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.02.01 КУРС ОБЩЕЙ ХИМИИ В ШКОЛЕ

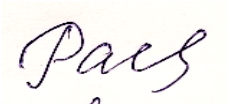
Уровень высшего образования	Бакалавриат
Направление подготовки	44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)
Профили	Естествознание и дополнительное образование
Форма обучения	Очная

ДОКУМЕНТ ПОДПИСАН
ЭЛЕКТРОННОЙ ПОДПИСЬЮ
РГППУ
Сертификат:
2FF4095D1500DC80EC115E896D9BA2E6
Владелец: Полявина Ольга Валентиновна
Действителен: с 09.02.2022 до 02.02.2023

Нижний Тагил
2021

Рабочая программа дисциплины «Курс общей химии в школе». Нижний Тагил : Нижнетагильский государственный социально-педагогический институт (филиал) ФГАОУ ВО «Российский государственный профессионально-педагогический университет», 2021. – 27 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.

© Нижнетагильский государственный социально-педагогический институт (филиал) ФГАОУ ВО «Российский государственный профессионально-педагогический университет», 2021.
© Раскатова Елена Алексеевна, 2021.

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……. 10
6. Учебно-методические материалы…….. 11
6.1. Задания и методические указания по организации и проведению практических занятий…… 11
6.2. Задания и методические указания по организации самостоятельной работы студента……. 25
7. Учебно-методическое и информационное обеспечение…….. 26
8. Материально-техническое обеспечение дисциплины…….. 26
9. Текущая аттестация качества усвоения знаний……. 26
10. Промежуточная аттестация……... 27

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 «Курс общей химии в школе» является частью учебного плана по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки), профили «Естествознание и дополнительное образование». Дисциплина Б1.О.05.03 «Курс общей химии в школе» включена в Блок Б.1 «Дисциплины (модули)» и является составной частью раздела Б1.О. «Обязательная часть», Б1.О.05 «Методический модуль». 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.

Дисциплина «Курс общей химии в школе» изучается параллельно с дисциплинами «Общая и неорганическая химия» и «Неорганический синтез» и взаимосвязана с ними. Данная дисциплина является основой 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	ИОПК 8.1. Знает историю, теорию, закономерности и принципы построения и функционирования образовательного процесса, роль и место образования в жизни человека и общества

педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний	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:

З1. основные понятия и законы химии;

З2. современную теорию строения атома, свойства атомов химических элементов, закономерности их изменения в Периодической системе Д.И. Менделеева;

З3. теории химической связи;

З4. кинетические и термодинамические характеристики химических реакций;

З5. свойства и характеристики растворов;

З6. номенклатуру и классификацию неорганических соединений, в т.ч. комплексных соединений;

З7. 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. 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 5 зач. ед. (180 часов), их распределение по видам работ представлено в таблице № 1.

Таблица № 1

Распределение трудоемкости дисциплины по видам работ

Вид работы	Форма обучения	
	Очная	
	1 семестр	2 семестр
Общая трудоемкость дисциплины по учебному плану	**72**	**108**
Контактная работа, в том числе:	**24**	**40**
Лекции	8	10
Лабораторные работы	16	30
Самостоятельная работа, в том числе:	**48**	**68**
Изучение теоретического курса	20	40
Самоподготовка к текущему контролю знаний	28	28
Подготовка к зачету		

4.2. Содержание и тематическое планирование дисциплины

Тематический план дисциплины

Наименование разделов и тем дисциплины (модуля)	Семестр	Всего, часов	Вид контактной работы, час				Самостоятельная работа, час	Формы текущего контроля успеваемости
			Лекции	Практ. занятия	Лаб. работы	Из них в интерактивной форме		
Введение. Тема 1. Атомно-молекулярное учение. Основные	1	18	2	-	4	-	12	самост. работа, отчет по

химические понятия и законы								лабораторной работе
Тема 2. Теоретические основы общей химии. Строение и свойства атомов. Химическая связь	1	18	4	-	4	-	10	самостоятельная работа
Тема 3. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Основные свойства основных классов неорганических соединений	1	36	2	-	8	-	26	самост. работа,, отчет по лабораторной работе
ВСЕГО		**72**	**8**		**16**		**48**	
Тема 4. Растворы. Электролитическая диссоциация.	2	14	4	-	12	-	26	самост. работа, отчет по лабораторной работе
Тема 5. Окислительно-восстановительные реакции	2	14	4	-	10	-	24	самост. работа, отчет по лабораторной работе
Тема 6. Комплексные соединения	2	24	2	-	8	-	18	самост. работа, отчет по лабораторной работе
Зачет с оценкой								
ВСЕГО		**108**	**10**		**30**		**68**	
Итого		**180**	**18**		**46**		**116**	

Практические занятия

№ раздела	Наименование лабораторных работ	Кол-во ауд. часов
1	***Тема 1.*** Решение задач по теме «Основные понятия и законы химии»	2
1	***Тема 2.*** Определение молярной массы углекислого газа	2
2	***Тема 3.*** Написание электронных конфигураций элементов. Описание свойств, исходя из положения в Периодической системе	2
2	***Тема 4.*** Схемы образования связей, вывод структурной формулы	2
3	***Тема 5.*** Оксиды, основания. Получение, свойства	2
3	***Тема 6.*** Кислоты, соли, получение, свойства	2
4	***Тема 7.*** Приготовление растворов	2
4	***Тема 8.*** Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена	2
5	***Тема 9.*** Окислительно-восстановительные реакции	2
6	***Тема 10.*** Комплексные соединения	4

4.3. Содержание разделов (тем) дисциплины
Лекционный курс (18 часов)

Лекция 1. Введение. Атомно-молекулярное учение (2 часа)

Место неорганической химии в системе наук. Основные разделы неорганической химии. Краткий обзор развития неорганической химии. Значение химии в жизни человека, взаимосвязь химической науки и промышленности. Роль неорганической химии в подготовке учителя химии и биологии.

Основные химические понятия и законы. Возникновение и развитие атомно молекулярного учения. Развитие представлений о корпускулярном строении вещества.Работы М.В. Ломоносова, атомистическая гипотеза Дальтона. Основные понятия атомно-молекулярного учения: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, химическая формула. Размеры и массы атомов. Относительная атомная масса. Атомная единица массы. Относительная молекулярная масса. Моль как единица количества вещества. Число Авогадро. Молярная масса. Химическая реакция как превращение веществ. Уравнение химической реакции. Закон сохранения массы веществ при химических реакциях. Основные законы стехиометрии. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Объяснение этих законов с позиций атомно-молекулярного учения. Границы применимости законов. Дальтониды и бертоллиды. Значение соединений переменного состава в современной технике. Химический эквивалент элемента. Валентность элемента. Эквивалентная масса. Закон эквивалентов. Химические эквиваленты сложных веществ. Закон объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро. Мольный объем газа. Методы определения молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии. Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций.

Лекция 2. Теоретические основы неорганической химии. Строение атома. Периодический закон (2 часа)

Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Основные характеристики α-, β- и γ-лучей. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α-частиц. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки. Предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнения Планка. Объяснение фотоэффекта Эйнштейном. Фотоны. Спектры атомов. Теория атома водорода по Бору. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шрёдингера для стационарных состояний. Граничная поверхность. Узловая поверхность. Квантово-механическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m) квантовые числа. Их физический смысл. Понятие об электронном облаке. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние, вид атомных s-, p-, d-, f-орбиталей. Угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число. Емкость электронных слоев. Первые попытки классификации химических элементов. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система как естественная система элементов. Различные формы периодических таблиц. Их достоинства и недостатки. Периоды, группы, подгруппы. Внутренняя и вторичная периодичность. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы s-, p-, d-, f-

семейств.Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Взгляды на сущность химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи.

Лекция 3. Химическая связь (2 часа)

Взгляды на сущность химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Квантово-механические методы ее трактовки. Метод валентных связей (МВС). Физическая идея метода: образование двухцентровых двухэлектронных связей, принцип максимального перекрывания АО. Два механизма образования ковалентной связи: обобщения неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный механизм. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость.Насыщаемость ковалентной связи. Ковалентность атомов элементов I, П, III периодов. Направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей. Гибридизация АО. Условия устойчивой гибридизации атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрии молекул. Полярность связей и полярность молекул. Дипольный момент связи, σ- и π-связи. Кратность связи. Факторы, влияющие на прочность связи. Поляризуемость ковалентной связи. Применение МВС для описания электронного строения комплексных соединений. Пространственное строение комплексов. Типы кристаллических решеток, образуемых веществами с ковалентной связью в молекулах, свойства этих веществ. Ионная связь. Ее свойства. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризующее действие ионов, их влияние на свойства веществ. Свойства вещества с ионным типом связи. Валентности, степени окисления и координационные числа атомов в соединениях с различным типом связи. Химическая связь в комплексных соединениях – теория кристаллического поля.Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов элементов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионные взаимодействия.

Лекция 4. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Основные свойства основных классов неорганических соединений (2 часа)

Классификация и номенклатура неорганических соединений. Классификация простых и сложных веществ. Бинарные соединения. Гидриды. Оксиды, пероксиды, галогениды, нитриды, карбиды и т.п. Номенклатура бинарных соединений. Трехэлементные соединения, гидроксиды. Кислоты. Соли. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований. Кислоты: бескислородные и кислородные. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Соли: средние, кислые; основные. Смешанные и двойные соли. Номенклатура солей.

Лекция 5. Растворы (2 часа)

Механизм процесса растворения. Гидратация при растворении. Работы Д.И.Менделеева по теории растворов. Связь теплоты растворения вещества с энергией кристаллической решетки и теплотой гидратации молекул вещества или продуктов его диссоциации.

Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллогидраты.

Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества. Молярная, нормальная, моляльная концентрации.

Расчеты для приготовления растворов различной концентрации, техника безопасности при работе с растворами кислот и щелочей.

Лекция 6. Реакции в растворах электролитов (2 часа)

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации. Ион гидроксония, Энергетика процесса диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации

Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов, Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Амфотерные гидроксиды. Ионное произведение воды. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Реакции в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов.

Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Реакция среды в водных растворах солей, Обратимый и необратимый гидролиз солей, степень и константа гидролиза, факторы, смещающие равновесие гидролиза. Механизм процесса гидролиза солей с позиции протолитической теории. Роль гидролиза в биологических, химических процессах.

Лекция 7. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа)

Реакции идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций Методы электронного баланса. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

Лекция 8. Направленность окислительно-восстановительных реакций (2 часа)

Понятие о гальваническом элементе. Возникновение скачка потенциала на границе металл–водный раствор его соли. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. Значение окислительно-восстановительных реакций в живой и неживой природе.

Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.

Лекция 9. Комплексные соединения (2 часа)

Понятие о комплексных соединениях, основные положения координационной теории А.Вернера. Внешняя и внутренняя сфера комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Основные классы комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.

Значение процессов комплексообразования в химии и биологии.

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 ативность 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 работо.

6. Учебно-методические материалы

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

Тема 1. Решение задач по теме «Основные понятия и законы химии»

Задание: подготовить, повторить следующие вопросы:

Основные химические понятия и законы. Основные понятия атомно-молекулярного учения: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, химическая формула. Размеры и массы атомов. Относительная атомная масса. Атомная единица массы. Относительная молекулярная масса. Моль как единица количества вещества. Число Авогадро. Молярная масса. Химическая реакция как превращение веществ. Уравнение химической реакции. Закон сохранения массы веществ при химических реакциях. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Объяснение этих законов с позиций атомно-молекулярного учения. Границы применимости законов. Дальтониды и бертоллиды. Закон эквивалентов. Химические эквиваленты сложных веществ. Закон объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро. Мольный объем газа. Методы определения молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии. Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций.

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
3. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
4. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.

Тема 2. . Определение молярной массы углекислого газа

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, наблюдения занести в лабораторный журнал, заполнить таблицы, построить графики, произвести необходимые расчеты, все химические реакции записать при помощи уравнений, произвести обработку результатов, сделать вывод, ответить на вопросы для самостоятельной работы.

РЕАКТИВЫ:

1. Оксид углерода (IV).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Колба коническая с пробкой (250 мл.);
2. Карандаш по стеклу;
3. Аппарат Кипа, заряженный на CO_2;
4. Весы;
5. Мерный цилиндр;

ХОД РАБОТЫ:

Сухую колбу с воздухом, закрытую пробкой, взвесить на весах. Глубину погружения пробки в горлышко колбы отметить карандашом по стеклу.

Заполнить колбу углекислым газом, опустив газоотводную трубку аппарата Киппа до дна колбы и пустив медленный ток газа. Как проверить наполняемость колбы углекислым газом? Закрыть колбу пробкой, погрузив ее на тот же уровень, и взвесить.

Повторить наполнение колбы углекислым газом и взвешивание до тех пор, пока расхождение в массе будет не более 0,01 грамма.

С помощью мерного цилиндра измерить рабочий объем колбы (до черты на горле колбы) – V_1

Полученные данные занести в таблицу.

№	Данные опыта	Результат
1.	Атмосферное давление, *P*	
2.	Температура воздуха в лаборатории, *t* (°С), Г (К)	
3.	Масса колбы с воздухом (г)	
4.	Масса колбы с углекислым газом (г)	
5.	Объем воздуха в колбе при условиях опыта (мл)	
6.	Объем воздуха в колбе при нормальных условиях (мл.)	
7.	Масса воздуха в объеме колбы (г)	
8.	Масса пустой колбы (г)	
9.	Масса углекислого газа объеме колбы при н. у. (г)	
10	Плотность углекислого газа по воздуху	
11	Молекулярная масса углекислого газа	
12	Относительная ошибка опыта (%)	

Задания для самостоятельной работы:

1. Сколько молей атомов азота содержится в 0,4 г нитрата аммония (NH_4NO_3)? Какова масса этого количества азота?
2. Сколько граммов кислорода содержится в 2 моль азотной кислоты?
3. Определите количество фосфора, содержащегося в 8,75 г фосфата кальция?
4. В каком объеме хлора (нормальные условия) содержится столько же молекул,

сколько их содержится в 49 г серной кислоты?

5. Сколько моль газов содержится в смеси, состоящей из 6,72 л азота и 5,6 л оксида углерода (IV)? Объемы газов измерены при нормальных условиях.
6. Определить, сколько атомов кислорода содержится в 49г серной кислоты.

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. Методическое руководство к лабораторным работам по неорганическому синтезу/ НТГСПИ, лаборатория.
6. Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А. Справочник по неорганической химии. Константы неорганических веществ. М.: Химия, 1987.
7. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.
8. Семенов А.С. Охрана труда и техника безопасности. М.: Просвещение, 1976.
9. Угай Я.А. Общая химия. М., Высшая школа, 1977.

Тема 3. Написание электронных конфигураций элементов. Описание свойств, исходя из положения в Периодической системе

Задание: подготовить теоретический материал, сообщения: экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки. Теория атома водорода по Бору. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m) квантовые числа. Их физический смысл. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние, вид атомных s-, p-, d-, f-орбиталей. Емкость электронных слоев. Принцип построения естественной системы элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система как естественная система элементов. Их достоинства и недостатки. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Взгляды на сущность химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. Основные типы химической связи.

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. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
6. Автоматизированный учебный курс Химия: периодическая система Д.И. Менделеева. Екатеринбург, 2003.
7. Астафуров В.И., Бусев А.И. Строение вещества. М.: Просвещение, 1983.
8. Карапетьянц М.Х. Дракин С.И. Строение вещества. М., 1978.
9. Угай Я.А. Общая химия. М., Высшая школа, 1977.

Тема 4. Схемы образования связей в молекуле, вывод структурной формулы вещества. Определение типа химической связи

Задание: подготовить сообщения: 1. Взгляды на сущность химической связи. 2. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность. Валентный угол. 3. Основные типы химической связи.

Литература для подготовки к семинару:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высшая школа, 1981, 2001, 2003.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Л., Химия, 2000.
3. Коровин Н.В. Общая химия. М., 2002.
4. Хацекрофт, Катрин Е. Современный курс общей химии в 2-х томах. Пер. с англ. М., 2002.
5. Автоматизированный учебный курс Химия: периодическая система Д.И. Менделеева. Екатеринбург, 2003.
6. Агрегатные состояния веществ. Растворы: Учебно-метод.пос. для студ. БГО / Автор-сост. Р.С. Спектор. Н.Тагил, 1999.
7. Астафуров В.И., Бусев А.И. Строение вещества. М.: Просвещение, 1983.
8. Карапетьянц М.Х. Дракин С.И. Строение вещества. М., 1978.
9. Спектор Р.С. Химическая связь. Н. Тагил, НТГПИ, 2002.
10. Угай Я.А. Общая химия. М., Высшая школа, 1977.

Тема 5. Оксиды, основания. Получение, 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, построить графики, произвести необходимые расчеты, 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 РАБОТЫ: практическое получение основных классов соединений (оксидов, солей, кислот, гидроксидов) различными способами.

Опыт 1. **Получение оксидов синтезом простых веществ**

РЕАКТИВЫ:

1. Магний (лента);
2. Фенолфталеин;
3. Фосфор красный;
4. Метилоранж.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Асбестированная сетка;
3. Стеклянная палочка;
4. Фарфоровая чашка;
5. Воронка для фильтрования;
6. Спиртовка, спички;
7. Штатив металлический.

ХОД РАБОТЫ:

а) Получение основного оксида

Сжечь кусочек ленты магния над асбестовой сеткой и собрать продукты горения. Каков цвет полученного соединения? Внести порошок оксида магния в пробирку с дистиллированной водой, тщательно размешать стеклянной палочкой и добавить к раствору несколько капель фенолфталеина. Что наблюдается?

б) Получение кислотного оксида.

В фарфоровую чашку, поставленную на асбестированную сетку, положить немного порошка красного фосфора. Над чашкой, оставив небольшой промежуток, закрепить сухую чистую воронку. Зажечь фосфор накаленной стеклянной палочкой. Какое соединение осаждается на стенках воронки? Смыть образовавшийся оксид со стенок воронки дистиллированной водой в пробирку. Кислотный характер полученного оксида фосфора доказать индикатором метилоранж.

Опыт 2. Получение нерастворимых оснований взаимодействием соли со щелочью

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфат меди (1 н);
2. Сульфат никеля (1 н);
3. Хлорид железа (III) (1 н);
4. Сульфат алюминия (1 н);
5. Сульфат хрома (III) (1 н);
6. Гидроксид натрия (2 н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

Получить в отдельных пробирках гидроксиды меди (II), никеля (II), железа (III), хрома (III), алюминия. Исследовать отношение полученных гидроксидов к действию кислоты и избытка щелочи.

Результаты исследований записать по следующей форме

Формула соли	Формула гидроксида	Окраска осадка	Отношение к кислоте	Отношение к щелочи	Характер гидроксида

Написать уравнения всех проведенных реакций.

Задания для самостоятельной работы:

1. Приведите по три примера основных, амфотерных, кислотных и безразличных оксидов. Назовите их. Напишите графические формулы их молекул.
2. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: оксид бария, оксид калия, оксид углерода (IV), оксид фосфора (V). Напишите графические формулы их молекул. Назовите их.
3. Какие элементы образуют основные оксиды, а какие – кислотные? Какими химическими свойствами обладают следующие оксиды: K_2O, Cr_2O_3, CrO_3? Подтвердите ответ соответствующими уравнениями реакций.
4. Какими химическими свойствами обладают следующие гидроксиды: $Cu(OH)_2$;$Zn(OH)_2$; H_2SO_4? Подтвердите ответ соответствующими уравнениями реакций.

5. Какими способами получают кислоты и основания? Подтвердите ответ уравнениями реакций, в результате которых получаются $Ba(OH_2)$; $Cu(OH)_2$; HCl, H_2SO_4 .

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. 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 6. . Кислоты, соли, получение, 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 РАБОТЫ: практическое получение основных классов соединений (оксидов, солей, кислот, гидроксидов) различными способами.

Опыт 1. **Получение кислот**

РЕАКТИВЫ:

1. Ацетат натрия (крист.);
2. Соляная кислота (1:1)
3. Серная кислота (2 н);
4. Силикат натрия (р-р);
5. Универсальный индикатор (бумага).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Стеклянная палочка;
3. Спиртовка, спички;

а) *Получение уксусной кислоты.*

Насыпать в пробирку немного сухого ацетата натрия и смочить его разбавленной серной кислотой. Определить по запаху, какое вещество образовалось? В отверстие пробирки, не касаясь стенок, внести влажную универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдается? Написать уравнения реакции.

б) *Получение кремниевой кислоты.*

Налить в пробирку 2-3 мл раствора силиката натрия и при постоянном встряхивании прибавить по каплям разбавленную (1:1) соляную кислоту до помутнения раствора. В каком состоянии выделилась из раствора кремневая кислота?

Опыт 2. **Получение средних солей**

РЕАКТИВЫ:

1. Цинк (гранулы);
2. оксид цинка;
3. Фосфор красный;
4. Серная кислота (2 н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Предметное стекло;
3. Стеклянная палочка;
4. Спиртовка, спички.

ХОД РАБОТЫ:

Получить двумя различными способами сульфат цинка. Реактивы подобрать таким образом, чтобы реакция протекала необратимо, а в растворе образовалась только одна соль – сульфат цинка. Каплю полученного раствора перенести чистой стеклянной палочкой на предметное стекло и осторожно выпарить воду (пламя спиртовки не должно касаться предметного стекла). Рассмотреть полученные кристаллы под микроскопом и зарисовать. Написать уравнения реакций. Отметить внешние признаки протекания реакций.

Опыт 3. **Получение кислой соли**

РЕАКТИВЫ:

1. Известковая вода.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Аппарат Кипа.

ХОД РАБОТЫ:

Налить в пробирку 3-4 мл. Известковой воды и осторожно пропускать через нее оксид углерода (IV) из аппарата Киппа до тех пор, пока полученный в начале осадок не растворится.

Каков состав первоначально выпавшего осадка? Почему при длительном пропускании углекислого газа этот осадок растворяется? Составить уравнения проведенных реакций.

Задания для самостоятельной работы:

1. Используя следующие вещества CaO, H_2O, HCl, $Ca(OH)_2$, SO_3, NaOH, Na_2CO_3 осуществите нижеприведенные превращения:

оксид → основание → основная соль → средняя соль;

оксид → кислота → кислая соль → средняя соль;
гидроксид → оксид → соль

2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4$

$NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CO_2$

$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

$CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHCl \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaSO_4 \rightarrow Ca(HSO_4)_2$

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. 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 7. Приготовление растворов

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 РАБОТЫ: Познакомиться с техникой приготовления растворов заданной концентрации

ОПЫТ 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из навески твердого вещества

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфат меди (тв.);
2. Хлорид натрия;

3. Карбонат натрия.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Весы;
2. Цилиндр мерный (100 мл.);
3. Колба коническая (250 мл.);
4. Стакан химический (200 мл.).

ХОД РАБОТЫ:

Способ применяется главным образом для приготовления растворов солей и щелочей. Последовательность выполнения работы:

1. Получить у преподавателя задание для приготовления раствора соли определенной концентрации.
2. Рассчитать необходимую массу соли и объем воды.
3. Взвесить рассчитанную массу соли на часовом стекле с точностью до 0,01 г.
4. Отмерить с помощью мерного цилиндра необходимый объем воды.
5. В приготовленную посуду (колбу, стакан, цилиндр) осторожно перенести навеску соли, влить отмеренную воду и перемешать раствор чистой стеклянной палочкой до полного растворения соли.
6. Получить у преподавателя ареометр и измерить плотность приготовленного раствора.
7. Проверить по справочнику правильность приготовления раствора сравнением найденной плотности с табличными данными.
8. Приготовленный раствор сдать лаборанту.

ОПЫТ 2. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества из более концентрированного раствора

РЕАКТИВЫ:

1. Азотная (конц.);
2. Уксусная кислота (конц.).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Весы;
2. Цилиндр мерный (100 мл.);
3. Колба коническая (250 мл.);
4. Стакан химический (200 мл.);
5. Ареометр.

ХОД РАБОТЫ:

Способ применяется главным образом для приготовления кислот (серной, азотной, соляной) или аммиака.

Последовательность выполнения работы:

1. Получить у преподавателя задание для приготовления раствора кислоты или аммиака определенной массовой доли.
2. Рассчитать объемы данного концентрированного раствора и воды, необходимые для приготовления заданного объема раствора.
3. Приготовить указанный преподавателем раствор и рассчитать его мо-лярность.
4. Измерить ареометром плотность приготовленного раствора.

5. Проверить по справочнику правильность приготовления раствора, сравнив найденную плотность с табличными данными.
6. Приготовленный раствор сдать лаборанту.

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. 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 8. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена

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 РАБОТЫ: изучить электропроводность растворов сильных, средних и слабыхводных растворов электролитов, используя теоретические знания.

ОПЫТ 1. **Электропроводность растворов**

РЕАКТИВЫ:

1. Сахароза (р-р);
2. Хлорид натрия (крис.);
3. Хлорид натрия (1 н);
4. Гидроксид калия (1 н);
5. Аммиак (р-р);
6. Гидроксид натрия (1 н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Прибор Черняка;

3. Стакан химический (100 мл.).

ХОД РАБОТЫ:

а) Пользуясь прибором Черняка, испытать электропроводность дистиллированной воды, раствора сахара, сухой поваренной соли, раствора поваренной соли. Что наблюдается? Объяснить, почему раствор соли является проводником тока, хотя чистая вода и сухая соль, взятые в отдельности, тока не проводят.

б) Исследовать и объяснить электрическую проводимость 1н растворов гидроксидов натрия, калия и раствора аммиака.

ОПЫТ 2. **Ионные процессы в растворах электролитов**

РЕАКТИВЫ:

1. Сульфат меди (1 н);
2. Хлорид железа (III) (1 н);
3. Гидроксид натрия (1 н);
4. Соляная кислота (1 н);
5. Сульфит натрия (1 н);
6. Карбонат натрия (1 н);
7. Хлорид бария (1 н);
8. Нитрат серебра (1 н);
9. Нитрат свинца (1 н);
10. Серная кислота (2 н);
11. Соляная кислота (1 н);
12. Йодид калия (1 н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

а) Образование малорастворимых оснований.

Из имеющихся реактивов получить малорастворимые гидроксиды меди (II), железа **(**III**).** Отметить окраску и характер осадка.

б) Образование слабых кислот.

Из имеющихся реактивов выбрать растворы солей, образованные слабыми летучими кислотами, и исследовать отношение этих солей к действию соляной кислоты. Что наблюдается?

в) Получение малорастворимых солей.

Получить малорастворимые соли: сульфат бария, хлорид серебра, йодид свинца. Отметить цвет и характер осадка.

ОПЫТ 3. **Реакции ионного обмена**

РЕАКТИВЫ:

1. Карбонат кальция (тв.);
2. Соляная кислота (1 н);
3. Ацетат натрия (тв.);
4. Гидроксид натрия (2 н);
5. Хлорид бария (1 н);
6. Серная кислота (1 н);
7. Хлорид марганца (1 н);
8. Хлорид хрома (1 н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

а) Из имеющихся в лаборатории реактивов получите следующие вещества:

1. CO_2
2. CH_3COOH
3. H_2O
4. $BaSO_4$

а) Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, укажите признаки необратимости реакций.

б) В две пробирки налейте по 1-2 мл растворов солей и добавляя по каплям раствор гидроксида натрия получите осадки гидроксидов:

марганца;

хрома.

Исследуйте характер гидроксидов. Для этого содержимое каждой пробирки разделите на две пробирки. В одну из пробирок добавьте избыток раствора кислоты, в другую – избыток раствора щелочи. Определите характер полученных гидроксидов. Напишите уравнения всех произошедших реакций в молекулярном и ионном виде

Задания для самостоятельной работы:

1. Какие электролиты называются сильными, а какие – слабыми? Перечислите кислоты и основания, являющиеся сильными электролитами.
2. Что такое полное ионно-молекулярной уравнение реакции? Что отражает краткое ионно-молекулярное уравнение? Напишите полные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций между:
   а) серной кислотой и гидроксидом натрия
   б) сероводородной кислотой и гидрокидом натрия

Почему краткие ионно-молекулярные уравнения этих реакций различны? Будет ли одинаковым тепловой эффект этих реакций нейтрализации? В каких случаях ионно-обменная реакция идет до конца, а в каких – до состояния равновесия?

3. Определите, возможно ли протекание до конца реакций между:
   а) гидроксидом аммония и хлороводородной (соляной) кислотой
   б) сульфатом калия и нитратом натрия
   в) хлоридом меди и гидроксидом калия

Ответы подтвердите записью уравнений реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме и сравнением $K_{дис}$, если это необходимо.

4. Чем определяются амфотерные свойства гидроксидов? Что получатся при растворении амфотерного гидроксида в щелочи? Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме реакции растворения гидроксида цинка в соляной кислоте и в гидроксиде 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. 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.
16. .

Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции

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 РАБОТЫ: практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями, с различными типами окислительно-восстановительных реакций, с методами составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

ОПЫТ 1. **Влияние среды на протекание ОВР**

РЕАКТИВЫ:

1. Серная кислота (2 н);
2. Перманганат калия (р-р);
3. Гидроксид натрия (1 н);
4. Сульфит натрия (1 н).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки;
2. Мерный пальчик.

ХОД РАБОТЫ:

В три пробирки налейте по 1-2 мл раствора перманганата калия. В одну пробирку добавьте 1 мл раствора серной кислоты, в другую - 1 мл воды, в третью - 1 мл раствора щелочи. Затем во все пробирки прилейте по 1-2 мл раствора сульфита натрия. Обратите внимание на цвет растворов и осадка. Напишите уравнения реакций, подберите коэффициенты методом электронного баланса. Сделайте выводы об окислительной способности.

ОПЫТ 2. **Окислительно-восстановительная двойственность**

РЕАКТИВЫ:

1. Перманганат калия (р-р);

2. Йодид калия (1 н);
3. Серная кислота (2 н);
4. Пероксид водорода (3 %-ный р-р).

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Пробирки.

ХОД РАБОТЫ:

В одну пробирку налейте 1 -2 мл раствора перманганата калия, в другую – 1-2 мл раствора йодида калия. Содержимое пробирок подкислите раствором серной кислоты. В обе пробирки прилейте раствор пероксида водорода. Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод. Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода под действием света.

Задания для самостоятельной работы:

1. Дайте определения понятиям: степень окисления, окислитель и процесс окисления; восстановитель и процесс восстановления.
2. Как связаны электронное строение атомов и ионов с их окислительно-восстановительными свойствами. Рассмотрите на примерах серы , азота, галогенов.
3. Определите степень окисления серы в следующих соединениях: SO_2, H_2S, Na_2SO_3, CS_2, H_2SO_4, As_2S_5.

Определите степени окисления хрома в соединениях: K_2CrO_4, Cr_2O_3, $KCrO_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $K_2Cr_2O_7$, $Na_3[Cr(OH)_6]$

Определите степени окисления элементов в ионах: $(NO_3)^-$, $(NO_2)^-$, $(BiO_3)^-$, $(MnO_4)^-$, $(MnO_4)^{2-}$, $(NH_4)^+$, $(ClO_3)^-$

4. Определите, какие процессы относятся к процессам окисления, а какие к процессам восстановления: $S \rightarrow (SO_4)^{2-}$; $S \rightarrow S^{2-}$; $Sn \rightarrow Sn^{4+}$; $K \rightarrow K^+$; $Br_2 \rightarrow 2Br^-$; $2H^+ \rightarrow H_2$; $H_2 \rightarrow 2H^-$; $V^{2+} \rightarrow (VO_3)^-$; $Cl^- \rightarrow (ClO_3)^-$; $(IO_3)^- \rightarrow I_2$; $(MnO_4)^- \rightarrow (MnO_4)^{2-}$
5. Определите, какими свойствами в окислительно-восстановительных реакциях обладают следующие молекулы (только окислительными, только восстановительными или и окислительными и восстановительными): $KCrO_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $K_2Cr_2O_7$, SO_2, H_2S, Na_2SO_3, H_2SO_4, HCl, $HClO_4$, Cl_2, HNO_3, $NaNO_2$, Fe.
6. Определите, какие реакции относятся к окислительно-восстановительным:
   а) $H_2+Br_2 \rightarrow 2HBr$;
   б) $NH_4Cl \rightarrow NH_3+HCl$;
   в) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O+2H_2O$;
   г) $2K_2CrO_4+H_2SO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7+K_2SO_4+H_2O$;

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. 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 10. Комплексные соединения

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.

Литература для подготовки к семинару:

1 Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: "Высшая школа", 2003.
2.Глинка Н.Л. Общая химия. Л : Химия, 2005.
3.Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. М.: "Высшая школа", 1994.
4. Макашов Ю.А., Замыткина В.М. Соединения в квадратных скобках. Л.: "Химия", 1976.
5. Степин Б.Д. Координационная химия. 1987г., т.13, стр.859.
6. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений. М.: "Высшая школа", 1985, стр.134.
7. Кукушкин Ю.Н. Реакционная способность координационных соединений. Л.: "Химия", 1987.
8 .Журнал "Координационная химия" Российской Академии Наук. Основан в 1975 г..

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		
Введение. Тема 1. Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия и законы	18	6	12	Проработка материалов лекции.	самост. работа,, отчет по лабораторной работе
Тема 2. Теоретические основы общей химии. Строение и свойства атомов. Химическая связь	18	8	10	Проработка материалов лекции.	самост. работа,, отчет по лабораторной работе
Тема 3. Классификация и номенклатура неорганических соединений. Основные свойства основных классов неорганических соединений	36	10	26	Проработка материалов лекции.	самост. работа,, отчет по лабораторной работе
Тема 4. Растворы. Электролитическая	14	4	10	Проработка материалов лекции.	самост. работа,, отчет по

диссоциация.					лабораторной работе
Тема 5. Окислительно-восстановительные реакции	14	4	10	Проработка материалов лекции.	самост. работа,, отчет по лабораторной работе
Тема 6. Комплексные соединения	18	8	10	Проработка материалов лекции.	самост. работа,, отчет по лабораторной работе
Зачет с оценкой	27		36	Подготовка к зачетуу	Ответ на зачете
Итого	**216**	**76**	**113**		

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. гос. соц.-пед. акад. . - Нижний Тагил : НТГСПА, 2010. - 127 с.

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, рад 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 экзамена. Экзамен по дисциплине «Общая и неорганическая химия, неорганический синтез» проводится в первом и третьем семестрах. Экзамен проводится по билетам. Теоретические вопросы билетов отражают весь объем изученного материала по данной дисциплине и направлены на выявление знаний студентов.

Экзамен по данной дисциплине предусматривает выставление оценки, характеризующей знания, умения и навыки студентов в области современных теорий строения атомов и химической связи, основных классов неорганических соединений.