Медь, серебро, золото. Нахождение элементов в природе. Способы их получения. Применение металлов и их сплавов. Важнейшие соединения меди, серебра, золота. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди, серебра, золота. Роль ионов меди (II) и серебра (I) в физиологических процессах.

Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения.

Общая характеристика атомов элементов. Физические и химические свойства простых веществ. Физические и химические свойства соединений элементов в степени окисления +2. Соединения ртути в степени окисления +1. Важнейшие комплексные соединения элементов. Физиологическое действие соединений цинка, кадмия и ртути.

Лекция 8. Элементы побочной подгруппы VI группы. Элементы побочной подгруппы VII группы (2 часа)

Общая характеристика атомов элементов. Физические и химические свойства простых веществ. Хром. Природные соединения хрома. Получение. Применение хрома и его сплавов. Соединения хрома (II, III, VI) – оксиды, гидроксиды, соли. Получение, физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины условных зарядов и радиусов соответствующих ионов. Гидроксо- и оксохроматы (III). Комплексные соединения хрома (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III). Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы. Условия их существования. Соединения хрома (VI) как окислителя. Хромовая смесь. Молибден и вольфрам. Их получение. Свойства и применение. Оксиды и гидроксиды молибдена и вольфрама. Молибденовая и вольфрамовая кислоты и их соли.

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ. Марганец. Природные соединения марганца. Получение марганца из природных соединений. Применение марганца. Сплавы марганца. Соединения марганца. Оксиды и гидроксиды марганца. Зависимость их свойств от степени окисления атомов марганца. Соединения марганца высших степеней окисления. Марганцовистая кислота и марганцевая кислота, манганаты и перманганаты. Окислительные свойства манганатов и перманганатов. Зависимость окислительных свойств перманганатов от pH среды. Марганец – микроэлемент питания растений.

Технеций и рений. Свойства рения. Его оксиды и гидроксиды Соли. Реновая кислота и ее соли. Восстановительные свойства ренатов.

Лекция 9. Элементы побочной подгруппы VIII группы (1 час)

Общая характеристика атомов элементов, физических и химических свойств простых веществ.

Элементы семейства железа. Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения. Получение железа прямым восстановлением оксидов. Сравнение свойств важнейших соединений железа, кобальта и никеля (II) и (III), их получение и применение. Ферраты. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Биологическая роль соединений железа, кобальта, никеля.

Элементы семейства платины. Распространенность в природе, история открытия. Особенности физических и химических свойств простых веществ, их практическое использование. Свойства важнейших соединений элементов, их получение и применение.

5. Образовательные технологии

Процесс обучения по дисциплине «Общая, неорганическая химия, неорганический синтез» целесообразно построить с использованием традиционного подхода, при котором в ходе лекций раскрываются общие вопросы, формируются основы теоретических знаний по дисциплине, а на лабораторно-практических занятиях ведется работа по усвоению практических умений и навыков, в том числе организации и проведения лабораторного эксперимента. Лекционные занятия должны стимулировать познавательную активность студентов, поэтому в ходе лекций используется технология проблемного обучения. На лекционных занятиях данная технология реализуется с помощью метода проблемного изложения. На семинарских занятиях - сначала с помощью метода проблемного изложения, а затем с помощью эвристической беседы.

Для формирования предусмотренных программой компетенций в ходе практических занятий необходимо использовать следующие технологии:

- игровое моделирование,
- обучение в сотрудничестве
- проектная деятельность (разработка педагогического проекта).

В процессе освоения дисциплины предусмотрено построение практических занятий:

- анализ и оценка практического опыта – обсуждение, анализ и оценка выступлений студентов;
- защита выполненных работ;
- обсуждение, анализ и оценка представленных работ.

6. Учебно-методические материалы

6.1. Задания и методические указания по организации и проведению практических занятий

Тема 1. Водород. Получение. Изучение физических и химических свойств

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Познакомиться с лабораторными способами получения водорода, изучить его восстановительные свойства.

ОПЫТ 1. Получение водорода действием металла на кислоту

РЕАКТИВЫ:

1. Цинк (гранулы);
2. Серная кислота (p-p).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Газоотводная трубка;
3. Спиртовка;
4. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Собрать прибор, изображённый на рисунке 1. (см. приложение)

Положить в пробирку несколько кусочков цинка и прилить на 1/3 пробирки разбавленной серной кислоты. Наблюдать выделение газа. Убедиться, что выходящий через трубку газ не содержит примеси воздуха. Для этого надеть на трубку пробирку снять и, не переворачивая, поднести к пламени спиртовки (см. рис. 3). Водород загорается спокойно, а с примесью воздуха с небольшим взрывом, сопровождающимся резким звуком. В последнем случае испытание на частоту повторить. Убедившись в частоте водорода зажечь его у отверстия трубки. Поддержать над пламенем водорода сухую пробирку.

Какое вещество образуется в результате горения водорода? Написать уравнения реакций получения и горения водорода.

ОПЫТ 2. Получение водорода действием металла на щёлочь

РЕАКТИВЫ:

1. Алюминий (стружки);
2. Гидроксид натрия (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

В пробирку прибора (см. приложение рис. 1) всыпать немного алюминиевых стружек и налить 2- 3 мл раствора щёлочи. Наблюдать выделение газа. Если реакция идёт медленно, осторожно подогреть пробирку с её содержимым. Убедиться в чистоте водорода и поджечь его у отверстия трубки.

Написать уравнения реакции.

ОПЫТ 3. Переливание водорода

РЕАКТИВЫ:

1. Водород из аппарата Киппа.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Цилиндры (2 шт.).

ХОД РАБОТЫ:

Методом вытеснения воздуха наполнить цилиндр водородом из аппарата Киппа (см. рис.2). Затем медленно переливать водород в другой цилиндр (несколько меньшего размера), перевёрнутый вверх дном (см. рис.4.). Поднося поочерёдно к огню оба цилиндра, установить, в каком из них больше водорода.

Объяснить наблюдаемые явления.

ОПЫТ 4. Взрыв гремучего газа

РЕАКТИВЫ:

1. Водород из аппарата Киппа;
2. Перманганат калия (тв.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Полиэтиленовая сосуд;
2. Стеклянная пластинка;
3. Спиртовка;
4. Спички;
5. Прибор для получения кислорода (см. приложение рис.8-а).
6. Кристаллизатор.

ХОД РАБОТЫ:

Полиэтиленовый сосуд наполнить доверху водой и, закрыв стеклянной пластинкой, опрокинуть в кристаллизатор с водой. Наполнить сосуд на $1/3$ кислородом, и на $2/3$ наполнить водородом (из аппарата Киппа) методом вытеснения воды. Вынуть цилиндр из кристаллизатора, держа его вверх дном и закрыв его отверстие под водой стеклянной пластинкой. Обернуть сосуд полотенцем, открыв отверстие, осторожно поднести к пламени спиртовки.

Объяснить наблюдаемые явления.

ОПЫТ 5. Восстановление водородом оксида меди (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Оксид меди (II).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Прибор для получения водорода (см. рис.4);
3. Спиртовка;
4. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Сухую пробирку (см. рис. 5.) с небольшим количеством оксида меди (II) укрепить в лапке штатива в слегка наклонном положении так, чтобы дно её было приподнято (зачем?). Соберите прибор для получения водорода указанный на рисунке. Сначала убедиться в чистоте выделяющегося водорода. После этого опустить трубку в пробирку с оксидом меди (II) сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании.

Наблюдать изменения, происходящие с оксидом меди (II), и выделение капель жидкости на стенках пробирки. Когда весь оксид меди прореагирует, прекратить нагревание и дать содержимому остыть в токе водорода. Объяснить наблюдаемые явления и написать уравнения реакций.

ОПЫТ 6. Восстановление перманганата калия атомным водородом (в момент выделения)

РЕАКТИВЫ:

1. Серная кислота (р-р);
2. Цинк (гранулы);
3. Перманганат калия (р-р).

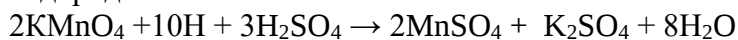
ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Аппарат Киппа.

ХОД РАБОТЫ:

В разбавленный раствор серной кислоты добавить несколько капель раствора перманганата калия и налить смесь в две пробирки. В одну из них бросить кусочек цинка, в другую пропустить водород из аппарата Киппа.

Сравнить скорость изменения раствора в пробирках. Объяснить разницу в скорости изменения цвета. Написать уравнение реакции восстановления перманганата калия атомным водородом:



Задания для самостоятельной работы:

1. Взаимодействие водорода с кислородом протекает по уравнению:
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + 483 \text{ кДж}$ В каком направлении сместится это равновесие: а) при повышении давления; б) при понижении температуры.
2. Почему атомарный водород обладает большей восстановительной способностью, чем молекулярный?
3. Как проверить чистоту водорода?
4. Как получить водород из воды?
5. Какие металлы, и при каких условиях разлагают воду?
6. Какие ядовитые газы могут выделяться вместе с водородом при взаимодействии кислот с металлами? Как от них избавиться?
7. Почему температура пламени гремучего газа выше, чем температура пламени водорода, горящего на воздухе?
8. Какой газ и какая его масса не полностью в реакцию при взрыве смеси, состоящей из 0,36 г водорода и 3,26 г кислорода?
9. Какая масса гидрида сальция должна прореагировать с водой, чтобы выделившимся водородом восстановить 20 г оксида меди(II)?

Литература для подготовки к лабораторной работе:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Ключников Н.Г. Неорганический синтез. М.: Просвещение, разл. годы изд.
6. Крищенко В.П. Практикум по технике лабораторных работ. М.: Агропромиздат, 1987.
7. Леснова Е.В., Вишняков О.А. Практикум по неорганическому синтезу. М.: Высшая школа, 1986.
8. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
9. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
10. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
11. Автоматизированный учебный курс Химия: периодическая система Д.И. Менделеева. Екатеринбург, 2003.
12. Агрегатные состояния веществ. Растворы: Учебно-метод. пос. для студ. БГО / Автор-сост. Р.С. Спектор. Н.Тагил, 1999.
13. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
14. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
15. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 2. Галогены. Получение, изучение свойств

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Познакомиться с лабораторными способами получения хлора и его соединений, изучить окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений. Изучить качественные реакции на бромид- и йодид- ионы

ОПЫТ 1. Получение хлора

РЕАКТИВЫ:

1. Дихромат калия (тв);
2. Оксид марганца (IV) (тв.);
3. Перманганат калия (тв.);
4. Соляная кислота (конц.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

В три пробирки насыпать понемногу:

- пробирка № 1 - оксида марганца (IV),
- пробирка № 2 - дихромата калия, пробирка
- № 3 - перманганата калия.

В каждую из них прилить по 1 мл концентрированной соляной кислоты. Содержание первой и второй пробирки слегка подогреть (см. рис. 6.).

Наблюдать происходящие процессы. Определить выделяющийся газ по цвету (на фоне белой бумаги) и запаху (соблюдать осторожность!).

Написать уравнения реакций получения хлора, составить схемы перехода электронов в этих реакциях. Чем являются в проведённых реакциях Оксид марганца (IV), дихромат калия, перманганат калия?

ОПЫТ 2. Хлорная вода и её свойства

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорная вода;
2. Лакмус (р-р);
3. Нитрат серебра (р-р);
4. Фиолетовые чернила;
5. Гидроксид натрия (р-р);
6. Сероводородная вода;
7. Сульфат хрома (р-р);
8. Гидроксид калия (р-р);

9. Индиго (p-p).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

а) К небольшой порции полученной хлорной воды прилить нейтральный раствор лакмуса. Что наблюдаете? К другой порции добавьте несколько капель нитрата серебра.

Объясните результаты опытов и напишите уравнения реакций.

б) В три пробирки налить понемногу:

- пробирка №1 - раствор индиго;
- пробирка №2 - фуксина
- пробирка №3 - воды подкрашенная фиолетовыми чернилами

Прилить в каждую пробирку хлорной воды и взболтать.

Что происходит? Объяснить наблюдаемые явления.

в) Налить в две пробирки небольшой объем хлорной воды. В одну из них добавить несколько капель раствора гидроксида натрия, а в другую - сероводородной воды.

Отметьте происходящие явления. Сохраняется ли запах сероводородной и хлорной воды? Написать уравнения реакций. К каким типам окислительно - восстановительных реакций они относятся?

г) В пробирку с раствором сульфата хрома прилить избыток гидроксида калия и добавить хлорной воды. Отметить изменение окраски раствора. Написать уравнения реакций, имея в виду, что $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$

ОПЫТ 3. Получение хлороводорода и изучение его свойств

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид натрия (тв);
2. Универсальный индикатор (бумага);
3. Цинк (гранулы);
4. Оксид кальция;
5. Карбонат кальция;
6. Серная кислота (конц.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Прибор для получения хлороводорода (см. рис.7.);
3. стеклянная пластинка;
4. Кристаллизатор;
5. Вата;
6. Спиртовка;
7. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Собрать прибор по рисунку. В колбу Вюрца поместить 15-20 г хлорида натрия. В капельную воронку влить концентрированной серной кислоты. Конец газоотводной трубки ввести в сухой сосуд для собирания хлороводорода так, чтобы трубка доходила до дна. Закрепить отверстие

сосуда рыхлым комочком ваты. Рядом с прибором поставить кристаллизатор с водой. Из капельной воронки вливать серную кислоту. Наблюдать за происходящими явлениями реагирующих веществ. Для ускорения реакции колбу слегка подогреть. Когда над ватой, которой закрыто отверстие сосуда, появится туман (причина образования?), нагревание колбы прекратить, а конец трубки опустить в колбу с водой, но держать трубку близко над водой, не опуская её в воду. Вынув вату, закрыть отверстие цилиндра стеклянной пластинкой. Перевернуть цилиндр отверстием вниз, погрузить его в кристаллизатор с водой и вынуть пластинку. Объясните наблюдаемые явления. Какова растворимость хлороводорода в воде? Затем вынуть сосуд из кристаллизатора, закрыв предварительно под водой стеклянной пластинкой. Разлить полученный раствор в четыре пробирки. Одну часть раствора испытать лакмусовой бумажкой. Доказать опытным путём, что полученный раствор является соляной кислотой. Во вторую порцию раствора внести гранулу цинка, в третью - кусочки оксида кальция, в четвёртую немного карбоната кальция.

Наблюдать происходящие процессы. Написать уравнения реакции получения соляной кислоты и взаимодействия её со взятыми веществами.

ОПЫТ 4. Свойства брома

РЕАКТИВЫ:

1. Бромная вода;
2. Сероводородная вода;
3. Азотная кислота (конц.);
4. Серная кислота (конц).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

а) Налить в пробирку 2 - 3 мл бромной воды. Отметить её цвет и слегка нагреть. Что наблюдается?

б) К небольшой порции сероводородной воды (отметить её цвет и запах) приливать по каплям бромную воду, тщательно взбалтывая раствор. Записать наблюдения. Составить уравнения реакции.

ОПЫТ 5. Свойства йода

РЕАКТИВЫ:

1. Йод (крист.);
2. Этиловый спирт.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

а) Поместить в сухую пробирку кристаллик йода. Дно пробирки слегка нагреть в пламени горелки. Затем охладить на воздухе. Наблюдать за изменением цвета и агрегатного состояния возгоняющегося йода.

б) Положить в пробирку немного кристаллов йода, прилить 5-10 мл воды и сильно взболтать. Отметить цвет жидкости. Хорошо ли растворяется йод в воде? К водному раствору с не растворившимися кристаллами добавить раствор йодида калия. Записать наблюдения.

в) Испытать растворимость йода в этиловом спирте, для чего кристаллик йода опустить в пробирку с 1-2 мл спирта. Отметить цвет раствора.

ОПЫТ 6. Реакция на ионы Br^- и I^-

РЕАКТИВЫ:

1. Нитрат серебра (р-р);
2. Бромид калия (р-р);
3. Йодид калия (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Испытать в отдельных пробирках действие ионов серебра на раствора бромид и йодида. Отметить цвет и характер осадков. Написать уравнения реакции.

Задания для самостоятельной работы:

1. Написать уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими).
2. Как идет разложение хлорноватистой кислоты под действием света, при нагревании, в присутствии водоотнимающего вещества?
3. Какие реакции используются обычно для получения хлоратов и перхлоратов?
4. Действием, каких галогенов можно выделить свободный бром из растворов: а) бромид калия; б) бромата калия? Обосновать данными о стандартных электродных потенциалах и проиллюстрировать реакциями.
5. Как изменяются сила кислот и окислительные свойства в рядах: $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ и $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$? Почему?
6. Что такое хлорная известь, жавелевая вода? Проиллюстрировать реакциями их свойства.
7. Сравнить гидролизуемость солей в рядах: а) $\text{KClO} - \text{KClO}_2 - \text{KClO}_3 - \text{KClO}_4$; б) $\text{KClO} - \text{KBrO} - \text{KIO}$.
8. Обосновать невозможность получения оксидов галогенов их прямым взаимодействием с кислородом.
9. Сколько миллилитров 30 %-ного раствора соляной кислоты нужно для получения из нее действием MnO_2 11,2 л Cl_2 (при н.у.).
10. Сколько литров Cl_2 (при н.у.) образуется при взаимодействии 100 мл 36 %-ной (пл. 1,18) соляной кислоты с 50 г KMnO_4 ?
11. Закончить уравнения и подобрать коэффициенты:
 $\text{KBr} + \text{KClO} + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{KBrO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{I}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow$
 $\text{KClO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
12. Сколько граммов KClO_3 можно получить при пропускании хлора через 150 мл 40 %-ного раствора KOH ?

Литература для подготовки к лабораторной работе:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Ключников Н.Г. Неорганический синтез. М.: Просвещение, разл. годы изд.
6. Крищенко В.П. Практикум по технике лабораторных работ. М.: Агропромиздат, 1987.
7. Леснова Е.В., Вишняков О.А. Практикум по неорганическому синтезу. М.: Высшая школа, 1986.
8. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
9. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
10. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
11. Автоматизированный учебный курс Химия: периодическая система Д.И. Менделеева. Екатеринбург, 2003.
12. Агрегатные состояния веществ. Растворы: Учебно-метод. пос. для студ. БГО / Автор-сост. Р.С. Спектор. Н.Тагил, 1999.
13. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
14. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
15. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 3. Кислород. Оксиды. Пероксиды

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Познакомиться с лабораторными способами получения кислорода, изучить его окислительные свойства и свойства некоторых его соединений и соединений серы. Изучить свойства серной и сернистой кислот.

ОПЫТ 1. Получение кислорода

1. Перманганат калия (тв.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Лучинка;
3. Спиртовка;
4. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Укрепить вертикально в зажиме штатива сухую пробирку с 0,5 граммами кристаллического перманганата калия и нагреть (см. рис. 8.).

Испытать выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Написать уравнения реакции. Указать окислитель и восстановитель.

ОПЫТ 2. Окислительные свойства кислорода

РЕАКТИВЫ:

1. Сера;
2. Нитрат калия (тв.);
3. Древесный уголь.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Ложка для сжигания веществ;
3. Тигельные щипцы;
4. Спиртовка;
5. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

а) В железную ложечку положить небольшой кусочек серы, зажечь его в пламени горелки и внести в сосуд с кислородом, постепенно опуская ложечку. Сравнить интенсивность горения серы на воздухе и в кислороде. После сжигания влить в сосуд немного воды, закрыть и хорошо взболтать, чтобы растворить продукт горения серы в воде.

б) Взять сухую пробирку и заполнить её на 1/5 нитратом калия. Укрепить в штативе вертикально и нагревать до расплавления соли (нитраты щелочных и щелочноземельных металлов разлагаются на нитриты и кислород). Когда из расплава начнут выделяться пузырьки газа, накаливать в пламени горелки кусочек угля, и бросить его щипцами в пробирку. Нагревание прекратить.

Наблюдать, как происходит горение угля в кислороде. Когда уголь сгорит, бросить в пробирку кусочек серы. Отметить отличие горения серы в молекулярном и атомарном кислороде.

ОПЫТ 3. Обнаружение пероксида водорода

РЕАКТИВЫ:

1. Дихромат калия (р-р);
2. Диэтиловый эфир;
3. Пероксид водорода (3%-ный р-р);
4. Йодид калия (р-р);
5. Крахмальный клейстер;
6. Серная кислота (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

а) налить в пробирку на 1/3 воды, добавить 2-3 капли раствора дихромата калия и столько же капель разбавленной серной кислоты. Прилить 0,5 мл диэтилового эфира и немного 3%-ого раствора пероксида водорода. Встряхнуть пробирку. В результате реакции получается не прочный пероксид хрома CrO_5 .

Наблюдать окрашивание диэтилового эфира пероксидом хрома. Написать уравнение реакции. Обратит внимание на окраску нижнего слоя. Она принадлежит образовавшемуся сульфату хрома.

б) Налить в пробирку 1 мл 3%-ого раствора пероксида водорода, добавить 1-2 капли раствора йодида калия и несколько капель серной кислоты. Добавить к смеси 1-2 мл крахмального клейстера.

Наблюдать изменения окраски. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 4. Окислительные свойства пероксида водорода

РЕАКТИВЫ:

1. Нитрат свинца (р-р);
2. Пероксид водорода (3%-ный р-р);
3. Нитрат хрома (р-р);
4. Гидроксид натрия (р-р);
5. Сульфид натрия (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

К 2 мл раствора нитрата свинца прилить равный объём раствора сульфида натрия, нагреть до кипения. Обратит внимание на цвет выпавшего осадка. Слить раствор с осадка. Прилить к осадку 3 мл. 3% раствора пероксида водорода и слегка нагреть.

Как изменяется окраска осадка? Уравнение реакции. Какую роль выполняет в этой реакции пероксид водорода?

К 2мл раствора нитрата хрома добавлять раствор гидроксида натрия до растворения первоначального осадка. К полученному раствору добавить раствор пероксида водорода.

Наблюдать изменение окраски раствора за счёт перехода тетрагидроксохромата (VI).

ОПЫТ 5. Восстановительные свойства пероксида водорода

РЕАКТИВЫ:

1. Перманганат калия (конц. р-р);
2. Пероксид водорода (3%-ный р-р);
3. Серная кислота (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Лучинка;
3. Спиртовка;
4. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Налить в пробирку 1 мл концентрированного раствора перманганата калия, 2 мл раствора серной кислоты и 1-2 мл пероксида водорода. Испытать тлеющей лучинкой выделяющийся газ.

Наблюдать изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции. Какова роль пероксида водорода в проведении реакции?

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 4. Сера. Соединения серы

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить свойства основных соединений серы. Изучить свойства серной и сернистой кислот.

ОПЫТ 1. Получение пластической серы

РЕАКТИВЫ:

1. Сера.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Кристаллизатор;
3. Асбест;
4. Спиртовка;
5. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Пробирку наполнить до половины её объёма кусочками серы, укрепить в держателе и очень осторожно нагревать, все время встряхивая. Сера начинает плавиться, образуя желтую легкоподвижную жидкость. Продолжать нагревать, наблюдая изменения её цвета и вязкости.

Объяснить наблюдаемые явления. Довести серу до кипения и вылить в кристаллизатор с водой. Если сера при этом загорится, закрыть отверстие пробирки куском асбеста. Вынуть полученную массу из воды и убедиться в её эластичности. Сохранить пластическую серу до конца занятий и проследить её превращение в кристаллическую.

Какая модификация серы устойчива при комнатной температуре? Объяснить свойства полученного вещества и происходящие с ним изменения.

ОПЫТ 2. Взаимодействие серы с металлами

РЕАКТИВЫ:

1. Алюминий (порошок);
2. Сера.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Асбестированная сетка;
3. Спиртовка;
4. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Взять эквивалентные количества серы и алюминия. Приготовить однородную смесь, высыпать её кучкой на асбестированную сетку и поместить под тягой. Коснуться смеси стеклянной палочкой, нагретой предварительно в пламени горелки. *(При проведении опыта не наклоняться над реакционной смесью!)* Отметить происходящие явления. Какие наблюдаются признаки химической реакции? Какие химические свойства проявляет сера при взаимодействии с металлами.

ОПЫТ 3. Восстановительные свойства сероводорода

РЕАКТИВЫ:

1. Сероводородная вода;
2. Перманганата калия (р-р);
3. Дихромата калия (р-р);
4. Серная кислота (р-р);
5. Бромная вода.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Металлический лист;
3. Спиртовка;
4. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Поддействовать сероводородной водой на подкисленные растворы перманганата калия, дихромата калия, бромную воду. Какие внешние признаки протекания химических реакций вы наблюдаете? Написать уравнения реакций. Указать переходы электронов.

ОПЫТ 4. Гидролиз сульфидов

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид алюминий (р-р);

2. Сульфид аммония (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Воронка;
3. Фильтр;
4. Спиртовка;
5. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

К раствору соли алюминия прилить раствор сульфида аммония. Пробирку нагреть, отфильтровать осадок, промыть горячей водой. Доказать экспериментально, что осадком является гидроксид алюминия. Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 5. Получение оксида серы (IV) из сульфита натрия

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфит натрия (тв.);
2. Серная кислота (конц.);

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Прибор для получения оксида серы (IV) (см. рис 7.);
2. Пробирки;
3. Пробка;
4. Спиртовка;
5. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Собрать прибор (рис.7) В колбу положить 2-3 ложечки сульфита натрия. В капельную воронку налить концентрированную серную кислоту.

Почему для опыта берут твердую соль и концентрированную серную кислоту? Каким методом следует собирать выделяющийся газ?

Приливать по каплям серную кислоту в колбу. Собрать выделяющийся газ в стакан и в две широкие пробирки, которые после наполнения газом хорошо закрыть пробками, а стакан – стеклянной пластинкой. Затем насытить оксидом серы (IV) 50-100 мл воды. Для этого отводную трубку от прибора опустить в колбу с водой.

В конце опыта смесь для получения оксида серы (IV) можно слабо подогреть. Пробирки и стакан с оксидом серы (IV), а также раствор оксида серы (IV) сохранить для следующих опытов. Написать уравнение реакции получения оксида серы (IV). Можно ли воспользоваться для получения оксида серы (IV) из сульфита натрия соляной или азотной кислотой. Дать объяснения.

ОПЫТ 6. Свойства оксида серы (IV)

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфит натрия (тв.);
2. Серная кислота (конц.);
3. Магниевая лента;
4. Универсальный индикатор (бумага).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;

2. Кристаллизатор.

ХОД РАБОТЫ:

11.1. Затухание горячей лучинки в оксиде серы (IV)

В пробирку, наполненную оксидом серы (IV), внести горящую лучинку. Что наблюдается? Дать объяснение.

11.2. Растворимость оксида серы (IV) в воде

Пробирку с оксидом серы (IV) опрокинуть в кристаллизатор с водой, открыть пробку. Наблюдать поднятие воды в пробирке, ускоряющееся при покачивании пробирки. Объяснить наблюдаемые явления. Закрыть пробирку под водой пробкой и вынуть из воды. Разлить полученный раствор в две пробирки. В одну пробирку добавить нейтральный раствор лакмуса, в другую бросить кусочки ленты магния. Что наблюдаете? На основании этих опытов сделать вывод о химическом характере полученного соединения. Написать уравнения реакций. Пользуясь справочными данными, установить, к каким по силе электролитам относится сернистая кислота?

ОПЫТ 7. Обесцвечивание фуксина сернистой кислотой

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфит натрия (тв.);
2. Серная кислота (конц.);
3. Фуксин (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

К разбавленному раствору фуксина в пробирке прибавить раствор сернистой кислоты. Что наблюдаете? Нагреть полученный раствор. Объяснить происходящие явления.

В каких случаях для процессов отбеливания предпочтительнее применять оксид серы (IV), чем сильные окислители, например хлор? Почему?

ОПЫТ 8. Качественные реакции на сульфит ион

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфит натрия (тв.);
3. Серная кислота (конц.);
4. Хлорид бария;
5. Соляная кислота (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Прибор для получения оксида серы (IV) (см. рис 7.);
2. Пробирки;
3. Пробка;
4. Спиртовка;
5. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

К свежеприготовленному раствору сернистой кислоты прилить раствор хлорида бария. Что представляет собой выпадающий осадок? Каков его цвет? Испытать растворимость осадка в соляной кислоте.

Написать уравнение реакции. Объяснить причину растворения осадка в соляной кислоте.

Часто в растворе присутствует сульфат ионы образовавшийся при окислении сернистой кислоты, и осадок полностью не растворяется. Поэтому опыт лучше проводить следующим образом: в две пробирки поместить по небольшой, но одинаковой порции осадка. В одну добавить разбавленной соляной кислоты, в другую – оксидом серы (IV), такой же объем воды, взболтать. Наблюдать, что помутнение раствора в первой пробирке значительно меньше, чем во второй.

Опыт 9. Свойства серной кислоты

РЕАКТИВЫ:

1. Сера ;
2. Серная кислота (конц.);
3. Серная кислота (1:1);
4. Уголь;
5. Сахароза.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Фарфоровые чашки;
2. Пробирки;
3. Химический стакан;
4. Стеклянная палочка.

ХОД РАБОТЫ:

14.1. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с неметаллами

В фарфоровых чашках при осторожном нагревании провести реакции между концентрированной серной кислотой и неметаллами: в одной – с серой, в другой – с углем. Установить (по запаху), какой газ выделяется (*осторожно!*). Написать уравнения реакций.

14.2. Дегидратирующие свойства серной кислоты

- *Действие серной кислоты на клетчатку*

Стеклой палочкой, смоченной раствором серной кислоты (1 : 1), написать что-либо на листе фильтровальной бумаги, а затем подсушить бумагу над пламенем горелки. Объяснить наблюдаемые явления, имея ввиду, что общая формула целлюлозы (клетчатки) – $(C_6H_{10}O_5)_x$.

- *Действие серной кислоты на сахар*

В химический стакан поместить 10 г истолченного сахара, добавить 1 мл. воды до образования кашицы, добавить и 4-5 мл концентрированной серной кислоты. Размешать стеклой палочкой до получения однородной массы и, оставив стеклой палочку в стакане, наблюдать за происходящим. Написать уравнение реакции, имея в виду, что формула сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$.

ОПЫТ 10. Качественная реакция на сульфат ион

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид бария (1н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

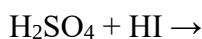
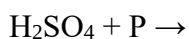
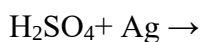
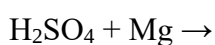
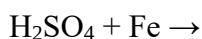
ХОД РАБОТЫ:

Пользуясь таблицей растворимости солей (стр. 107), установить, какие катионы могут являться реагентами на ион сульфат ион. Провести соответствующие реакции, отметить цвет и вид осадков.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Испытать отношение полученных осадков к соляной кислоте. Сравнить действие соляной кислоты на сульфит и сульфат бария. Дать объяснение.

Задания для самостоятельной работы:

1. Назовите аллотропные модификации серы. Чем отличается аллотропия серы?
2. Чем объясняются диэлектрические свойства серы?
3. Назовите важнейшие области применения серы.
4. Какие соединения называются тиосоединениями?
5. Дайте характеристику свойств тиосерной, пиросерной и надсерной кислот.
6. При действии на 0,1 М раствор тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) избытком серной кислоты было получено 4,8 г серы. Какой объем раствора тиосульфата натрия был взят для реакции?
7. Дописать уравнения реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и следующими веществами:



8. Какую массу серы надо сжечь и окислить продукт до оксида серы (VI), чтобы растворив весь полученный оксид в 400 мл 20 %-ного раствора серной кислоты (пл. 1,14), получить 60 %-ный раствор?

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 5. Азот. Соединения азота

Задание: Внимательно прочитайте описание лабораторной работы, обратите внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполните эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Познакомиться с лабораторными способами получения аммиака и изучить его основные свойства и свойства некоторых его соединений. Изучить кислородные соединения азота, свойства его оксидов и кислот.

ОПЫТ 1. Получение аммиака

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид аммония (тв.);
2. Гидроксид кальция (тв.);

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Прибор для получения аммиака (см. рис.9.);
2. Пробирки;
3. Пробка;
4. Спиртовка;
5. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Собрать прибор (см. рис. 9.). Хлорид аммония и гидроксид кальция в равных объёмах перемешать в фарфоровой чашке. Происходит ли образование аммиака в этих условиях? Смесь всыпать в пробирку, и установить пробирку в штативе, чтобы дно её было приподнято (почему?). Слегка нагреть смесь и собирать аммиак в пробирку. Через несколько минут, когда пробирка наполнится аммиаком (как в этом убедиться?) осторожно снять её с трубки и, не переворачивая, закрыть сухой пробкой и сохранить для следующего опыта. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 2. Свойства аммиака

РЕАКТИВЫ:

1. Универсальный индикатор (бумага);
2. Пробирка с аммиаком;
3. Пробирки демонстрационные (2 шт.);
4. Пробки (2 шт.);

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Кристаллизатор;
2. Спиртовка;
3. Спички

ХОД РАБОТЫ:

2.1. Растворение аммиака в воде

Пробирку с аммиаком, полученным в предыдущем опыте, опустить отверстием вниз в ванну с водой, под водой открыть пробку и слегка покачать пробирку. Что наблюдается? Когда вода перестанет подниматься, закрыть пробирку под водой и вынуть её из ванны. Испытать раствор лакмусовой бумажкой. Объяснить наблюдаемые явления. Уравнение реакции. Часть полученного раствора нагреть до кипения. Изменится ли интенсивность запаха? Прокипятить раствор 2-3 минуты, а затем испытать его лакмусовой бумажкой.

Отметить её цвет. Написать уравнение реакции. Какие равновесия устанавливаются в

водном растворе аммиака? Как смещаются эти равновесия при нагревании раствора? Дать объяснения.

2.2. Взаимодействие аммиака с хлороводородом

Одину пробирку наполнить аммиаком, вторую - хлороводородом и закрыть пробирками. Соединить их отверстия так, чтобы пробирка с аммиаком был сверху. Вынуть пробки и несколько раз перевернуть пробирки (зачем?).

Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 3. Реакции на ион аммония

РЕАКТИВЫ:

1. Лакмус (бумага-крас., син.);
2. Хлорид аммония (р-р);
3. Гидроксид натрия (р-р)

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички;

ХОД РАБОТЫ:

В пробирку налить немного раствора соли аммония, например хлорида аммония, прибавить 1-2 мл раствора гидроксида натрия и нагреть. Поднести к отверстию пробирки, не касаясь её стенок, смоченные водой красную и синюю лакмусовые бумажки. Какая полоска изменит цвет? Так как из всех газов только аммиак образует щёлочь, то посинение лакмусовой бумажки в парах указывает, что в растворе присутствуют ионы аммония.

Написать уравнение реакций.

ОПЫТ 4. Термическое разложение солей аммония

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфат аммония (тв.);
2. Нитрат аммония (тв.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Фарфоровая чашка;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

а) Положить несколько кристаллов сульфата аммония в фарфоровую чашку и нагреть. При 357° С сульфат аммония разлагается, отщепляя аммиак и плавясь; расплавленная масса состоит из смеси гидросульфата и сульфата аммония.

Обнаружить аммиак. Написать уравнение реакции.

б) На крышку тигля поместить несколько кристалликов нитрата аммония и осторожно нагреть на сетке при спущенном стекле вытяжного шкафа.

Остаётся ли на крышке тигля какое - либо вещество после разложения всех кристаллов?

Написать уравнение реакции и схему перехода электронов.

Сравнить результаты опытов а) и б) и объяснить, как влияет природа аниона на характер разложения солей аммония.

ОПЫТ 5. Возгонка хлорида аммония

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид аммония (тв.);
2. Пробирка с оксидом азота (IV).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Поместить на дно пробирки немного кристаллического хлорида аммония, и нагреть в пламени спиртовки, держа пробирку наклонно. Наблюдать, что образуется на холодных частях пробирки.

Определить опытным путём, отличается ли возогнанное вещество по составу от исходного. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 6. Получение оксида азота (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Медные стружки;
2. Азотная кислота (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Прибор для получения оксида азота (II) (см. рис. 10);
2. Спиртовка;
3. Спички;
4. Пробирки (3 шт.);
5. Пробки (3 шт.);
6. Кристаллизатор.

ХОД РАБОТЫ:

Собрать прибор (см. рис. 10.) . В колбу поместить 10-15 грамм медным стружек, в капельную воронку налить разбавленную азотную кислоту. Прилить немного кислоты к медным стружкам. Если реакция не начинается, подогреть колбу в пламени спиртовки. Объяснить изменение газа в колбе. Когда выделяющийся из колбы газ начнёт окрашиваться в бурый цвет (почему?), собрать его в три пробирки. После наполнения пробирок газом закрыть их под водой пробками. Вынуть из кристаллизатора и сохранить для опыта.

Записать уравнение реакции.

ОПЫТ 7. Свойства оксида азота (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Пробирки с оксидом азота (II);
2. Фосфор красный.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Прибор для получения оксида азота (II) (см. рис. 10);
2. Спиртовка;
3. Спички;

4. Пробирки (2 шт.);
5. Пробки (2 шт.);
6. Кристаллизатор;
7. Лучинка;
8. Ложечка для сжигания веществ.

ХОД РАБОТЫ:

В две пробирки собрать оксидом азота (II). В первую пробирку с оксидом азота (II) внести горящую лучинку. Что наблюдаете? Дать объяснение.

Положить в железную ложечку красного фосфора, поджечь его в пламени спиртовки, когда он хорошо разгорится, внести его во вторую пробирку с оксидом азота. Что наблюдается? Что происходит с фосфором в атмосфере оксида азота (II)?

Записать уравнение реакции. Какое свойство проявляет оксид азота (II) в этой реакции?

ОПЫТ 8. Получение оксида азота (IV)

РЕАКТИВЫ:

1. Медные стружки;
2. Азотная кислота (конц.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Прибор для получения оксида азота (II) (см. рис. 10);
2. Спиртовка;
3. Спички;
4. Пробирки (3 шт.);
5. Пробки (3 шт.);
6. Кристаллизатор.

ХОД РАБОТЫ:

Собрать прибор для получения газов (см. рис.10). В колбу положить немного медных стружек, в воронку налить 5-10 мл концентрированной азотной кислоты. Кислоту вливать в колбу небольшими порциями. Собрать выделяющийся газ в три пробирки и, закрыв их стеклянными пластинами, сохранить для опыта.

Какой цвет выделяющегося газа? Записать уравнение реакции.

ОПЫТ 9. Свойства оксида азота (IV)

РЕАКТИВЫ:

1. Универсальный индикатор (бумага);
2. Пробирка с оксидом азота (IV).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Кристаллизатор.

ХОД РАБОТЫ:

Опустить цилиндр с оксидом азота (IV) в кристаллизатор с водой и снять стеклянную пластинку. Что происходит? Когда уровень воды в цилиндре перестанет изменяться, Закрыть цилиндр стеклянной пластинкой и вынуть из ванны. Испытать раствор лакмусовой бумажкой.

Объяснить наблюдаемые явления. Записать уравнение реакции.

ОПЫТ 10. Образование и распад азотистой кислоты

РЕАКТИВЫ:

1. Нитрит натрия (1н);
2. Серная кислота (2н);
3. Лед.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Охладить в пробирке 2-3 мл раствора нитрита натрия снегом и затем прибавить к нему разбавленный раствор серной кислоты. Отметить цвет раствора и цвет газа над ним.

Объяснить, почему охлаждается раствор, какое вещество придаёт ему окраску, каков состав газа. Написать уравнение реакций.

ОПЫТ 11. Окислительные и восстановительные свойства азотистой кислоты

РЕАКТИВЫ:

1. Йодид калия (1н);
2. Серная кислота (2н);
3. Нитрит натрия (1н);
4. Перманганат калия (1н)

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

а) Налить в пробирку 2-3 мл раствора йодида калия, подкислить его разбавленной серной кислотой и затем прибавить к нему немного раствора нитрита натрия.

Объяснить изменение цвета раствора. Как доказать, какое выделилось вещество? Написать уравнение реакции.

б) К подкисленному разбавленной серной кислотой раствору перманганата калия прилить раствор нитрита натрия.

Что происходит? Написать уравнение реакции, имея в виду, что что одним из продуктов является соль марганца (II). Какие свойства проявляет азотистая кислота в опытах а) и б)?

ОПЫТ 12. Свойства азотной кислоты

РЕАКТИВЫ:

1. Железо (стружки);
2. Олово (гранулы);
3. Цинк (гранулы);
4. Азотная кислота (конц.);
5. Азотная кислота (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Кристаллизатор.

ХОД РАБОТЫ:

а) Положить в пробирку немного железных стружек и приливать умеренно разбавленной азотной кислоты. Какой газ выделяется? Уравнение реакции.

б) В одну пробирку положить кусочек олова, в другую – кусочек цинка и прилить в обе пробирки сильно разбавленной азотной кислоты. В течение нескольких минут жидкость взбалтывать, затем слить раствор с не прореагировавшего металла и доказать наличие в растворе иона аммония.

Написать уравнение реакции.

в) В одну пробирку положить кусочек цинка, в другую - олова и затем прибавить концентрированной азотной кислоты. Какой выделяется газ?

Написать уравнения реакции. Во второй пробирке образуется оловянная кислота (H_2SnO_3).

Задания для самостоятельной работы:

1. Чем объясняется небольшая химическая активность азота в свободном состоянии?
2. Укажите сходные и отличительные черты в химии азота и фосфора.
3. Что такое нитриды? Какие типы нитридов вам известны? Каково значение нитридов в технике?
4. Дайте характеристику азотной, фосфорной, азотистой кислот по силе и окислительно-восстановительной способности.
5. Составьте формулы соединений фосфора с алюминием, с серой.
6. Какие вещества можно использовать для осушки газообразного аммиака: фосфорный ангидрид, концентрированную серную кислоту, каустическую соду, твердый КОН? Ответ мотивируйте.
7. Составьте уравнения реакций термического разложения нитрата, нитрита, фосфата, хлорида и дихромата аммония. Как доказать, что перечисленные соли являются солями аммония?
8. Изобразите структуру оксидов азота и напишите уравнения реакций их взаимодействия с водой и раствором щелочи.
9. Относятся ли реакции взаимодействия диоксида азота с водой и с раствором щелочи к окислительно-восстановительным? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
10. Составьте уравнения реакций, в которых азотистая кислота является: а) восстановителем; б) окислителем.
11. Допisać уравнения реакций, составить электронно-ионные уравнения:
 $\text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
12. Сколько миллилитров 96%-ного раствора H_2SO_4 (1,84 г/мл) потребуется для взаимодействия с 10 г NaNO_3 при несильном нагревании? Сколько граммов азотной кислоты при этом получится, если 4 % ее разлагается во время реакции?

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.

4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 6. Фосфор. Соединения фосфора

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Познакомиться с лабораторными способами получения и изучить основные свойства некоторых соединений фосфора.

ОПЫТ 1. Аллотропия фосфора

РЕАКТИВЫ:

1. Фосфор красный.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Вата;
3. Спиртовка;
4. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Положить в пробирку немного красного фосфора, закрыть ватой, укрепить в слегка наклонном положении и нагреть на небольшом пламени горелки. Следить, чтобы пары фосфора при выходе из пробирки не загорались. Наблюдать появление налёта белого фосфора на холодных частях пробирки. Отнести пробирку в тёмное место и наблюдать свечение фосфора. Взять немного фосфора стеклянной палочкой из пробирки. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Сделать вывод, какая модификация фосфора более активна?

ОПЫТ 2. Получение оксида фосфора (IV)

РЕАКТИВЫ:

1. Фосфор красный.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Фарфоровая чашка;

3. Асбестовая сетка;
4. Воронка;
5. Спиртовка;
6. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

В фарфоровую чашку, поставленную на асбестовую сетку, положить 0,4 -0,5 г красного фосфора. Над чашкой на небольшом расстоянии (около 0,5 см) от сетки закрепить сухую воронку. Зажечь фосфор накаливаемой стеклянной палочкой. Какое соединение осаждается на стенках воронки? Написать уравнение реакции. Оксид фосфора (IV) оставить для следующего опыта.

ОПЫТ 3. Качественные реакции на ортофосфат ион

РЕАКТИВЫ:

1. Нитрат серебра (1н);
2. Азотная кислота (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

К полученному во 2-ом опыте раствору прилить раствор нитрата серебра. Что представляет собой выпавший осадок? Каков его цвет? Испытать отношение полученного осадка к раствору азотной кислоты. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 4. Соли ортофосфорной кислоты

РЕАКТИВЫ:

1. Гидрофосфат натрия (1н);
2. Дигидрофосфат натрия (1н);
3. Универсальный индикатор (бумага).

ОБОРУДОВАНИЕ:

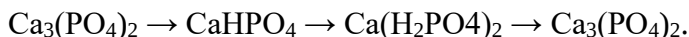
1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

По величине константы диссоциации ортофосфорной кислоты предположить, подвергаются ли гидролизу фосфаты щелочных металлов? На какой ступени должен практически остановиться гидролиз? Проверить свои предположения, испытав растворы гидро-, дигидро- и фосфата натрия универсальной индикаторной бумагой, определить pH среды. Написать уравнение реакции гидролиза фосфата натрия по первой ступени. Накопление, каких ионов препятствует дальнейшему гидролизу этой соли?

Задания для самостоятельной работы:

1. Осуществить превращение:



2. Написать уравнения гидролиза бромид фосфора (V), йодида фосфора (III).

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 7. Щелочные металлы

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить некоторые важнейшие свойства щелочных металлов и их соединений

ОПЫТ 1. Взаимодействие щелочных металлов с водой

РЕАКТИВЫ:

1. Литий;
2. Калий;
3. Натрий;
4. Фенолфталеин (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Чашки фарфоровые (3 шт.);
2. Скальпель;
3. Фильтровальная бумага.

ХОД РАБОТЫ:

(Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа!)

Взять три фарфоровые чашки с водой. Отрезать по маленькому кусочку лития, натрия и калия и, обсушив их фильтровальной бумагой, бросить каждый в отдельную чашку с водой.

Наблюдать за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. Защита необходима в виду разбрызгивания раствора, происходящего в конце реакции. Отметить, какой из металлов наиболее активно взаимодействует с водой. Какой газ выделяется? Испытать индикатором полученные растворы; (фенолфталеин). Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 2. Взаимодействие пероксида натрия с водой

РЕАКТИВЫ:

1. Пероксид натрия.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

В пробирку с небольшим количеством воды внести немного порошка пероксида натрия. Доказать опытным путём, какой газ выделяется в ходе реакции и какое вещество образуется в растворе. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 3. Гидролиз солей щелочных металлов

РЕАКТИВЫ:

1. Нитрат калия (тв.);
2. Сульфид натрия (тв.);
3. Карбонат калия (тв.);
4. Хлорид калия (тв.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

В четыре пробирки положить порознь по несколько кристалликов нитрата калия, сульфида натрия, хлорида калия, карбоната калия. Прилить по 2-3 мл дистиллированной воды.

Какие соли должны подвергаться гидролизу? Доказать это опытным путём. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

ОПЫТ 4. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

РЕАКТИВЫ:

1. Соляная кислота (р-р);
2. Хлорид калия (р-р);
3. Хлорид натрия (р-р);
4. Хлорид лития (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички;
4. Нихромовая проволока.

ХОД РАБОТЫ:

Очищенную путём промывания в соляной кислоте и прокаливания платиновую или нихромовую проволоку внести в раствор, какой либо соли калия, а затем внести в пламя спиртовки.

Наблюдать окрашивание пламени. Записать цвет пламени. Тоже самое проделать с солями лития и натрия.

Проволоку после каждой соли промывать в соляной кислоте и прокалывать до полного исчезновения окрашивания пламени!

Задания для самостоятельной работы:

1. Исходя из положения Be и Mg в электрохимическом ряду напряжений металлов, охарактеризуйте их способность к взаимодействию с водой.
2. Обоснуйте возможность получения щелочных металлов химическим путем. Напишите соответствующие уравнения реакций.
3. Рассмотрите химические свойства гидридов s-элементов. Каковы особенности строения гидроксида бериллия? Напишите уравнения реакций взаимодействия LiH и BaH₂ с водой и разбавленной HCl.
4. Какие процессы протекают при электролизе расплава NaCl; при электролизе раствора NaCl?
5. Какие соединения образуются при взаимодействии s-элементов с кислородом? Какие ионы находятся в узлах кристаллических решеток Li₂O, Na₂O₂, KO₂, KO₃, BaO, BaO₂? Определите степень окисления элементов в этих соединениях. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений s-элементов с кислородом.
6. Какие вещества получают в осадке при добавлении соды к раствору, содержащему соли: хлорид магния, хлорид кальция, нитрат бария, хлорид аммония?
7. Сколько потребуется смешать по объему 40 %-ного раствора гидроксида натрия и воды для приготовления 100 л 12 %-ного раствора NaOH?
8. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовалось 50 мл 0,1н. раствора HCl. Определить содержание натрия в амальгаме.
9. Чем объяснить, что растворы гидроксидов натрия и калия разъедают стекло, особенно при длительном кипячении? Написать уравнения реакций, обуславливающих разъедание стекла.
10. Какой объем (при н.у.) оксида углерода (IV) теоретически необходим для получения гидрокарбоната натрия из 10 л 2н. раствора NaOH?

Литература для подготовки к лабораторной работе:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
3. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
4. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
5. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
6. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 8. Щелочноземельные металлы

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить некоторые важнейшие свойства щелочноземельных металлов и их соединений

ОПЫТ 1. Взаимодействие кальция с водой

РЕАКТИВЫ:

1. Кальций;
2. Фенолфталеин (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

В пробирку на 1/3 объема налить дистиллированную воду и опустить маленький кусочек кальция.

Какой газ выделяется? Почему происходит помутнение раствора?

Внести в раствор 1-2 капли фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Будет ли аналогичная реакция протекать со стронцием и барием?

ОПЫТ 2. Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария

РЕАКТИВЫ:

1. Соляная кислота (р-р);
2. Хлорид кальция (р-р);
3. Хлорид стронция (р-р);
4. Хлорид бария (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Нихромовая проволока;
3. Спиртовка;
4. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Очищенную путем промывания в соляной кислоте и прокаливания в пламени газовой горелки платиновую или нихромовую проволоку опустить в раствор соли кальция и ввести в бесцветное пламя горелки. Наблюдать окрашивание пламени.

Проделать аналогичный опыт с солями стронция и бария. Записать цвет, в который окрашивают пламя соли щелочноземельных металлов.

ОПЫТ 3. Восстановительные свойства металлического магния

РЕАКТИВЫ:

1. Магний (лента);
2. Универсальный индикатор (бумага).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Кусочек ленты магния опустить в пробирку с дистиллированной водой.

Можно ли обнаружить внешние признаки протекания химической реакции на холоде? Закрепить пробирку в штативе и нагреть небольшим пламенем горелки. Что наблюдается? После остывания пробирки испытать полученный раствор индикатором.

Написать уравнение реакции и отметить, при каких условиях она протекает.

ОПЫТ 4. Получение гидроксида магния

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид магния (р-р);
2. Гидроксид натрия (р-р);
3. Аммиак (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Налить в две пробирки понемногу раствора какой-нибудь соли магния. Затем в одну пробирку добавить раствор гидроксида натрия, в другую - раствор аммиака. Отметить цвет и характер образующихся осадков. Обратить внимание на объем осадков.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Дать объяснения, почему объем осадков неодинаков в обеих пробирках. Отметить, концентрация какого иона увеличивается в растворе. Как накопление этого иона влияет на концентрацию иона OH^- в растворе аммиака? Пробирку с осадком сохранить для следующего опыта.

ОПЫТ 5. Свойства гидроксида магния

РЕАКТИВЫ:

1. Гидроксид магния (р-р);
2. Аммиак (р-р);
3. Соляная кислота (р-р);
4. Гидроксид натрия (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Аппарат Кипа.

ХОД РАБОТЫ:

В пробирку с осадком гидроксида магния полученного в опыте 2, прилить раствор аммиака.

Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах и объяснить причину растворения осадка. Можно ли растворить осадок гидроксида магния добавлением раствора хлорида натрия?

Получить осадок гидроксида магния. Разделить его на две пробирки. Испытать отношение осадка к раствору соляной кислоты и к избытку раствора гидроксида натрия.

Сделать вывод о химическом характере гидроксида магния. Написать уравнения реакции.

Задания для самостоятельной работы:

1. Почему четыре s-элемента второй группы периодической системы (кальций, стронций, барий, радий) имеют общее название «щелочноземельные элементы», а бериллий и магний к ним не относятся?
2. Объясните, как изменяются химические свойства оксидов в ряду $\text{BeO} - \text{MgO} - \text{CaO} - \text{SrO} - \text{BaO}$. Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Объясните, как изменяются химические свойства оснований в ряду $\text{Be(OH)}_2 - \text{Mg(OH)}_2 - \text{Ca(OH)}_2 - \text{Sr(OH)}_2 - \text{Ba(OH)}_2$. Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Если через мутную взвесь карбоната кальция или магния пропускать углекислый газ, то взвесь постепенно исчезает и раствор становится прозрачным. Объясните.
5. Какая соль – $\text{Be(NO}_3)_2$ или $\text{Mg(NO}_3)_2$ – при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? Написать ионные уравнения реакций гидролиза этих солей. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты и при добавлении соды?
6. Как отличить известковую воду от баритовой?
7. Осуществить следующие химические превращения:
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$
 $\text{BaSO}_4 \rightarrow \text{BaS} \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2$
8. Закончить уравнения реакций:
 $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
 $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{BaO}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{BaO}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow$

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабиц Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
3. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
4. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
5. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
6. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 9. Алюминий, соединения, свойства

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить получения и свойства некоторых важнейших соединений алюминия.

ОПЫТ 1. Взаимодействие алюминия со щелочами

РЕАКТИВЫ:

1. Алюминий (стружка);
2. Гидроксид натрия (30%-ный р-р);
3. Серная кислота (конц.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

В пробирку насыпать немного стружек алюминия и прилить 30%-ный раствор гидроксида натрия. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ - водород. *(Перед поджиганием газа провести проверку водорода на чистоту).*

Написать уравнение реакции, учитывая, что в реакции принимает участие вода. Каков механизм растворения алюминия в щелочах? Дать название образующемуся гидроксокомплексу.

ОПЫТ 2. Взаимодействие алюминия с водой

РЕАКТИВЫ:

1. Алюминий (стружка);
2. Гидроксид натрия (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Положить в пробирку немного опилок алюминия и взболтать с 3-5 мл воды. Происходит ли реакция? Дать объяснения. Прокипятить опилки, добавив в пробирку 2-3 мл разбавленного раствора щелочи. Затем слить жидкость, несколько раз промыть опилки водой для удаления щелочи и оставить их постоять с водой. Через некоторое время наблюдать выделение пузырьков газа.

Доказать опытным путем какой газ выделяется. Написать уравнение реакции алюминия с водой. При каком условии возможна эта реакция.

ОПЫТ 3. Взаимодействие алюминия с кислотами

РЕАКТИВЫ:

1. Алюминий (стружка, гранулы);
2. Соляная кислота (конц.);
3. Азотная кислота (конц.);
4. Серная кислота (конц.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

(опыты (б) и (в) проводить в вытяжном шкафу)

а) Ознакомиться с положением алюминия в электрохимическом ряду напряжений металлов и с величиной стандартного электродного потенциала алюминия. Сделать вывод о возможности взаимодействия алюминия с разбавленными растворами соляной и серных кислот.

Какие продукты должны получиться в результате реакций? Проверить правильность сделанного вывода на опытах, Для чего в две пробирки положить немного стружек алюминия и прилить в одну пробирку раствор соляной кислоты, в другую – раствор серной кислоты. Сравнить Активность взаимодействия алюминия с соляной и серной кислотами на холоде. Прогреть пробирки с разбавленными кислотами.

Что наблюдается? Какой газ выделяется в обоих случаях на холоде и при нагревании? Написать уравнение реакций в молекулярной и ионной форме. Указать окислитель и восстановитель в этих реакциях.

б) В пробирку опустить немного стружек алюминия и прилить концентрированной серной кислоты. Осторожно нагреть пробирку.

Наблюдать помутнение раствора и объяснишь его. Написать уравнение реакции.

в) Кусочек алюминия (предварительно очищенный наждачной бумагой) опустить в пробирку. Прилить немного концентрированной азотной кислоты. Происходит ли растворение алюминия в концентрированной азотной кислоте на холоде. Через несколько минут кислоту вылить из пробирки осторожно, не встряхивая металла (почему?), промыть его 2-3 раза водой. Затем прилить концентрированной соляной кислоты.

Сравнить с опытом (а). Дать объяснение, что происходит с поверхностью алюминия при действии на нее концентрированной азотной кислоты. Затем слить соляную кислоту промыть металл водой и прилить снова концентрированную азотную кислоту. Осторожно нагреть пробирку.

Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции алюминия с концентрированной азотной кислотой при нагревании.

ОПЫТ 4. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид алюминия (р-р);
2. Гидроксид натрия (р-р);
3. Соляная кислота (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

а) К раствору соли алюминия в пробирке приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Каков цвет и характер осадка?

Что он собой представляет? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

б) Разделить осадок на две пробирки и исследовать; его отношение к раствору соляной кислоты и к раствору гидроксида натрия.

Сделать вывод о химическом характере гидроксида алюминия. Написать уравнения реакции в молекулярной и ионной форме. Изобразить схему равновесия, устанавливающегося в насыщенном растворе гидроксида алюминия, согласно протолитической теории. Как смещается это равновесие при добавлении избытка щелочи, избытка кислоты?

Задания для самостоятельной работы:

1. Чем можно объяснить, что алюминий в обычных условиях совершенно не взаимодействует с чистой водой, хотя его электродный потенциал значительно меньше 0, но бурно вытесняет водород из водных растворов щелочей?
2. Как и почему изменяются восстановительные свойства металлов в ряду Al – Tl? Сравните характер их взаимодействия с водой, растворами кислот, щелочей и солей. Чем можно объяснить способность таллия реагировать с водой при комнатной температуре?
3. Как можно объяснить, что при комнатной температуре алюминий практически не реагирует в растворе с CuSO_4 , но бурно взаимодействует с CuCl_2 ?
4. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Al, Ga, In и Tl. Сравните их отношение к растворам кислот и щелочей. Присуща ли амфотерность соединениям таллия?
5. Какие процессы протекают при постепенном добавлении избытка раствора едкого натра к раствору нитрата алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите продукты. В виде каких частиц алюминий содержится в щелочных, нейтральных и кислых растворах?
6. Как и почему изменяется степень гидролиза солей в ряду $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3$ – $\text{In}(\text{NO}_3)_3$ – $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3$ в растворах с их одинаковой концентрацией? Какая из солей TlNO_3 или $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуетесь сильнее? Почему?
7. Какие процессы протекают при опускании алюминия, взятого в избытке, в водный раствор хлорида алюминия? Напишите уравнения реакций, назовите продукты.
8. Можно ли получить сульфид алюминия смешиванием водных растворов сульфата алюминия и сульфида калия? Почему? Какие соли алюминия принципиально невозможно синтезировать в водных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций.
9. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 а) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$;
 б) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 в) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
10. Некоторую массу алюминия поместили в концентрированную азотную кислоту и нагрели до кипения. При этом было собрано 8,96 л газа с резким запахом. Какая масса алюминия вступила в реакцию? Какой объем 80 %-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,46 \text{ г/мл}$) при этом израсходовался?
11. Смесь опилок алюминия с магнием обработали раствором щелочи и получили 1,12 л газа (н.у.). При обработке такого же количества исходной смеси опилок соляной кислотой было собрано 5,6 л газа (н.у.). Какова массовая доля магния в смеси?

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
- Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
- Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
- Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
- Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 10. Олово, свинец, соединения, свойства

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести

следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить некоторые важнейшие свойства олова, свинца и их соединений

ОПЫТ 1. Получение олова

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид олова (р-р);
2. Цинк (гранулы);
3. Алюминий (гранулы).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Пользуясь данными таблицы стандартных электродных потенциалов, подобрать металл способный восстановить ионы Sn^{2+} из раствора его соли. Прodelать соответствующий опыт, используя один из имеющихся металлов и растворимую соль олова. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 9. Взаимодействие олова со щелочами

РЕАКТИВЫ:

1. Олово (гранулы);
2. Гидроксид натрия (конц.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Лучинка

ХОД РАБОТЫ:

Поместить в пробирку 2-3 кусочка олова и прилить концентрированные раствор щелочи. Наблюдать происходящие изменения. Как доказать, что выделяющийся газ - водород?

Написать уравнение реакции, имея в виду, что образуется гидроксоанат (II).

ОПЫТ 10. Получение и свойства гидроксида олова

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид олова (р-р);
2. Гидроксид натрия (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;

3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид олова (II) Избегать избытка щелочи. Почему? Отметить цвет и характер осадка. Испытать действие на гидроксид олова (II) кислоты и щёлочи.

Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Дать объяснение.

ОПЫТ 11. Гидролиз хлорида олова (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид олова (тв);
2. Универсальный индикатор (бумага).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;

ХОД РАБОТЫ:

Несколько кристаллов хлорида олова в возможно малом объёме воды, прибавляя его по каплям. Определить с помощью универсально индикаторной бумаги, подвергается ли соль гидролизу? Полученный концентрированный раствор разбавить водой.

Что происходит? Как влияет разбавление на степень гидролиза соли? Написать уравнение реакции гидролиза. Доказать опытным путём, что реакция гидролиза является обратимой. Объяснить механизм происходящих процессов.

ОПЫТ 12. Окисление свинца кислородом воздуха

РЕАКТИВЫ:

1. Свинец (гранулы).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Ложка для сжигания веществ;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

а) кусочек свинца разрезать ножом. Что происходит на месте разреза поверхностью металла? Написать уравнение реакции.

б) Расплавить кусочек свинца в железной ложке на пламени спиртовки. Наблюдать за изменением цвета поверхности свинца. Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется оксид свинца (II).

ОПЫТ 13. Получение и свойства гидроксида свинца (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Нитрат свинца (р-р);
2. Азотная кислота (р-р);
3. Гидроксид натрия (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;

ХОД РАБОТЫ:

Из растворимой соли свинца (II) получить его гидроксид. Написать уравнение реакции. Разделить осадок на две пробирки. В одну из них прибавить раствор азотной кислоты, а в другую – избыток щёлочи.

Написать уравнение реакции в ионной и молекулярной формах. Какими свойствами обладает гидроксид свинца (II)?

ОПЫТ 14. Обнаружение ионов Pb^{2+} в растворе

РЕАКТИВЫ:

1. Нитрат свинца (р-р);
2. Хлорид натрия (р-р);
3. Сульфат натрия (р-р);
4. Йодид калия (р-р);
5. Хромат калия.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Спички.

ХОД РАБОТЫ:

С помощью реакции обмена получить хлорид, сульфат, иодид, сульфид хромат свинца (II). Отметить цвет и характер осадков. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Задания для самостоятельной работы:

1. На каких свойствах основано применение свинца и олова в технике?
2. Назовите распространенные сплавы свинца и олова и укажите их применение.
3. Назовите аналитические реакции на свинец.
4. Какое вещество будет более сильно гидролизаться – $SnCl_2$ или $SnCl_4$? Мотивируйте ответ.
5. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов в группе германий, олово, свинец?

Литература для подготовки к семинару:

- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
- Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
- Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
- Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
- Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 21. Неорганический синтез. Получение метакремниевой кислоты

Задание: Ознакомиться с методикой синтеза данного вещества, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, при необходимости приготовить самостоятельно

растворы, подобрать посуду, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, рассчитать выход продукта сделать вывод.

Литература для подготовки к семинару:

1. Ключников Н.Г. Неорганический синтез. – М.: Просвещение, 1988.
2. Бабич Л.В. Практикум по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1991.
3. Леснова Е.В. Практикум по неорганическому синтезу. – Высшая школа, 1977.
4. Крищенко В.П., Агеева В.С. Практикум по технике лабораторных работ. – М.: Агропромиздат, 1987.

Тема 22. Неорганический синтез. Получение оксида хрома (+3)

Задание: Ознакомиться с методикой синтеза данного вещества, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, при необходимости приготовить самостоятельно растворы, подобрать посуду, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, рассчитать выход продукта сделать вывод.

Литература для подготовки к семинару:

1. Ключников Н.Г. Неорганический синтез. – М.: Просвещение, 1988.
2. Бабич Л.В. Практикум по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1991.
3. Леснова Е.В. Практикум по неорганическому синтезу. – Высшая школа, 1977.
4. Крищенко В.П., Агеева В.С. Практикум по технике лабораторных работ. – М.: Агропромиздат, 1987.

Тема 11. Металлы 8Б

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Исследовать свойства металлов семейства железа (железа, кобальта, никеля).

ОПЫТ 1 Коррозия железа при его контакте с цинком и оловом

РЕАКТИВЫ:

1. Стальное перо (скрепка);
2. Серная кислота (2н);
3. Цинк (гранулы);
4. Олово (гранулы);
5. Гексацианоферрат (III) калия (1н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

В место расщепления стального пера или в скрепку для бумаги вставить тоненький кусочек металлического цинка, а в другое перо (или скрепку) – такой же кусочек олова. В две пробирки налить воды и добавить 2-3 капли разбавленной серной кислоты и раствора красной кровяной соли – вещества, которое является реактивом на ионы Fe^{2+} , образуя с ним соединение синего цвета. Оба пера (или скрепки) опустить в приготовленные растворы. Какую окраску через несколько минут приобретает жидкость, в которую опущено перо с оловом? Какие ионы появились в растворе? На что это указывает?

В другой пробирке окрашивание можно наблюдать только после растворения всего цинка. Разобрать все протекающие реакции, принимая во внимание величины стандартных электронных потенциалов железа, цинка, олова. Записать схемы коррозии оцинкованного и луженого железа.

ОПЫТ 2 Реакция на ион Fe^{2+}

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфат железа (II) (1н);
2. Гексацианоферрат (III) калия (1н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

К раствору сульфата железа (II) прилить раствор гексацианоферрата (III) калия – красной кровяной соли. Что наблюдаете? Полученное вещество носит название турбуленовой сини $\text{KFe}^{+2}[(\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6)]$. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 3 Получение гидроксида железа (II) и его свойства

РЕАКТИВЫ:

1. Железо (порошок);
2. Серная кислота (2н);
3. Гидроксид натрия (2н);
4. Бромная вода;
5. Пероксид водорода (3%).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Газоотводная трубка.

ХОД РАБОТЫ:

Приготовить раствор сульфата железа (II) из опилок железа, взятых в избытке и разбавленного раствора серной кислоты. В пробирку отлить 3-4 мл полученного раствора и прилить к нему раствор гидроксида натрия. Наблюдать образование осадка гидроксида железа (II) белого цвета. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему на воздухе осадок меняет цвет (как)?

Испытать отношение гидроксида железа (II) к разбавленному раствору соляной кислоты и избытку раствора гидроксида натрия. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид железа (II)?

ОПЫТ 4 Окисление соединений железа (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфат железа (II) (1н);
2. Серная кислота (2н);
3. Азотная кислота (конц.);
4. Бромная вода;
5. Тoluол;
6. Перманганат калия (1н);
7. Пероксид водорода (3%).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка.

ХОД РАБОТЫ:

Налить в три пробирки по 2-3 мл раствора сульфата железа (II), в каждую из них прилить разбавленный раствор серной кислоты, затем добавить в первую пробирку немного концентрированной азотной кислоты и нагреть до кипения, во вторую – бромную воду, в третью – раствор перманганата калия. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций. Какое свойство в этих реакциях проявляет сульфат железа (II)? Доказать, что в результате всех трех опытов ион Fe^{2+} окисляется в ион Fe^{3+} .

ОПЫТ 5 Получение гидроксида железа (III) и его свойства

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид железа (III) (1н);
2. Серная кислота (2н);
3. Гидроксид натрия (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Воронка для фильтрования;
3. Фильтры;
4. Фарфоровый тигель.

ХОД РАБОТЫ:

Получить гидроксид железа (III). Отметить его вид и цвет. Испытать отношение гидроксида железа (III) к разбавленным растворам кислот. Написать уравнения реакций.

Свежеосажденный гидроксид железа (III) частично растворяется в горячих концентрированных растворах щелочей. Написать уравнение реакции.

Получить гидроксид железа (III), отфильтровать его и промыть его на фильтре водой. Перенести его в фарфоровый тигель и прокалить. Что происходит? Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксид железа (III)?

ОПЫТ 6. Реакция на ион Fe^{3+}

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид железа (III) (1н);
2. Роданид калия (1н);
3. Гексацианоферрат (II) калия (1н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

4. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

К раствору хлорида железа (III) прилить раствор гексацианоферрата (II) калия – желтой кровяной соли. Что происходит? Полученное вещество называют берлинской лазурью. Его формула $KFe^{+3}[(Fe^{+2}(CN)_6)]$. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 7. Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид кобальта (II) (1н);
2. Пероксид водорода (3%);
3. Гидроксид натрия (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. стеклянная палочка.

ХОД РАБОТЫ:

В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавить по каплям раствор гидроксида натрия; сначала появится 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 гидроксида кобальта? Написать уравнения реакций. Сравнить полученные результаты с результатами опыта по окислению гидроксида железа (II). Какой ион является более энергичным восстановителем: Co^{2+} или Fe^{2+} ?

ОПЫТ 8. Получение гидроксида никеля (II) и его окисление

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид никеля (II) (1н);
2. Пероксид водорода (3%);
3. Бромная вода;
4. Гидроксид натрия (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. стеклянная палочка.

ХОД РАБОТЫ:

В три пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли никеля и добавить по каплям раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида никеля (II). В первой пробирке осадок в тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую 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? В третью пробирку прибавить 1 каплю бромной воды. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Сравнить восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля в степени окисления +2 по наблюдениям и при сравнении стандартных окислительно-

восстановительных потенциалов (при переходе в гидроксиды этих элементов в степени окисления +3).

Задания для самостоятельной работы:

1. С позиций метода ВС охарактеризуйте возможные валентности железа, кобальта, никеля. Правомерно ли нахождение среди элементов VIII группы побочной подгруппы? Приведите примеры соединений, в которых реализуется валентность элементов, определенная вами, назовите эти соединения. Как можно получить эти соединения?
2. Написать уравнения реакций между железом и разбавленной и концентрированной серной кислотой.
3. Написать уравнение гидролиза FeCl_3 в молекулярной и ионной форме. Почему гидролиз солей Fe^{3+} идет глубже, чем гидролиз солей Fe^{2+} ?
4. Вычислить МЭ ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) для реакций, при которых $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.
5. Какова степень окисления и координационное число Ni в солях $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{SO}_4$; $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$.
6. Какова степень окисления Co в солях $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$?
7. Составить уравнение реакции
 $\text{Co} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \dots$
8. К раствору NiCl_2 добавлен избыток аммиака. Какое соединение образуется?
9. Почему при нагревании раствора FeCl_3 окраска темнеет, а при добавлении кислоты светлеет?

Литература для подготовки к семинару:

- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.
.
.

Тема 12. Металлы 7Б

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить свойства марганца и его наиболее распространенных соединений.

ОПЫТ 1. Получение гидроксида марганца (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид марганца (II) (1н);
2. Соляная кислота (2н);
3. Гидроксид натрия (2н);
4. Бромная вода.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Получить гидроксид марганца (II) из соли марганца (II). Отметить его цвет. Написать уравнение реакции. Часть жидкости с осадком слить в другую пробирку и оставить стоять на воздухе. Объяснить изменение цвета осадка. Написать уравнение реакции. Испытать полученного в начале опыта осадка к разбавленной кислоте и избытку раствора щелочи. Что происходит? Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксида марганца (II)? Написать уравнение реакции.

К небольшому количеству осадка гидроксида марганца (II) прилить бромной воды. Что образуется? Какие свойства проявляет гидроксид марганца (II) в этой реакции? Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 2. Взаимодействие оксида марганца (IV) с серной кислотой

РЕАКТИВЫ:

1. Оксид марганца (IV);
2. Серная кислота (конц.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка;
3. Газоотводная трубка.

ХОД РАБОТЫ:

К нескольким крупинкам оксида марганца (IV) прилить немного концентрированной серной кислоты. Содержимое пробирки осторожно нагреть до интенсивного выделения газа. Доказать какой газ выделяется. Написать уравнения реакции. Какие свойства в этой реакции проявляет оксид марганца (IV)?

ОПЫТ 3. Свойства перманганата калия

РЕАКТИВЫ:

1. Перманганат калия (тв.);
2. Перманганат калия (1н);
3. Серная кислота (конц.);
4. Сульфат железа (II) (1н);
5. Сульфит натрия (1н);
6. Гидроксид натрия (конц.);
7. Сульфат марганца (II);
8. Бромид калия (1н);
9. Щавелевая кислота (1н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка.

ХОД РАБОТЫ:

1. Разложение перманганата калия при нагревании

Нагреть в пробирке несколько кристаллов перманганата калия. Доказать какой газ выделяется. Продолжать нагревание до прекращения его выделения. После охлаждения растворить содержимое пробирки в небольшом объеме воды. Какой цвет имеет полученный раствор и осадок. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

2. Окислительные свойства перманганата

2.1. В три пробирки налить по 1-2 мл раствора перманганата калия и немного разбавленной серной кислоты. В первую пробирку добавить раствор сульфита натрия, во вторую раствор сульфата железа (II), а в третью - раствор щавелевой кислоты (третью пробирку нагреть). Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

2.2. К 1-2 мл раствора перманганата калия добавить воду, а затем раствора сульфита натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

2.3. Налить в пробирку немного раствора перманганата калия, добавить к нему концентрированный раствор щелочи, затем раствор сульфита натрия и взболтать. Отметить, как изменился цвет раствора. Через некоторое время наблюдать появление осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

2.4. К раствору сульфата марганца (II) по каплям добавить раствор перманганата калия. Что происходит? Испытать реакцию раствора универсальным индикатором. Объяснить явления, наблюдаемые в опытах. Как влияет реакция среды на восстановление перманганата калия?

3. Влияние кислотности среды на скорость окисления

В две пробирки налить по 2 мл раствора бромид калия и добавить поровну в первую пробирку разбавленной серной кислоты, во вторую - разбавленной уксусной кислоты. Добавить в каждую пробирку по 10-15 капель раствора перманганата калия. Отметить, одновременно ли наблюдается исчезновение окраски в обеих пробирках. Как влияет кислотность среды на скорость окисления перманганата калия? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

ОПЫТ 4 Свойства соединений марганца (VI)

РЕАКТИВЫ:

1. Уксусная кислота (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

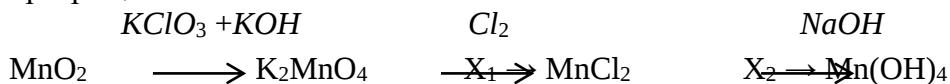
ХОД РАБОТЫ:

К небольшому объему раствора перманганата калия (см. опыт 3.1), прилить разбавленную уксусную кислоту. Наблюдать изменение цвета раствора и образование осадка. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

Задания для самостоятельной работы:

1. Выпишите все элементы, входящие в подгруппу марганца. Укажите характер изменения свойств этих элементов.
2. Сравните электронное строение атомов марганца и хлора. На основе этого объясните различие в их химических свойствах и наличие нескольких степеней окисления обоих элементов.
3. Какими свойствами обладает оксид марганца (II)? Напишите несколько уравнений реакций, подтверждающие его свойства.

4. Приведите примеры соединений марганца, обладающих только окислительными, только восстановительными свойствами и окислительно-восстановительными свойствами.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. Рассчитайте объем кислорода (н.у.), который можно получить при действии 500 мл 0,5 М раствора перманганата калия на пероксид водорода в кислой среде.

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 13. Металлы 6Б

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить свойства хрома и его наиболее распространенных соединений.

ОПЫТ 1. Получение и свойства оксида хрома (III)

РЕАКТИВЫ:

1. Дихромат аммония (1н);
2. Азотная кислота (2н);
3. Серная кислота (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Штатив металлический;
3. Спиртовка.

ХОД РАБОТЫ:

Насыпать в пробирку немного измельченного дихромата аммония и закрепить ее наклонно в штативе. Отверстие пробирки направить в сторону от себя и других работающих. Под пробирку положить лист бумаги. Нагреть верхний слой соли до начала реакции, затем нагревание прекратить. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции, составить электронный баланс, указать окислитель и восстановитель в реакции.

На полученный порошок оксида хрома (III) подействовать водой и разбавленными серной и азотной кислотами. Растворяется ли оксид хрома (III) в воде и кислотах?

ОПЫТ 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид хрома (III) (1н);
2. Гидроксид натрия (2н);
3. Соляная кислота (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавлять по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома (III). Отметить цвет осадка, написать уравнение реакции.

Разделить осадок на две пробирки. В одну из них добавить разбавленную кислоту, а в другую избыток щелочи. Отметить окраску полученных растворов. Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III)?

ОПЫТ 3. Гидролиз солей хрома

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид хрома (III) (1н);
2. Универсальный индикатор (бумага).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Испытать универсальным индикатором реакцию среды раствора хлорида хрома (III). Написать уравнение реакций гидролиза.

ОПЫТ 4. Окисление и восстановление соединений хрома (III)

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид хрома (III) (1н);
2. Соляная кислота (2н);
3. Цинк (гранулы);
4. Толуол;
5. Гидроксид натрия (2н);
6. Бромная вода;
7. Пероксид водорода (3%)

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Газоотводная трубка.

ХОД РАБОТЫ:

Раствор хлорида хрома (III) подкислить соляной кислотой и разделить на две пробирки. Одну оставить для контроля, а в другую поместить 2-3 кусочка цинка, прилить немного толуола и закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой поместить в воду. Через некоторое время наблюдать изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции. Объяснить роль толуола. Почему газоотводную трубку необходимо опустить в воду. Какую роль играет хлорид хрома (III) в этой реакции.

К раствору соли хрома (III) добавить по каплям раствор гидроксида натрия до растворения первоначального осадка. Полученный раствор разделить на две пробирки. В одну добавить 2-3 капли раствора гидроксида натрия и 2-3 мл бромной воды. В другую пробирку добавить 2-3 мл раствора гидроксида натрия и 2-3 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Проследить за изменением окраски в двух пробирках. Написать уравнения реакций.

На основании проведенных опытов сделать вывод, какую роль могут играть соединения хрома (III) в окислительно-восстановительных реакциях и какова при этом роль среды?

ОПЫТ 5. Условия существования в воде хроматов и дихроматов

РЕАКТИВЫ:

1. Хромат калия (1н);
2. Серная кислота (2н);
3. Гидроксид натрия (2н);

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

К 3-4 мл раствора хромата калия прилить раствор серной кислоты, наблюдать изменение окраски. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

К полученному раствору прилить раствор щелочи. Наблюдать изменение цвета раствора. Объяснить это изменение. Написать уравнение реакции. Наличием, каких ионов обусловлены переходы окраски растворов? Какое равновесие устанавливается в водных растворах хроматов и дихроматов? Как влияет среда на сдвиг этого равновесия?

ОПЫТ 6. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

РЕАКТИВЫ:

1. Дихромат калия (1н);
2. Серная кислота (2н);
3. Сульфит натрия (1н);

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

К раствору дихромата калия прилить раствор серной кислоты и сульфита натрия. Наблюдать изменение окраски раствора. Дать объяснение. Написать уравнение реакции в ионной и молекулярной форме.

Задания для самостоятельной работы:

1. Напишите полную электронную формулу атома хрома. Укажите его валентные электроны. Каковы возможные степени окисления хрома?
2. Укажите наиболее характерные степени окисления хрома, приведите формулы оксидов и гидроксидов хрома в указанных степенях окисления.
3. Какие кислоты называют хромовой и двуххромовой? Как изменяется сила и устойчивость этих кислот? Объясните, в каких реакциях и почему будет наблюдаться изменение окраски раствора с желтой на зеленую, и с желтой на оранжевую.
4. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов повышением степени окисления хрома в ряду: $\text{Cr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$?
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KCrO}_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$
6. Известно, что окраска растворов соединений хрома (III) при стоянии на воздухе изменяется. Чем это объясняется? Какое практическое значение находят соли хрома(III).
7. В какой среде более устойчивы хроматы металлов, а в какой дихроматы? Как из дихромата калия получить хромат калия?

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 14. Металлы 2Б

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить химические свойства цинка, кадмия, ртути и их характерных соединений.

ОПЫТ 1. Взаимодействие цинка со щелочами

РЕАКТИВЫ:

1. Цинк (стружка);
2. Гидроксид натрия (35 %).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка.

ХОД РАБОТЫ:

Поместить в пробирку немного цинковых стружек и прилить концентрированный раствор щелочи. Нагреть. Наблюдать выделение газа. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ – водород. Объяснить механизм происходящих реакций и написать их уравнения.

ОПЫТ 2. Получение и свойства гидроксида цинка

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид цинка (1н);
2. Гидроксид натрия (2н);
3. Соляная кислота (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид цинка. Отметить цвет и характер осадка. Доказать опытным путем, что гидроксид цинка обладает амфотерными свойствами. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

ОПЫТ 3. Комплексные соединения цинка

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид цинка (1н);
2. Аммиак (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

К раствору соли цинка добавлять по каплям раствор аммиака до образования осадка, а затем до полного его растворения. Написать уравнения реакций, учитывая, что координационное число цинка в полученном комплексном соединении равно четырем.

ОПЫТ 4. Гидролиз солей цинка

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид цинка (1н);
2. Сульфат цинка (1н);
3. Цинк (гранулы).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Наждачная бумага;
3. Универсальный индикатор (бумага);
4. Спиртовка.

ХОД РАБОТЫ:

Испытать универсальным индикатором реакцию среды растворов сульфата и хлорида цинка. Написать уравнение реакций гидролиза.

В горячий раствор хлорида цинка опустить кусочек цинка, предварительно очистив его поверхности наждачной бумагой. Наблюдать выделение водорода. Объяснить механизм происходящих процессов. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

ОПЫТ 5. Получение кадмия восстановлением его ионов из растворов

РЕАКТИВЫ:

1. Цинк (гранулы);
2. Алюминий (гранулы);
3. Магний (порошок);
4. Железо (гвоздь);
5. Сульфат кадмия (1н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Пользуясь данными таблицы стандартных электронных потенциалов, подобрать металлы, способные восстанавливать ионы кадмия из растворов его солей. Прodelать соответствующий опыт, используя один из имеющихся в лаборатории металлов. Написать уравнение реакции.

ОПЫТ 6. Получение и свойства гидроксида кадмия

РЕАКТИ

1. Сульфат кадмия (1н);
2. Гидроксид натрия (2н);
3. Соляная кислота (2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид кадмия. Отметить характер и цвет осадка. Написать уравнение реакции. Испытать отношение гидроксида кадмия к разбавленному раствору соляной кислоты и избытку щелочи. Какие свойства проявляет этот гидроксид? Отметить различия в свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

Задания для самостоятельной работы:

1. Как сказывается на свойствах цинка, кадмия, ртути и их соединений наличие полностью заполненных s- и p-подуровней?
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка с разбавленной и концентрированной серной кислотой. Определите окислители и восстановители в реакциях.
3. С помощью каких реакций можно доказать амфотерность оксида и гидроксида цинка? Напишите уравнения этих реакций.
4. Сравните свойства (амфотерность, устойчивость) гидроксидов цинка, кадмия и ртути.

5. Какой из сульфидов цинка, кадмия и ртути взаимодействует с соляной кислотой? Напишите уравнение реакции.
6. Как взаимодействует ртуть с концентрированной азотной кислотой в случае ее избытка и недостатка? При помощи, каких реакций можно различить ионы Hg^{2+} и Hg^{1+} .
7. Напишите формулы каломели и сулемы. Где они применяются?

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабищ Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 15. Металлы 1Б

Задание: Внимательно прочитать описание лабораторной работы, обратить внимание на приготовленные реактивы и оборудование, выполнить эксперимент по предложенной методике с соблюдением техники безопасности и правил работы с химическими веществами, произведенные наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, все химические реакции записать при помощи уравнений, обработку результатов произвести следующим образом: коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставить, воспользовавшись методом ионно-электронного баланса, для обменных процессов записать ионно-молекулярные уравнения, по каждому опыту сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

ЦЕЛЬ: Изучить свойства металлической меди и наиболее распространенных соединений меди и серебра.

ОПЫТ 1. Получение меди (восстановление ионов меди из растворов ее солей более активным металлом)

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфат меди (р-р);
2. Железные гвозди.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Наждачная бумага.

ХОД РАБОТЫ:

Налить в пробирку раствор соли меди (II), опустить в него несколько кусочков металла, способного восстановить ионы меди. Наблюдать за изменением окраски раствора и поверхности металла. Объяснить происходящие явления, используя данные таблицы нормальных электронных потенциалов.

Написать уравнения реакции.

ОПЫТ 2. Взаимодействие меди с кислотами (Работу проводить в вытяжном шкафу!)

РЕАКТИВЫ:

1. Медные стружки;
2. Серная кислота (конц., 2н);
3. Соляная кислота (конц., 2н);
4. Азотная кислота (конц., 2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка.

ХОД РАБОТЫ:

К небольшому количеству медных стружек прилить в отдельных пробирках разбавленные и концентрированные растворы кислот соляной, серной и азотной.

Наблюдать происходящие явления. Те пробирки, в которых реакция не началась, нагреть (осторожно!) Со всеми ли кислотами взаимодействует медь? Обратит внимание на окраску раствора. Определить по характерному запаху и окраске выделяющиеся в результате реакции газы.

Написать уравнения реакций, объяснить подбор коэффициентов. Сделать вывод о восстановительных свойствах меди.

ОПЫТ 3. Получение и свойства гидроксида меди (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфат меди (1н);
2. Гидроксид натрия (2н);
3. Соляная кислота (2н);
4. Азотная кислота (конц., 2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка.

ХОД РАБОТЫ:

1. Получить осадок гидроксида меди (II). Отметить цвет и характер осадка. Доказать экспериментально, что гидроксид меди (II) проявляет амфотерные свойства. Написать уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

2. Получить осадок гидроксида меди (II). Жидкость с осадком взболтать и нагреть до кипения. Почему изменился цвет осадка? Написать уравнения реакции. Какой вывод можно сделать о термической стойкости гидроксида меди(II)?

ОПЫТ 4. Гидролиз солей меди (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Универсальный индикатор (бумага);
2. Сульфат меди (1н);
3. Карбонат натрия (1н);
4. Соляная кислота (конц., 2н);
5. Азотная кислота (конц., 2н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Испытать универсальным индикатором раствор солей меди (II). Какова реакция среды? Написать уравнение реакции гидролиза.

К раствору сульфата меди (II) прилить раствор карбоната натрия. Какие признаки протекания химической реакции наблюдаются? Написать уравнение реакции сульфата меди (II) с карбонатом натрия при участии воды.

ОПЫТ 5. Получение и свойства комплексной соли меди (II)

РЕАКТИВЫ:

1. Аммиак (2н);
2. Сульфат меди (1н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

К раствору сульфата меди (II) добавлять по каплям раствор аммиака до растворения выпадающего вначале осадка основной соли. Написать уравнение реакции. В состав, какого иона входят атомы меди? Каков цвет образовавшегося иона? Сравнить уравнение электролитической диссоциации образовавшейся комплексной меди и написать выражение константы нестойкости комплексного иона. Доказать комплексным путем, что в растворе этой соли имеются сульфат-ионы.

Пользуясь таблицей произведения растворимости, подобрать реактив, с помощью которого можно обнаружить ионы меди (II) в растворе комплексной соли.

ОПЫТ 6. Получение гидроксида и оксида меди (I)

РЕАКТИВЫ:

1. Гидроксид натрия (2н);
2. Сульфат меди (1н);
3. Глюкоза (р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Спиртовка.

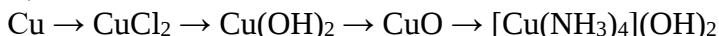
ХОД РАБОТЫ:

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить осадок гидроксида меди (II). К образовавшемуся осадку добавить избыток раствора щелочи и раствор глюкозы. Смесь хорошо перемешать и нагреть. Образуется сначала осадок гидроксида меди (I), который при

более сильном нагревании переходит оксид меди (I). Отметить окраску гидроксида и оксида меди (I). Написать уравнения реакции. Какова роль глюкозы в этой реакции? Какие выводы можно сделать о термической стойкости гидроксида меди (I).

Задания для самостоятельной работы:

1. Охарактеризуйте отношение меди, серебра и золота к разбавленным и концентрированным растворам кислот, к растворам щелочей и солей. Напишите уравнения соответствующих реакций, укажите условия их осуществления.
2. Почему влажный оксид серебра (I) окрашивает фенолфталеин в розовый цвет?
3. Какова среда водных растворов AgNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{K}[\text{Au}(\text{OH})_4]$? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Сравните константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^+$ и оцените комплексообразующую способность катионов Ag^+ и Cu^{2+} . Обоснуйте ваши выводы.
5. Рассмотрите термическую устойчивость оксидов, гидроксидов и кислородсодержащих солей меди, серебра и золота. Напишите уравнения реакций термического разложения Ag_2O , AgNO_3 , Ag_2SO_4 , CuO , CuSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Au}(\text{OH})_3$, AuCl_3 .
6. Какие реакции протекают при растворении золота в «царской водке».
7. Чем объясняется образование зеленого налета на медных изделиях и почернение серебряных предметов при длительном пребывании их на воздухе? Напишите уравнения соответствующих реакций.
8. Какой из реактивов позволит перевести металлическую медь в растворимое состояние: HCl ; H_2SO_4 (конц.); HNO_3 (конц.); H_2SO_4 (разб.); ZnSO_4 ; HI ; NaOH ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$? Напишите уравнения реакций.
9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

Тема 34. Сравнение металлов А и В подгрупп

Задание: подготовить сообщение по одному из следующих вопросов:

1. Сравнение элементов главных и побочных подгрупп
2. Металлы - простые вещества. Сравнение физических свойств металлов А и В подгрупп
3. Химические свойства металлов. Сравнение восстановительной способности металлов А и В подгрупп
4. Получение металлов
5. Применение металлов и их соединений (на примере ранее изученных)

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.

2. Бабич Л.В. и др. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
4. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
5. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПА, лаборатория.
6. Практикум по общей и неорганической химии. М., 2002.
7. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
8. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
9. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
10. Справочник по химии. М.: Просвещение, 1978.

6.2. Задания и методические указания по организации самостоятельной работы студента

Темы занятий	Количество часов			Содержание самостоятельной работы	Формы контроля СРС
	Всего	Аудиторных	Самостоят. работы		
Тема1. Элементы главных подгрупп периодической системы и их соединения	46	16	30	Проработка материалов лекции.	самост. работа,, отчет по лабораторной работе
Тема 2. Элементы побочных подгрупп периодической системы и их соединения	26	10	16	Проработка материалов лекции	самост. работа,, отчет по лабораторной работе
Зачет				Подготовка к зачету	Ответ на зачете
Итого	72	26	46		

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение Рекомендуемая литература

Основная: Ахметов Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. — Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2014. — 368 с.
Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник. — Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2014 (2003). — 744 с.
Общая химия. Теория и задачи: Учебное пособие [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Н.В. Коровин [и др.]. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2017. — 492 с.
Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия. СПб: Изд-во: "Лань", 2011. 496 с.
Дополнительная: Борзова Л. Д. Основы общей химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / Л.Д. Борзова, Н.Ю. Черникова, В.В. Якушев. — Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2014. — 470 с.
Глинка Н. Л. Общая химия [Текст] : [учеб. пособие для вузов] / Н. Л. Глинка ; под ред. А. И. Ермакова. - Изд.30-е, испр. - Москва : Интеграл-Пресс, 2005. - 727 с.
Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст] : учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - Изд. стер. - Москва : Интергал-Пресс, 2005. - 240 с.
Гончаров Е. Г. Краткий курс теоретической неорганической химии [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Е.Г. Гончаров, В.Ю. Кондрашин, А.М. Ховив, Ю.П. Афиногенов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2017. — 464 с.
Саргаев П. М. Неорганическая химия. [Электронный ресурс] — Электрон. дан. — СПб.: Лань, 2013. — 384 с.
Свердлова Н. Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения [Электронный ресурс] : учеб. пособие — Электрон. дан. — Санкт-Петербург : Лань, 2013. — 352 с.
Строение и свойства атомов. Химическая связь [Текст] : учебное пособие для вузов по направлению 050100 Естественнонаучное образование / Е. А. Раскатова ; М-во образования и науки Рос. Федерации, Нижнетагил.

Программное обеспечение и Интернет-ресурсы

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

1. Лекционная аудитория – 412А.
2. Компьютер (ноутбук).
3. Телевизор.
4. Мультимедиапроектор.
5. Лаборатория для проведения лабораторного практикума – 411А
5. Методические разработки для проведения лабораторных работ.
6. Раздаточный материал: Периодические системы химических элементов Д.И. Менделеева, таблицы растворимости солей, кислот, оснований, ряд стандартных электродных потенциалов.
7. Химические реактивы и посуда, лабораторное оборудование для проведения лабораторного практикума

9. Текущий контроль качества усвоения знаний

Проверка усвоения знаний ведется в течение семестра в письменной форме (тест) на лекционных занятиях и устной форме в ходе семинарских занятий, по каждой лабораторной работе предоставляется отчет, выполняются задания для самостоятельной работы.

10. Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация по данной дисциплине проводится в форме зачета. Зачет по дисциплине «Общая и неорганическая химия» проводится во втором семестре. Зачет проводится по билетам. Теоретические вопросы билетов отражают весь объем изученного материала по данной дисциплине и направлены на выявление знаний студентов в области современных теорий строения атомов и химической связи, основных классов неорганических соединений. Зачет по данной дисциплине не предусматривает выставление оценки, к зачету допускаются студенты, прошедшие лабораторный практикум и сдавшие отчеты по лабораторным работам и выполнившие задания для самостоятельной работы.