



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДВФУ


Согласовано:

Руководитель ОП «Биология»


Галышева Ю.А.
«6» июля 2018 г.

«УТВЕРЖДАЮ»

Зав. кафедрой общей, неорганической и
элементоорганической химии


Капустина А.А.
«6» июля 2018 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Неорганическая химия

Направление подготовки – «Биология»

Профиль подготовки – «Молекулярно-клеточные системы и
биотехнологии»

Форма подготовки очная

курс 1 семестр 1
лекции 27 часа
практические занятия час.
лабораторные работы 36 часов
в том числе с использованием МАО __
всего часов аудиторной нагрузки 63 час.
в том числе с использованием МАО
самостоятельная работа 9 часа
контрольные работы (количество)
курсовая работа / курсовой проект __ семестр
зачет __ семестр
экзамен 1 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями образовательного стандарта, самостоятельно устанавливаемого ДВФУ, утвержденного приказом от 07.07.2015 № 12-13-1282.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры Общей, неорганической и элементорганической химии ШЕН протокол № 15 от «6» июля 2018 г.

Заведующая кафедрой - к.х.н., доцент Капустина А.А.
Составители: к.х.н., доцент В.В. Грибова

Оборотная сторона титульного листа РПУД

I. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от «_____» _____ 20__ г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

Протокол от «_____» _____ 20__ г. № _____

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (И.О. Фамилия)

АННОТАЦИЯ

Рабочая программа учебной дисциплины «Неорганическая химия» призвана обеспечить учебный процесс для бакалавров 1 курса очной формы подготовки по направлению 06.03.01 Биология и составлена в соответствии с требованиями образовательного стандарта высшего образования ДВФУ по направлению «Биология».

Изучаемая дисциплина формирует основные знания специалиста в области химии. Неорганическая химия является одной из фундаментальных дисциплин при подготовке специалистов в области биологии.

Курсу «Неорганическая химия» предшествуют необходимые для его понимания курсы: «Математика», «Физика». Знания по курсу «Неорганическая химия» используются в научно-исследовательской работе, при выполнении квалификационной работы.

Курс «Неорганическая химия» является дисциплиной раздела Б.1 основного профессионального естественно-научного модуля. Общая трудоемкость освоения дисциплины составляет 3 зачетные единицы (108 ч). Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (27 ч.), лабораторные работы (36 ч.), самостоятельная работа (9 ч.), экзамен (36 часов). Дисциплина реализуется в 1 семестре 1 курса бакалавриата.

Теоретические знания закрепляются на лабораторных занятиях.

Основные знания, приобретаемые студентами при изучении данной дисциплины, заключаются в углубленном изучении атомно-молекулярной теории, строения атома, химической связи, энергетики химических процессов, кинетики, химического равновесия, теории растворов, окислительно-восстановительных процессов, химии элементов и их соединений (промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение).

В результате изучения дисциплины студент должен уметь: описать свойства данного элемента и его соединений на основании положения атома в

периодической таблице Д.И. Менделеева; охарактеризовать направление химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия; проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот; описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций; теоретически рассчитать и экспериментально определить молекулярную эквивалентную массу простого и сложного вещества; обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой. Содержание дисциплины охватывает круг вопросов, связанных с химическим равновесием в гомогенных и гетерогенных системах. Понятием констант химического равновесия, связи констант химического равновесия. Рассмотрением основных закономерностей равновесий и протекания реакций: кислотно-основных, окислительно-восстановительных, комплексообразования и осаждения. Для успешного освоения курса необходимы знания и умения по общей и неорганической химии, основам термодинамики, математике и физике, навыки и умение работать с химической литературой, электронными базами данных.

Цель учебной дисциплины Неорганическая химия направлена на формирование высокого уровня знаний о строении вещества, общих закономерностях химических процессов и химии элементов и их соединений (промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение).

Задачи:

1. Уметь на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений.

2. Изучить закономерности и направление протекания химической реакции, обратимость и смещение химического равновесия.

3. Уметь проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот.

4. Уметь описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.

5. Изучить теоретические и экспериментальные методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества.

6. Изучить способы обобщения экспериментальных данных, уметь работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.

12. Получение практических навыков по синтезу, выделению, очистке и идентификации органических соединений.

В результате изучения данной дисциплины у обучающихся формируется следующее:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОПК-2 - способность использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения	Знает	<ul style="list-style-type: none">• Классификацию типов химических реакций и способы их уравнивания;• Способы определения направления химических реакций, направления смещения химического равновесия.
	Умеет	<ul style="list-style-type: none">• Описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций;• Определять направление химических реакций, направление смещения химического равновесия.• теоретически рассчитывать и экспериментально определять молекулярную эквивалентную массу простых и сложных веществ;• проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none">• Навыками описания свойств химических элементов и их соединений на основании положения атомов в периодической таблице Д.И. Менделеева;• Навыками расчёта и экспериментального определения молекулярной эквивалентной массы простых и сложных веществ.• способами пробоподготовки анализируемого объекта (растворение, сплавление, минерализация).

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Лекционные занятия (27 часов)

Тема 1. Предмет изучения химии. Идентификация и классификация веществ. Основные законы и понятия химии (2 час).

Простые и сложные вещества. Чистые вещества и смеси. Идентификация веществ. Классификация веществ. Основные классы неорганических соединений. Основные понятия химии. Основные законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии.

Тема 2. Квантово-механическая теория строения атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева (2 час).

Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Уравнение Луи Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ.

Тема 4. Химическая связь. Взаимодействия между молекулами (2 час).

Типы химической связи. Полярная и неполярная связь. Метод валентных связей. Ионная связь. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и сродства к электрону. Донорно-акцепторная связь, механизм ее образования. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь, механизм образования. Понятие о металлической связи. Вандерваальсовы силы. Водородная связь. Комплексные соединения: природа химической связи в комплексных соединениях, структура и свойства комплексных соединений.

Тема 5. Энергетика химических процессов. Химическая кинетика (2 часа).

Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчёты. Энтропия и её изменение при химической реакции. Энергия Гиббса и направленность химических реакций. Скорость химических реакций.

Зависимость скорости процесса от концентрации, температуры, катализатора. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Обратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Тема 6. Растворы. Дисперсные системы (2 часа).

Химические системы. Понятие о дисперсных системах. Электролиты и неэлектролиты. Общие свойства растворов. Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов.

Тема 7. Теория электролитической диссоциации (2 часа).

Теория электролитической диссоциации. Свойства растворов электролитов. Процессы в электролитах. Закон разбавления Оствальда. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости.

Тема 8. Гидролиз солей. Коллоидные растворы (2 часа).

Гидролиз солей. Понятие о коллоидных растворах, их роль в природе. Сложные дисперсные системы.

Тема 9. Окислительно-восстановительные процессы (2 час).

Понятие о процессах окисления и восстановления. Окислительно-восстановительная способность нейтральных атомов, простых, сложных ионов и молекул. Важнейшие окислители и восстановители. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций. Зависимость направления реакции от рН-среды. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Тема 10. Электрохимические процессы (2 час).

Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии.

Тема 11. Общие свойства металлов (2 час).

Простые вещества и их соединения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства металлов. Металлические сплавы и композиты.

Тема 12. Основные закономерности химии d-элементов (2 час).

Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.

Тема 13. Общие свойства неметаллов (2 час).

Свойства и распространенность неметаллов. Водород. Химия воды.

Тема 14. Элементы главных подгрупп IV-VII групп (3 час).

Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Важнейшие водородные и кислородные соединения.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Лабораторные работы (36 часов)

Лабораторная работа №1-3. Классы неорганических соединений (4 часов).

Лабораторное занятие №4-5. Основные понятия и законы химии. Гравиметрические и газовые законы. Взаимосвязь массы и энергии (2 часа).

Лабораторное занятие №6-7. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Уравнение Луи Де-Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону. Реакционная способность веществ и химическая связь (2 часа).

Лабораторное занятие №8-9. Химическая связь. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения (2 часа).

Лабораторная работа №10-11. Изучение зависимости скорости реакции от различных факторов. Химическое равновесие (2 часа).

Лабораторное занятие №12. Энергетика химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчёты (2 часа).

Лабораторное занятие №13. Количественные способы выражения состава растворов. Законы разбавленных растворов неэлектролитов (2 часа).

Лабораторная работа №14-15. Приготовление растворов заданной концентрации. Титрование (2 часа).

Лабораторная работа №16-17. Растворы электролитов. Реакции ионного обмена. Гидролиз солей (2 часа).

Лабораторная работа №18. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа).

Лабораторное занятие №19. Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии (2 часа).

Лабораторная работа №20-23. Химические свойства неметаллов (6 часов).

Лабораторная работа №24-27. Общие свойства металлов (6 часов).

III. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся по дисциплине «Неорганическая химия» представлено в Приложении 1 и включает в себя: план-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию; характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению; требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы; критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

1	<p>Тема 1. Предмет изучения химии. Идентификация и классификация веществ. Основные законы и понятия химии</p>	ОПК-2	<p>Знает: Принципы обобщения экспериментальных данных и формулирования выводов; Методы решения задач, имеющих химическое содержание.</p>	<p>Собеседовании (УО-1).выполнение контрольной работы(ПР-2).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
			<p>Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.</p>	<p>выполнение контрольной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(ПР -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
			<p>Владеет: Методами решения задач, имеющих химическое содержание, навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;</p>	<p>выполнение контрольной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(ПР -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
	<p>Тема 2. Квантово-механическая теория строения атома. Периодический закон и периодическая система элементов</p>	ОПК-2	<p>Знает: Принципы распределения электронов в атоме химического элемента Типы химических реакций Строение основных типов веществ</p>	<p>Собеседовании (УО-1).выполнение контрольной работы(ПР-2).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>

	<p>Д.И. Менделеева Тема 4. Химическая связь. Взаимодействие между молекулами Тема 5. Энергетика химических процессов. Химическая кинетика</p>		<p>Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.</p>	<p>выполнение контрольной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(ПР -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
			<p>Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;</p>	<p>выполнение контрольной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(ПР -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
	<p>Тема 6. Растворы. Дисперсные системы Тема 7. Теория электролитической диссоциации Тема 8. Гидролиз солей. Коллоидные растворы</p>	ОПК-2	<p>Знает: Механизм растворения веществ, основные реакции, протекающие с веществами в растворах</p>	<p>Собеседование (УО-1). выполнение контрольной работы(ПР-2).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
			<p>Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.</p>	<p>выполнение контрольной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(ПР -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
			<p>Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;</p>	<p>выполнение контрольной работы, (ПР-2).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее</p>

				защита отчета к лабораторной работе(ПР-6).	задание
	Тема 9. Окислительные восстановительные процессы Тема 10. Электрохимические процессы	ОПК-2	Знает: Основные окислители, восстановители в неорганических и органических объектах	Собеседование (УО-1).выполнение контрольной работы(ПР-2).	Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание
			Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.	выполнение контрольной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(ПР-6).	Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание
			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;	выполнение контрольной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(ПР-6).	Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание
	Тема 11. Общие свойства металлов Тема 12. Основные закономерности химии d-элементов Тема 13. Общие свойства	ОПК-2	Знает: Общие свойства металлов, основные закономерности химии металлов главных и побочных групп	Собеседование (УО-1).выполнение контрольной работы(ПР-2).	Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание
			Умеет: Проводить соответствующие расчеты	выполнение контроль	Отчет по лабораторной работе,

	неметаллов Тема 14. Элементы главных подгрупп IV- VII групп		Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.	ной работы, (ПР-2). защита отчета к лаборатор ной работе(П Р -6).	индивидуаль ное домашнее задание
			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;	выполнен ие контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лаборатор ной работе(П Р -6).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание

Типовые контрольные задания, методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений и навыков и (или) опыта деятельности, а также критерии и показатели, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и характеризующие этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы, представлены в Приложении 2.

V. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) основная литература:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов. М.: Высшая школа, 2008.- 743с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – Изд. стер. – М.: КНОРУС, 2013. – 749 с.
3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – Изд. стер. – М.: КНОРУС, 2013. – 749 с.

4. Гринвуд, Норман. Химия элементов: в 2 т.М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2008.- 670 с.
5. Коровин Н. В. Общая химия: учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям / Н. В. Коровин. М.: Высшая школа, 2009. - 557 с.
6. Органическая химия : учебник для вузов [в 2 кн.] : кн. 1 . Основной курс / [В. Л. Белобородов, С. Э. Зурабян, А. П. Лузин и др.] ; под ред. Н. А. Тюкавкиной. 5-е изд. Москва : Дрофа, 2011.639 с.

б) дополнительная литература:

1. Вольхин, В. В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии. СПб.: Лань, 2008.- 378 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281664&theme=FEFU>
2. Субботина, Н. А. Демонстрационные опыты по неорганической химии: учебное пособие для вузов /Н. А. Субботина, В. А. Алешин, К. О. Знаменков; под ред. Ю. Д. Третьякова. М.: Академия, 2008.- 282 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:290946&theme=FEFU>
3. Упражнения и задачи по неорганической химии: [учебное пособие] /сост.: В. И. Бессонова, А. В. Аликовский, И. В. Свистунова [и др.]. Владивосток: Изд-во Дальневосточного университета, 2007.- 63 с.
<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:263083&theme=FEFU>
4. Практические и лабораторные занятия по химии. Дальневосточный федеральный университет; сост.: В.В. Васильева, В. И. Бессонова, С.Г. Красицкая, И. В. Свистунова, А.А. Капустина. Владивосток: Изд-во Дальневосточного университета, 2012.- 53 с.

в) Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»:

Сайт Московского государственного университета им. М.В. Ломоносова:
<http://www.chem.msu.su/rus/weldept.html>

Практикум по физической химии для студентов биологического факультета МГУ : методическое пособие / Т.М. Рощина, М.В. Жирыкова и др.-М.: Изд-во МГУ,2010. – 91 с.

Федеральный портал "Российское образование": <http://www.edu.ru/>

Луканина, Т.Л. Химический минимум. Классы неорганических соединений. Строение вещества. Растворы: учебное пособие /Т.Л. Луканина, Т.Т. Овчинникова. – СПб : СПбГТУРГ, 2010. – 126 с.

Основные понятия и формулы химической кинетики: методическое пособие / Сост.: А.В. Воронцов, А. Г. Окунев.- Новосибирск: Новосибирских гос. ун-т, 2009. – 128 с.

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

1. <http://e.lanbook.com/>
2. <http://www.studentlibrary.ru/>
3. <http://znanium.com/>
4. <http://www.nelbook.ru/>
5. Поисковая система печатных материалов <http://www.scopus.com>

Перечень информационных технологий и программного обеспечения

Платформа электронного обучения Blackboard ДВФУ:
https://bb.dvfu.ru/webapps/blackboard/content/listContentEditable.jsp?content_id=159691_1&course_id=4961_1

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины

Для понимания материала и качественного его усвоения рекомендуется последовательность действий:

1. После лекции, при подготовке к занятиям следующего дня, необходимо осмыслить содержание прослушанной лекции (10-15 минут).
2. При подготовке к лекции, необходимо просмотреть предшествующую лекцию (10-15 минут).

3. В течение недели выбрать время для работы с литературой в библиотеке, выполнения индивидуального домашнего задания и оформления отчета по лабораторной работе (3 – 5 часов)

4. При подготовке к лабораторным занятиям, необходимо ознакомиться с теорией по данной теме (0,5 – 1 час).

Рекомендации по работе с литературой

Теоретический материал курса лучше усваивается, если дополнительно к прослушиванию лекции, используется рекомендуемая литература. Легче освоить курс, придерживаясь одного из основных учебных пособий в сочетании с конспектом лекций. Рекомендуется добиться состояния понимания изучаемой темы. С этой целью следует выполнить несколько заданий на данную тему.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Реализация дисциплины требует наличия лекционной аудитории, оснащенной мультимедийным оборудованием, и учебной химической лаборатории.

Оснащение учебной лаборатории: справочные материалы и таблицы, раздаточный учебно-методический материал; химическая посуда, химические реактивы и оборудование.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДФУ

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**

Неорганическая химия
Направление подготовки – «Биология»
Профиль подготовки – «Биология»

Форма подготовки очная

г. Владивосток
2018

**План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине
«Неорганическая химия»:**

№ п/п	Дата выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1	1-2 недели 1 семестра	Домашняя работа, контрольная работа, оформление отчета по лабораторной работе	2 часа	Выполнение домашней работы, контрольной работы, выполнение лабораторной работы
2	3-4 недели 1 семестра	Домашняя работа, контрольная работа, оформление отчета по лабораторной работе	2 часа	Выполнение домашней работы, контрольной работы, выполнение лабораторной работы
3	5-6 недели 1 семестра	Домашняя работа, контрольная работа, оформление отчета по лабораторной работе	2 часа	Выполнение домашней работы, контрольной работы, выполнение лабораторной работы
4	7-8 недели 1 семестра	Домашняя работа, контрольная работа, оформление отчета по лабораторной работе	2 часа	Выполнение домашней работы, контрольной работы, выполнение лабораторной работы
5	9 неделя 1 семестра	Домашняя работа, контрольная работа, оформление	1 час	Выполнение домашней работы, контрольной работы,

		отчета по лабораторной работе		выполнение лабораторной работы
--	--	-------------------------------	--	--------------------------------

**Характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся
и методические рекомендации по их выполнению:**

План лабораторного занятия по теме «Основы атомно-молекулярного учения»

1. Дайте определение понятий: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, относительная атомная и молекулярная массы, абсолютные массы атомов и молекул.
2. Дайте определение понятию «моль»
3. Какие величины называют молярной массой и молярным объемом?
4. Что называется постоянной Авогадро? Как используют ее для определения масс атомов и молекул?
5. Как из уравнения состояния газа получить уравнение Менделеева - Клапейрона?
6. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
7. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью по водороду, воздуху?
8. Дайте определение понятий: эквивалент. Молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
9. Как вычислить эквивалент и молярную массу эквивалента сложного вещества (оксида, основания, соли)?
10. Как вычислить эквивалент вещества в окислительно-восстановительной реакции?

План лабораторного занятия по теме «Строение атома. Периодический закон»

1. История развития представлений о строении атома. Экспериментальные доказательства сложной структуры атома. Первые модели атома.
2. Разработка Бором теории строения атома водорода. Постулаты Бора. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
3. Объяснение линейчатого спектра водорода.
4. Волновые свойства частиц микромира. Волны Де-Бройля.
5. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. Уравнение Шредингера.
6. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа.
7. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
8. Периодическая система Д.И. Менделеева и строение атомов элементов. Физический смысл периодического закона.

9. Энергетические характеристики атомов - энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

10. Изменение вышеназванных величин в периодах и группах Периодической системы Д.И. Менделеева.

План лабораторного занятия по теме «Химическая связь»

1. Причины образования химической связи. Типы химической связи.
2. Основные характеристики химической связи - длина, направленность, прочность.
3. Метод валентных связей:
 - а) насыщенность, направленность и полярность связи;
 - б) гибридизация электронных облаков и геометрия молекул;
 - в) σ , π -связи. Одинарные и кратные связи.
4. Донорно-акцепторные связи.
5. Водородная связь.
6. Ионная связь. Основные свойства (ненасыщенность, ненаправленность).
7. Металлическая связь.
8. Кристаллическая решетка. Основные понятия.
9. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Домашнее задание по теме «Классы неорганических соединений»

1. Составьте уравнения реакций образования средней и кислой (основной) соли. При каком мольном соотношении реагентов происходят взаимодействия?

Дайте названия полученным солям.

- А) H_2SeO_4 и KOH
- Б) H_2CO_3 и $\text{Be}(\text{OH})_2$
- В) HBr и $\text{Al}(\text{OH})_3$
- Г) H_2SO_4 и $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- Д) H_2S и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- Е) HCl и $\text{Fe}(\text{OH})_3$

2. С какими оксидами могут взаимодействовать вещества:

- А) оксид серы(VI) и серная кислота
- Б) оксид фосфора (V) и фосфорная кислота
- В) оксид кальция и гидроксид кальция
- Г) оксид калия и гидроксид калия
- Д) оксид селена(VI) и селеновая кислота
- Е) оксид бария и гидроксид бария

Составьте не менее 4 реакций возможных взаимодействий. Какие свойства у веществ взаимодействующих друг с другом.

3. Составьте уравнение реакции, приводящей к образованию средней соли. Определите сумму коэффициентов в молекулярном и сокращенном ионном

уравнениях. Какая масса оксида потребуется на взаимодействие с 0,25 моль кислоты?

- А) фосфорная кислота и оксид кальция
- Б) угольная кислота и оксид натрия
- В) азотная кислота и оксид бария
- Г) серная кислота и оксид алюминия
- Д) азотная кислота и оксид алюминия
- Е) серная кислота и оксид железа(III)

4. Составить уравнения реакций между кислотой и солью. Какие свойства кислот характеризует эта реакция? Определить сумму всех коэффициентов в молекулярном и сокращенном ионном уравнениях (отдельно). Посчитайте, какая масса осадка или какой объем газа образуется (растворимость газов в воде не учитывать).

- А) карбонат натрия и серная кислота
- Б) бромид кальция и фтороводородная кислота
- В) нитрат свинца(II) и иодоводородная кислота
- Г) сульфит кальция и соляная кислота
- Д) сульфид натрия и фтороводородная кислота.
- Е) силикат натрия и азотная кислота

5. Рассчитать массу твердого остатка и объем выделившегося пара (в л, н. у.), образующихся при разложении 20г гидроксида:

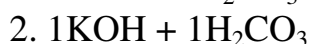
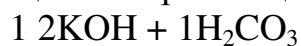
- А) хрома
- Б) алюминия
- В) цинка
- Г) лития
- Д) меди
- Е) кремния

6. Составить уравнения реакций и рассчитать, какую массу начального реагента нужно взять для получения 0,9 моль продукта, если общие потери на всех стадиях составили 40%.

- А) кальций → оксид кальция → гидроксид кальция → карбонат кальция
- Б) фосфор → оксид фосфора(V) → ортофосфорная кислота → фосфат кальция
- В) алюминий → оксид алюминия → нитрат алюминия → гидроксид алюминия
- Г) сера → оксид серы(IV) → оксид серы(VI) → серная кислота → сульфат бария
- Д) углерод → оксид углерода(IV) → карбонат кальция → сульфат кальция
- Е) медь → оксид меди(II) → сульфат меди → гидроксид меди

Задания для самопроверки:

В реакции нейтрализации

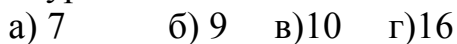




помимо воды, образуется продукт с общей формулой (А- это карбонат или сульфид –ион)



В реакции предыдущего теста сумма коэффициентов в полном и кратком ионных уравнениях составляет



В кратком ионном уравнении реакции ионного обмена с образованием осадка

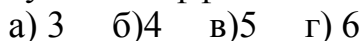
гидроксид натрия + хлорид хрома(III)

гидроксидкальция + фосфат калия

гидроксид бария + сульфат натрия

гидроксид калия + нитрат магния

сумма коэффициентов равна

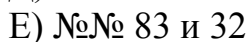
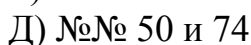
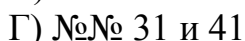
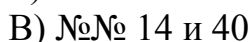
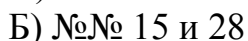
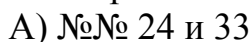


По уравнению реакции предыдущего теста количество затраченной щелочи (моль) на 0,5 моль исходной соли равно



Домашнее задание по теме «Строение атома и Периодический закон»

1. Составить электронные формулы элементов с указанными порядковыми номерами. Сколько энергетических уровней в этих атомах? Сколько энергетических подуровней в них полностью заполнено?



2. Сколько электронов, протонов и нейтронов содержится в атоме элемента с указанным порядковым номером. Сколько изотопов он образует?



3. Какую низшую и какую высшую степень окисления проявляют указанные элементы. Составьте по три формулы соединений, содержащих элементы в этих степенях окисления.

- А) хлор, фосфор
- Б) сера, углерод
- В) азот, селен
- Г) мышьяк, фтор
- Д) бром, кремний
- Е) бор, кислород

4. Сравнить для указанных элементов следующие свойства – радиус атома, энергию ионизации, электроотрицательность. Объяснить разницу в свойствах.

- А) водород и натрий
- Б) углерод и фтор
- В) алюминий и сера
- Г) углерод и азот
- Д) азот и кислород
- Е) фосфор и хлор

5. Представьте взаимосвязь квантовых чисел, определив по значению n значения l , m_l , и указав m_s .

- А) $n=2$
- Б) $n=3$
- В) $n=4$
- Г) $n=5$
- Д) $n=6$
- Е) $n=7$

Задания для самопроверки:

1. В какой последовательности заполняются электронами атомные орбитали? Какое правило определяет эту последовательность?

2. Что такое изотопы? Почему у большинства элементов атомные массы выражены дробными числами?

3. Какой физический смысл имеют квантовые числа? Что они показывают?

4. В чем заключается принцип Паули?

5. Чему равен максимальный спин p -электронов, d -электронов, f -электронов?

6. Какие электронные семейства вы знаете?

7. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается, как изменяется по периоду и группе?

8. Исходя из положения германия и серы в периодической системе, составьте формулы их высших оксидов, кислот, водородных соединений. Представьте формулы в графическом виде.

9. Что такое сродство к электрону? Как это свойство изменяется по периоду и по группе?

10. составить формулы оксидов и гидроксидов элементов 3 периода в высшей степени окисления. Как изменяются их кислотно-основные характеристики?

11. На основании положения элемента в ПС определите какой элемент-ванадий или мышьяк обладает более ярко выраженными металлическими свойствами?

12. Марганец образует соединения в степенях окисления +2, +3, +4, +6, +7. Составьте формулы оксидов и гидроксидов. Как изменяются их кислотно-основные свойства?

13. Атомы каких элементов 4 периода образуют оксиды $\text{Э}_2\text{O}_5$? Какой из них дает газообразное соединение с водородом? Составьте графические формулы кислот, отвечающих этим оксидам.

Домашнее задание по теме «Растворы»

1. Определить молярную и нормальную концентрацию раствора соли с $w_{(\text{соли})}=20\%$ и плотностью раствора $1,17 \text{ г/см}^3$, если эта соль:

- А) хлорид кальция
- Б) сульфат натрия
- В) нитрат калия
- Г) фосфат натрия
- Д) хлорид меди
- Е) сульфат алюминия

2. К 3 л 10% раствора некоторой кислоты ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) прибавили 5 л 2% раствора той же кислоты с плотностью 1 г/см^3 . Найти массовую долю и молярную концентрацию кислоты в полученном растворе, если эта кислота:

- А) соляная
- Б) азотная
- В) серная
- Г) фосфорная
- Д) хлорная (HClO_4)
- Е) селеновая (H_2SeO_4)

3. Из 10 кг раствора некоторой соли при охлаждении выделилось 400г соли. Чему равна массовая доля полученного раствора, если массовая доля исходного раствора составляла:

- А) 20%
- Б) 10%
- В) 25%
- Г) 30%
- Д) 375
- Е) 40%

4. Какой объем 96% серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления:

- А) 3 л 0,1Н раствора
- Б) 2л 0,2 Н р-ра

В) 3 л 0,4 М р-ра

Г) 1 л 0,8 Н р-ра

Д) 0,5 л 1Н р-ра

Е) 0,25 л 2 Н р-ра

5. Из 700 г 60% раствора соли выпариванием удалили часть воды. Чему равна массовая доля полученного раствора, если было удалено воды:

А) 200г

Б) 300 г

В) 100 г

Г) 50 г

Д) 150 г

Е) 400 г

6. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между:

А) гидрокарбонатом натрия и гидроксидом натрия

Б) силикатом калия и соляной кислотой

В) хлоридом бария и сульфатом натрия

Г) иодидом калия и нитратом свинца

Д) сульфидом калия и соляной кислотой

Е) гидроксохлоридом цинка и соляной кислотой

7. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между:

А) гидроксидом хрома и гидроксидом натрия

Б) гидроксидом алюминия и гидроксидом натрия

В) сульфатом никеля и сульфидом аммония

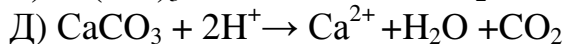
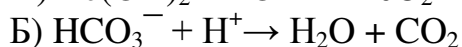
Г) хлоридом аммония и гидроксидом натрия

Д) карбонатом магния и азотной кислотой

Е) гидрокарбонатом калия и гидроксидом натрия

8) Составьте молекулярное уравнение реакции, которая выражается

ионным :



Задания для самопроверки:

1. Масса (в граммах) 16% раствора гидроксида кальция, в котором нужно растворить 20г того же вещества, чтобы получить 28% раствор, равна:

А) 114 Б) 120 В) 150 Г) 166,6

2. Объем воды, которую следует добавить к 44мл 60%-го раствора азотной кислоты (плотность 1,365 г/мл), чтобы получить 36% раствор равен:

А) 10 Б) 8 В) 6 Г) 4

3. После упаривания 250мл 8%-го раствора хлорида магния (плотность 1,06г/мл) масса раствора уменьшилась на 65 г. Массовая доля вещества в конечном растворе равна:

А) 7,5 Б) 10,5 В) 21,2 Г) 32,6

4. Масса (в граммах) 285 –го раствора нитрата цинка(II), необходимая для приготовления 140г 15%-го раствора нитрата цинка, равна

А) 60 Б) 75 В) 215 Г) 261

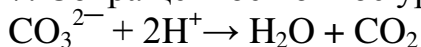
5. Чему равна молярная концентрация раствора гидроксида натрия, если для его приготовления 4г вещества растворили в 500мл воды

А) 0,1 М Б) 1М В) 0,2М Г) 2М

6. Чему равна молярная концентрация 20% раствора гидроксида натрия (плотность 1,2 г/см³)

А) 0,02 Б) 3,01 В) 1,01 Г) 6,02

7. Сокращенное ионное уравнение:



соответствует реакции

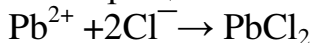
А) соляной кислоты и едкого натра

Б) соляной кислоты и карбоната натрия

В) соляной кислоты и оксида натрия

Г) соляной или серной кислоты и оксида натрия

8. Сокращенное ионное уравнение:



Соответствует реакции

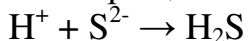
А) хлорида свинца и нитрата натрия

Б) хлорида натрия и нитрата свинца

В) хлорида серебра и нитрата свинца

Г) гидроксида свинца и хлорида натрия

9. Сокращенное ионное уравнение:



соответствует реакции

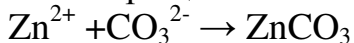
А) сульфида натрия с соляной кислотой

Б) сульфида натрия с водой

В) сульфида серебра с соляной кислотой

Г) сульфида цинка с соляной кислотой

10. Сокращенное ионное уравнение:



соответствует реакции

А) хлорида цинка и карбоната калия

Б) нитрата цинка и карбоната натрия

В) сульфата цинка и карбоната натрия

Г) любой из этих реакций



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК ДФУ

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

Неорганическая химия

Направление подготовки – «Биология»

Профиль подготовки – «Биология»

Форма подготовки очная

г. Владивосток

2018

27

ПАСПОРТ ФОС

<p>ОПК–2 - способность использовать экологическую грамотность и базовые знания в области физики, химии, наук о Земле и биологии в жизненных ситуациях; прогнозировать последствия своей профессиональной деятельности, нести ответственность за свои решения</p>	Знает	<ul style="list-style-type: none"> • Классификацию типов химических реакций и способы их уравнивания; • Способы определения направления химических реакций, направления смещения химического равновесия.
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций; • Определять направление химических реакций, направление смещения химического равновесия. • теоретически рассчитывать и экспериментально определять молекулярную эквивалентную массу простых и сложных веществ; • проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации, рассчитывать рН растворов солей, оснований, кислот.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Навыками описания свойств химических элементов и их соединений на основании положения атомов в периодической таблице Д.И. Менделеева; • Навыками расчёта и экспериментального определения молекулярной эквивалентной массы простых и сложных веществ. • способами пробоподготовки анализируемого объекта (растворение, сплавление, минерализация).

1	<p>Тема 1. Предмет изучения химии. Идентификация и классификация веществ. Основные законы и понятия химии</p>	ОПК-2	<p>Знает: Принципы обобщения экспериментальных данных и формулирования выводов; Методы решения задач, имеющих химическое содержание.</p>	<p>Собеседование (УО-1).выполнение контрольной работы(ПР-2).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
			<p>Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.</p>	<p>выполнение контрольной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(ПР -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>

			Владеет: Методами решения задач, имеющих химическое содержание, навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;	выполнение контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лаборатор ной работе(П Р -6).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание
	<p>Тема 2. Квантово-механическая теория строения атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева</p> <p>Тема 4. Химическая связь. Взаимодействие между молекулами</p> <p>Тема 5. Энергетика химических процессов. Химическая кинетика</p>	ОПК-2	Знает: Принципы распределения электронов в атоме химического элемента Типы химических реакций Строение основных типов веществ	Собеседование (УО-1).выполнение контроль ной работы(П Р-2).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание
			Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.	выполнение контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лаборатор ной работе(П Р -6).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание
			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;	выполнение контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лаборатор ной работе(П Р -6).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание
	Тема 6. Растворы. Дисперсные системы	ОПК-2	Знает: Механизм растворения веществ, основные реакции, протекающие с	Собеседование (УО-1).выполн	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль

	<p>Тема 7. Теория электролитической диссоциации</p> <p>Тема 8. Гидролиз солей. Коллоидные растворы</p>		<p>веществами в растворах</p>	<p>ение контроль ной работы(П Р-2).</p>	<p>ное домашнее задание</p>
			<p>Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.</p>	<p>выполнение контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(П Р -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
			<p>Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;</p>	<p>выполнение контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(П Р -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
	<p>Тема 9. Окислительные восстановительные процессы</p> <p>Тема 10. Электрохимические процессы</p>	ОПК-2	<p>Знает: Основные окислители, восстановители в неорганических и органических объектах</p>	<p>Собеседование (УО-1).выполнение контроль ной работы(П Р-2).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>
			<p>Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.</p>	<p>выполнение контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лабораторной работе(П Р -6).</p>	<p>Отчет по лабораторной работе, индивидуальное домашнее задание</p>

			Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;	выполнен ие контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лаборатор ной работе(П Р -6).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание
	Тема 11. Общие свойства металлов Тема 12. Основные закономернос ти химии d- элементов Тема 13. Общие свойства неметаллов Тема 14. Элементы главных подгрупп IV- VII групп	ОПК-2	Знает: Общие свойства металлов, основные закономерности химии металлов главных и побочных групп	Собеседо вание (УО- 1).выполн ение контроль ной работы(П Р-2).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание
Умеет: Проводить соответствующие расчеты Обобщать экспериментальные данные, работать самостоятельно с учебной и справочной литературой.			выполнен ие контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лаборатор ной работе(П Р -6).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание	
Владеет: навыками самостоятельной работы с учебной и справочной литературой;			выполнен ие контроль ной работы, (ПР-2). защита отчета к лаборатор ной работе(П Р -6).	Отчет по лабораторно й работе, индивидуаль ное домашнее задание	

Методические рекомендации, определяющие процедуры оценивания результатов освоения дисциплины.

Процедуры оценивания результатов освоения дисциплины производятся с использованием оценочных средств, указанных в паспорте ФОС: УО-1, УО-2, ПР-1. Описание процедур оценивания при аттестации (промежуточной и текущей), методические рекомендации к ним, списки вопросов и критерии выставления оценок приведены ниже. Методические рекомендации для подготовки студента к процедуре оценивания приведены в Аннотации в разделе VI «Методические указания по освоению дисциплины», а также в Приложении 1.

ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ И КРИТЕРИИ ИХ ОЦЕНИВАНИЯ

Отметка «Отлично»

Демонстрирует знания фундаментальных разделов химии в полном объёме и может показать возможности их применения для освоения химических основ в общей, физической и социально-экономической географии. Самостоятельно проводит анализ свойств химических элементов и их соединений на основании положения атомов в периодической таблице, проводит расчёты и формулирует выводы о рН растворов солей, оснований, кислот. Владеет системой навыков, необходимых при проведении анализа учебной и справочной литературы, химического эксперимента, при обобщении экспериментальных данных. Демонстрирует полные знания всех разделов органической химии и может показать возможности их применения для освоения химических основ в биологии. Самостоятельно находит необходимую учебную и справочную литературу для выполнения теоретических и практических работ.

Отметка «Хорошо»

Демонстрирует знания основных закономерностей протекания химических реакций, теоретических и экспериментальных методы определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества, а также промышленные и лабораторные способы получения, основные физические и химические свойства, применение химических элементов и их соединений, но допускает небольшие неточности. Демонстрирует умения приготовления растворов заданной концентрации, расчёта рН растворов, умения описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. Допускает несущественные ошибки при проведении химического эксперимента, владеет способами обобщения литературных и

экспериментальных данных. Демонстрирует не всегда полные знания по всем разделам неорганической химии. Допускает незначительные ошибки при выполнении домашних заданий и практических работ. Не всегда может находить необходимую учебную и справочную литературу.

Отметка « Удовлетворительно»

Имеет представления о закономерностях протекания химических реакций, теоретических методах определения мольной массы эквивалента простого и сложного вещества, способы получения, основные физические и химические свойства, химических элементов и их соединений. Способен на основании положения атома в периодической таблице Д.И. Менделеева описывать свойства элемента и его соединений, проводить несложные расчеты и готовить растворы заданной концентрации. Допускает некоторые ошибки при проведении химического эксперимента, слабо владеет способами обобщения экспериментальных данных. Демонстрирует неполные знания по отдельным разделам неорганической химии. Допускает ошибки при выполнении практических и теоретических работ. С литературой практически не работает.

Отметка « Неудовлетворительно»

Имеет фрагментарные представления о фундаментальных разделах химии. Имея базовые представления о свойствах элемента и его соединений не способен проводить соответствующие расчеты и готовить растворы заданной концентрации и описывать уравнения окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. Допускает существенные ошибки при самостоятельной работе с учебной и справочной литературой, не владеет способами обобщения экспериментальных данных. Демонстрирует неполные знания по всем разделам неорганической химии. Не выполняет домашние

задания. Плохо ориентируется в методах выделения и очистки органических веществ.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

I. Устный опрос

1. Собеседование (УО-1) (Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.) - Вопросы по темам/разделам дисциплины.

2. Коллоквиум (УО-2) (Средство контроля усвоения учебного материала темы, раздела или разделов дисциплины, организованное как учебное занятие в виде собеседования преподавателя с обучающимися.)- Вопросы по темам/разделам дисциплины.

3. Экзамен (Средство промежуточного контроля) – Вопросы к экзамену.

В качестве промежуточной (семестровой) аттестации по дисциплине «Неорганическая химия» предусмотрен экзамен.

Методические указания по сдаче экзамена

На экзамене в качестве оценочного средства применяется собеседование по вопросам билетов, составленных ведущим преподавателем и подписанных заведующим кафедрой. Экзамены принимаются ведущим преподавателем. Экзаменационные ведомости преподаватель берет заранее у администратора образовательной программы. Во время проведения экзамена студенты могут пользоваться рабочей программой учебной дисциплины. В случае использования студентом средств для списывания, экзаменатор имеет право удалить студента с экзамена, а в экзаменационную ведомость поставить неудовлетворительную оценку. При явке на экзамен студенты обязаны иметь при себе зачетную книжку, которую они предъявляют экзаменатору. Преподаватель заполняет соответствующие графы зачетной книжки студента: название дисциплины в соответствии с учебным планом, ее трудоемкость, фамилия преподавателя, оценка, дата, подпись. Для сдачи устного экзамена в

аудиторию одновременно приглашается 5-6 студентов. Выходить из аудитории во время подготовки к ответам без разрешения экзаменатора студентам запрещается. Время, предоставляемое студенту на подготовку к ответу на устном экзамене – 30 минут. При проведении экзамена экзаменационный билет выбирает сам студент. При сдаче устного экзамена экзаменатор может задавать дополнительные вопросы. Если студент затрудняется ответить на один вопрос выбранного билета, то ему можно предложить взять другой билет, при этом оценка снижается на балл. При промежуточной аттестации установлены оценки: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» и «неудовлетворительно». При неявке студента на экзамен без уважительной причины в ведомости делается запись «не явился». Оценки, выставленные экзаменатором по итогам экзаменов, не подлежат пересмотру. Студент, не согласный с выставленной оценкой, имеет право подать заявление на имя директора Школы. В случае обоснованности поданного заявления директор Школы создает комиссию в составе трех преподавателей по соответствующей кафедре. Оценка, полученная студентом во время пересдачи экзамена комиссии, является окончательной.

Критерии оценки знаний умений и навыков при текущей проверке

I. Оценка устных ответов:

Отметка "Отлично"

1. Дан полный и правильный ответ на основе изученных теорий.
2. Материал понят и изучен.
3. Материал изложен в определенной логической последовательности, литературным языком.
4. Ответ самостоятельный.

Отметка "Хорошо"

- 1, 2, 3, 4 – аналогично отметке "Отлично".
5. Допущены 2-3 несущественные ошибки, исправленные по требованию учителя, наблюдалась "шероховатость" в изложении материала.

Отметка "Удовлетворительно"

1. Учебный материал, в основном, изложен полно, но при этом допущены 1-2 существенные ошибки (например, неумение применять законы

и теории к объяснению новых фактов).

2. Ответ неполный, хотя и соответствует требуемой глубине, построен несвязно.

Отметка "Неудовлетворительно"

1. Незнание или непонимание большей или наиболее существенной части учебного материала.

2. Допущены существенные ошибки, которые не исправляются после уточняющих вопросов, материал изложен несвязно.

II. Оценка умения решать задачи:

Отметка "Отлично"

1. В решении и объяснении нет ошибок.

2. Ход решения рациональный.

3. Если необходимо, решение произведено несколькими способами.

4. Допущены ошибки по невнимательности (оговорки, описки).

Отметка "Хорошо"

1. Существенных ошибок нет.

2. Допущены 1-2 несущественные ошибки или неполное объяснение, или использование 1 способа при заданных нескольких.

Отметка "Удовлетворительно"

1. Допущено не более одной существенной ошибки, записи неполны, неточности.

2. Решение выполнено с ошибками в математических расчетах.

Отметка "Неудовлетворительно"

1. Решение осуществлено только с помощью учителя.

2. Допущены существенные ошибки.

3. Решение и объяснение построены не верно.

III. Оценка письменных работ:

Критерии те же. Из оценок за каждый вопрос выводится средняя итоговая оценка за письменную работу.

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

I. Устный опрос

1. Собеседование (УО-1) (Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.) - Вопросы по темам/разделам дисциплины.

2. Коллоквиум (УО-2) (Средство контроля усвоения учебного материала темы,

раздела или разделов дисциплины, организованное как учебное занятие в виде собеседования преподавателя с обучающимися.)- Вопросы по темам/разделам дисциплины.

3. Экзамен (Средство промежуточного контроля) – Вопросы к экзамену.

КОМПЛЕКСЫ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕЙ АТТЕСТАЦИИ

**Вопросы для коллоквиума, собеседования
по дисциплине «Неорганическая химия»**

МОДУЛЬ 1. Общая химия

Раздел 1. Предмет изучения химии. Строение вещества

Тема 1. Предмет изучения химии. Идентификация и классификация веществ

1. Простые и сложные вещества.
2. Чистые вещества и смеси.
3. Идентификация веществ.
4. Классификация веществ.
5. Основные классы неорганических соединений.

Тема 2. Основные законы и понятия химии Основные понятия химии.

1. Основные законы химии.
2. Гравиметрические и газовые законы.
3. Взаимосвязь массы и энергии.

Тема 3. Квантово-механическая теория строения атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

1. Уравнение Луи Де-Бройля.
2. Принцип неопределенности Гейзенберга.
3. Квантовые числа.
4. Понятие об электроотрицательности, энергии ионизации и энергии сродства к электрону.
5. Реакционная способность веществ.

Тема 4. Химическая связь

1. Типы химической связи.
2. Полярная и неполярная связь.
3. Метод валентных связей.
4. Ионная связь.
5. Донорно-акцепторная связь, механизм ее образования.
6. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь, механизм образования.
7. Понятие о металлической связи.

Тема 5. Взаимодействия между молекулами. Комплексные соединения

1. Вандерваальсовы силы.
2. Водородная связь.
3. Комплексные соединения: природа химической связи в комплексных соединениях, структура и свойства комплексных соединений.

Раздел 2. Общие закономерности химических процессов.

Тема 1. Энергетика химических процессов

1. Энергетические эффекты химических реакций.

2. Термохимические расчёты.
3. Энтропия и её изменение при химической реакции.
4. Энергия Гиббса и направленность химических реакций.

Тема 2. Химическая кинетика.

1. Скорость химических реакций.
2. Зависимость скорости процесса от концентрации, температуры, катализатора.
3. Закон действующих масс.
4. Правило Вант-Гоффа.
5. Обратимые химические реакции.
6. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Раздел 3. Химические системы.

Тема 1. Растворы. Дисперсные системы.

1. Химические системы.
2. Понятие о дисперсных системах.
3. Электролиты и неэлектролиты.
4. Общие свойства растворов.
5. Количественные способы выражения состава растворов.
6. Законы разбавленных растворов неэлектролитов.

Тема 2. Теория электролитической диссоциации.

1. Теория электролитической диссоциации.
2. Свойства растворов электролитов.
3. Процессы в электролитах. Закон разбавления Оствальда.
4. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
5. Произведение растворимости.

Тема 3. Гидролиз солей. Коллоидные растворы .

1. Гидролиз солей.
2. Понятие о коллоидных растворах, их роль в природе.
3. Сложные дисперсные системы.

Раздел 4. Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы.

Тема 1. Окислительно-восстановительные процесс.

1. Понятие о процессах окисления и восстановления.
2. Окислительно-восстановительная способность нейтральных атомов, простых, сложных ионов и молекул.
3. Важнейшие окислители и восстановители.
4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций.
5. Зависимость направления реакции от рН-среды.
6. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Тема 2. Электрохимические процессы .

1. Потенциалы металлических и газовых электродов.
2. Кинетика электродных процессов.
3. Электролиз, применение электролиза.
4. Химические источники тока.
5. Коррозия и защита металлов от коррозии.

МОДУЛЬ 2. Химия элементов.

Раздел 1. Химия металлов.

Тема 1. Общие свойства металлов .

1. Простые вещества и их соединения.

2. Нахождение в природе, получение.
3. Физические и химические свойства металлов.
4. Металлические сплавы и композиты.

Тема 2. Основные закономерности химии d-элементов.

1. Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева.
2. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.

Раздел 2. Химия неметаллов.

Тема 1. Общие свойства неметаллов.

1. Свойства и распространенность неметаллов.
2. Водород.
3. Химия воды.

Тема 2. Элементы главных подгрупп IV-VII групп .

1. Общая характеристика.
2. Нахождение в природе, получение.
3. Физические и химические свойства.
4. Важнейшие водородные и кислородные соединения.

«КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

Оксиды. Получение и свойства.

Опыт № 1 Поместите небольшое количество порошка серы (или красного фосфора) в ложку для сжигания, нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения, внесите в коническую колбу емкостью 250 мл, в которой находится 10 мл дистиллированной воды, и прикройте пробкой.

После прекращения горения оксид растворите в воде, встряхивая колбу. Определите реакцию среды, добавив в раствор 2-3 капли метилоранжа. Напишите уравнения реакций.

Опыт № 2 В сухую пробирку с газоотводной трубкой поместите небольшое количество порошка основного карбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и нагрейте ее на спиртовке. Газоотводную трубку опустите в пробирку с известковой водой. Опишите происходящие процессы с помощью уравнений реакций.

Опыт № 3 Небольшие количества оксида цинка обработайте отдельно 2-3 мл концентрированной щелочи и соляной кислоты. Сделайте вывод о характере оксида цинка, напишите уравнения реакций.

Гидроксиды. Получение и свойства.

Опыт № 4 Осторожно! Опыт выполнять в присутствии преподавателя! В фарфоровую чашку с водой прибавьте 2-3 капли фенолфталеина и опустите небольшой кусочек металлического натрия, предварительно осушенного фильтровальной бумагой и очищенного от окисленного поверхностного слоя. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 5 В пробирку поместите порошок оксида кальция и прибавьте 2-3 мл воды, затем – 2-3 капли фенолфталеина. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 6 Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата никеля, прибавьте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Полученный осадок разлейте в две пробирки: в одну прибавьте раствор соляной кислоты, в другую – избыток щелочи. Объясните происходящие явления, напишите уравнения реакций.

Опыт № 7 В пробирку с раствором хлорида хрома(III) добавьте небольшое количество щелочи до образования зеленовато-серого осадка гидроксида хрома(III). Полученный осадок разлейте в две пробирки: в одну прибавьте раствор соляной кислоты, в другую – избыток щелочи. Объясните происходящие явления, напишите уравнения реакций. Аналогичные опыты проделайте с растворами хлорида железа(III) и хлорида алюминия.

Кислоты. Получение и свойства.

Опыт № 8 В пробирку с водой пропустите углекислый газ из аппарата Кипа. Определите среду раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 9 Опыт выполнять в вытяжном шкафу! Поместите в пробирку 1г кристаллического хлорида натрия, прибавьте 5-6 капель концентрированной серной кислоты. К отверстию пробирки поднесите смоченную водой индикаторную бумажку и определите характер образующегося газообразного вещества. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 10 К раствору силиката натрия прилейте разбавленный раствор соляной кислоты. Что выпадает в осадок? Напишите уравнение реакции.

Опыт № 11 Опыт выполнять в вытяжном шкафу! Поместите небольшие количества цинка и меди в отдельные пробирки. Испытайте действие концентрированной и разбавленной соляной, серной и азотной кислот на каждый образец. Определите, какой газ выделяется при каждом взаимодействии. Напишите уравнения реакций.

Соли. Получение и свойства.

Опыт № 12 В пробирку с раствором хлорида бария прибавьте небольшое количество раствора сульфата натрия до образования осадка. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 13 В пробирку с насыщенным раствором карбоната натрия прибавьте раствор соляной кислоты. Определите, какой газ выделяется. Напишите уравнение реакции.

Опыт № 14 Поместите гранулу цинка в пробирку с раствором сульфата меди. Что при этом наблюдается? Напишите уравнение реакции.

«ИЗУЧЕНИЕ ЗАВИСИМОСТИ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ»

Опыт № 1 Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Налейте в четыре стаканчика следующие растворы:

- 1) 10 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 30 мл воды;
- 2) 20 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 20 мл воды;
- 3) 30 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия + 10 мл воды;
- 4) 40 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия.

Последовательно в каждый стаканчик прилейте по 10 мл 0.05 М раствора кислоты. Отметьте с помощью секундомера промежутки времени от момента сливания растворов до появления мути, вызванной началом выпадения в осадок серы, в соответствии с уравнением:



Вычислите относительную скорость реакции по формуле:

$$v_{\text{отн.}} = \frac{100}{\tau}, \text{ где } \tau - \text{ время (по секундомеру), в секундах.}$$

Результаты занесите в таблицу:

№ опыта	Объем раствора серной кислоты (мл)	Объем раствора тиосульфата натрия (мл)	Объем воды (мл)	Общий объем (мл)	Молярная концентрация тиосульфата	Время в секундах τ	Относительная скорость реакции $V_{\text{отн.}}$
---------	------------------------------------	--	-----------------	------------------	-----------------------------------	-------------------------	--

Найденную зависимость скорости от концентрации изобразите графически, отложив по оси абсцисс концентрацию тиосульфата, а по оси ординат - относительную скорость. Сделайте вывод.

Опыт № 2 Зависимость скорости реакции от температуры.

Налейте в стаканчик 10 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия. Прилейте к нему при комнатной температуре 10 мл 0.05 М раствора серной кислоты. Определите с помощью секундомера время прохождения реакции (аналогично опыту 1). Второй опыт проведите аналогично, но при температуре, на 10°C выше комнатной. Для этого стаканчики с растворами нагрейте на водяной бане, контролируя температуру воды термометром (следует выдержать растворы не менее 5 минут).

Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

Опыт № 3 Влияние катализатора на скорость химической реакции.

В две пробирки налейте по 5 мл 3%-ного раствора перекиси водорода. В одну из них поместите несколько кристалликов оксида марганца(IV). Качественно сравните скорость реакции разложения перекиси в этих пробирках:



Какую роль играет оксид марганца(IV)?

Опыт № 4 Влияние величины поверхности на скорость гетерогенной химической реакции.

Уравновесьте на весах маленький кусочек мрамора и порошкообразный мрамор. Приготовьте две пробирки с равными объемами растворов соляной кислоты (2-3 мл). Одновременно стряхните с бумажек кусочек мрамора в одну пробирку, порошок – в другую. Отметьте с помощью секундомера время окончания реакций в обеих пробирках. Сделайте вывод о влиянии величины поверхности на скорость реакции.

Опыт № 5 Смещение химического равновесия.

Налейте в стакан 15 мл 0.1 N раствора хлорида железа(III) и такой же объем 0.1 N раствора роданида калия. Обратите внимание на появление красной окраски при смешении растворов. Напишите уравнение реакции.

Полученный раствор разделите поровну в 4 пробирки. В первую пробирку добавьте несколько капель концентрированного раствора хлорида железа(III), в другую – несколько капель концентрированного раствора роданида калия. В третью пробирку добавьте щепотку кристаллического хлорида калия. Четвертую пробирку оставьте для сравнения.

Дайте объяснение различной интенсивности окраски растворов в пробирках. Напишите выражения константы химического равновесия данной реакции.

«ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА КИСЛОТЫ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ. ТИТРОВАНИЕ»

В цилиндр налейте раствор серной (соляной) кислоты, опустите ареометр, определите плотность кислоты. Для быстрого определения относительной плотности жидкости применяют так называемые *ареометры*. Это - стеклянная трубка, расширяющаяся внизу и имеющая на конце стеклянный шарик, заполненный дробью или специальной массой. В верхней узкой части ареометра имеется шкала с делениями. Чем меньше относительная плотность жидкости, тем глубже погружается в нее ареометр.

Для определения относительной плотности при помощи ареометра жидкость наливают в стеклянный цилиндр емкостью не менее 0.5 л. Размер цилиндра должен соответствовать размерам ареометра. Уровень жидкости в цилиндре должен быть на несколько сантиметров ниже края цилиндра, чтобы избежать переливания ее через край. Погружать ареометр в жидкость следует осторожно, не выпуская его из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает. Ареометр должен находиться в центре цилиндра и ни в коем случае не касаться стенок и дна цилиндра. Отсчет проводят по делениям шкалы ареометра. Деление, против которого установился *верхний* мениск жидкости, характеризует величину плотности. По справочнику определите, какая массовая доля кислоты соответствует данной плотности.

Рассчитайте, сколько мл этой кислоты нужно взять для приготовления 250 мл 0.1 н раствора серной (соляной) кислоты. Рассчитанное количество кислоты отмерьте пипеткой и

вылейте в мерную колбу (емкостью 250 мл). Долейте в мерную колбу дистиллированной воды до метки; оттитруйте приготовленный раствор кислоты раствором щелочи с известным титром.

Алгоритм расчета объема исходного раствора кислоты

1. Найти, сколько моль эквивалентов кислоты необходимо для приготовления заданного раствора по формуле:

$$v_{\text{экв. (кислоты)}} = V_{p-pa} \cdot CN,$$

где: V_{p-pa} - объем раствора, в литрах, который надо приготовить;
 CN - нормальная концентрация заданного раствора.

2. Найти массу данного количества эквивалентов кислоты по формуле:

$$m = v_{\text{экв.}} \cdot MЭ,$$

где: $MЭ$ - молярная масса эквивалента кислоты.

$MЭ(HCl) = M/1 = 36.5$ г/моль; $MЭ(H_2SO_4) = M/2 = 49$ г/моль.

3. Найти, в какой массе исходного раствора содержится нужная Вам масса кислоты: где: - массовая доля кислоты в исходном растворе.

4. Найти объем исходного раствора по формуле:

где: - плотность, определенная экспериментально с помощью ареометра. **Определение**

точной концентрации кислоты методом титрования

Определение концентрации раствора кислоты, основанное на реакции нейтрализации, выполняется следующим образом:

1. Чисто вымытую бюретку установите вертикально в зажиме штатива и ополосните ее несколькими миллилитрами того раствора кислоты, который будет затем наливаться в бюретку.

2. Налейте в бюретку приготовленный раствор кислоты и установите уровень жидкости на нулевом делении, считая по нижнему мениску, уберите воронку из бюретки. Следите, чтобы кончик бюретки был заполнен раствором и не содержал пузырьков воздуха.

3. Ополосните чистую пипетку раствором щелочи известной концентрации, отмерьте ею 10 мл раствора и вылейте его в коническую колбочку, прибавив туда 1-2 капли индикатора метилоранжа.

4. Поместите колбочку с раствором щелочи под бюретку и приливайте постепенно раствор кислоты из бюретки в колбочку до нейтрализации раствора щелочи, то есть до изменения цвета раствора от желтого до слабозарозового. Прибавляйте раствор в колбу небольшими порциями при непрерывном перемешивании. Изменение окраски раствора должно произойти от прибавления одной лишней капли раствора кислоты. После этого отмерьте уровень жидкости в бюретке, считая по *нижнему* мениску. Титрование повторите 3 раза. Отклонение результатов отдельных титрований не должно превышать 0.2 мл (данные с большим отклонением в расчет не принимать).

Результаты занесите в таблицу.

«СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ»

Опыт № 1 Определение pH растворов.

С помощью универсального индикатора определите pH следующих растворов:

- 1) 0.1N раствора соляной кислоты;
- 2) 0.1N раствора уксусной кислоты;
- 3) 1% - ного раствора аммиака.

Подтвердите полученные результаты, рассчитав pH исследованных растворов. При проведении расчетов воспользуйтесь следующими данными:

$$\alpha (0,1N \text{ раствора } HCl) = 0,83$$

$$K_{\text{ион}} (CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{\text{ион}} (NH_3 \cdot H_2O) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\rho (1\% \text{ раствора } NH_3 \cdot H_2O) = 0,99 \text{ г/мл}$$

Опыт № 2 Реакции ионного обмена в электролитах.

Проведите указанные ниже реакции:

- внесите в пробирку 8 – 10 капель раствора хлорида бария и прибавьте к нему раствор сульфата натрия до образования осадка;
- к раствору сульфата меди (II) прилейте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка;
- внесите в пробирку 8 – 10 капель раствора хлорида кальция и прибавьте к нему раствор карбоната натрия до образования осадка

Запишите молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения реакций.

Укажите вещества, выделяющиеся в осадок, их цвет.

Опыт №3. Налейте в пробирки по 2 мл 1N растворов хлорида калия, сульфата алюминия, карбоната натрия, хлорида железа, сульфита натрия. Растворы испытайте универсальным индикатором, определите их pH, результаты запишите в таблицу:

№	Вещество	Цвет универсального индикатора в водном растворе данной соли	pH среды
---	----------	--	----------

Сделайте вывод, какие из этих солей подвергаются гидролизу и почему. Выводы подтвердите уравнениями реакций.

Опыт № 4 Влияние температуры на гидролиз.

- Налейте в две пробирки по 3 мл 1N раствора ацетата натрия и прибавьте по 3 капли фенолфталеина. Затем одну пробирку с раствором нагрейте, а вторую - оставьте для сравнения. Обратите внимание на изменение цвета раствора. Хорошо охладите первую пробирку и опишите изменение цвета раствора. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.
- В пробирке смешайте равные объемы 0.1N растворов хлорида железа и ацетата натрия. Нагрейте смесь до кипения. Обратите внимание на выпадение осадка. Напишите уравнение реакции.

«ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ»

Опыт № 1 Окислительные свойства перманганат-иона

В три пробирки налейте по 0,5 мл раствора перманганата калия. Раствор в первой пробирке подкислите несколькими каплями разбавленной серной кислоты, во вторую пробирку прилейте разбавленный раствор гидроксида калия. Во все три пробирки прибавьте по каплям раствор сульфита натрия до изменения окраски.

Чем объясняется изменение окраски? Какое влияние оказывает среда на ход процесса? Какую роль выполняет сульфит – ион в указанных процессах?

Напишите ионно-электронные схемы и молекулярные уравнения всех трех процессов.

Опыт № 2 Окислительно-восстановительные свойства сульфит-иона

К небольшому количеству раствора сульфита натрия, подкисленного серной кислотой, прибавьте сероводородной воды до помутнения раствора. Какие свойства проявляет сульфит-ион в данной реакции? Сравните с его поведением в предыдущих процессах. Составьте ионно-электронные схемы и молекулярное уравнение реакции.

Опыт № 3 Окислительно-восстановительные свойства нитритов

Возьмите две пробирки. В первую налейте 0,5 мл раствора бихромата калия, во вторую – такое же количество раствора иодида калия. Подкислите оба раствора несколькими каплями разбавленной серной кислоты и прибавьте в обе пробирки раствор нитрита калия до изменения окраски. Что наблюдается?

Напишите ионно-электронные схемы реакций и объясните, какова роль нитрит-иона в рассмотренных процессах.

Опыт № 4 Реакции, в которых окислитель (или восстановитель) выполняет одновременно роль среды

- Поместите в пробирку кусочек медной проволоки и прилейте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Выделение какого газа наблюдается?
- Поместите в пробирку 1г кристаллического бихромата калия, прибавьте 5-6 капель концентрированной соляной кислоты и слегка нагрейте. Что наблюдается? Напишите

уравнения реакций и составьте ионно-электронные схемы. Какую роль выполняют кислоты в рассмотренных процессах?

Опыт № 5 Реакции самоокисления и самовосстановления.

К свежеприготовленной бромной (или хлорной) воде объемом 0,5 мл прибавьте по каплям концентрированный раствор гидроксида натрия. Чем обусловлено обесцвечивание бромной воды? Составьте ионно-электронные схемы процесса. Что является окислителем и восстановителем в данной реакции?

Лабораторная работа № 10. Аналитические реакции катионов s-элементов (4 час.)

Цель: познакомить студентов с основными качественными реакциями s-элементов. В работе представлены аналитические реакции следующих катионов: K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , а также иона NH_4^+ , аналитические свойства которого близки к свойствам иона K^+

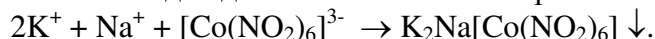
Метод: Исследовательский. Работа по индивидуальному заданию.

Ход занятия: Студенты самостоятельно, с использованием методических указаний выполняют основные качественные реакции катионов s-элементов.

Примеры методик выполнения работы:

Реакции ионов калия

1. Гексанитрокобальтиат натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$ в нейтральном или уксуснокислом растворе дает желтый кристаллический осадок двойной соли гексанитрокобальтиата калия-натрия:

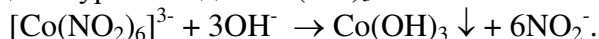


При избытке ионов калия образуется осадок $K_3[Co(NO_2)_6]$. В присутствии ионов серебра чувствительность реакции повышается, так как при этом выпадает менее растворимая соль $K_2Ag[Co(NO_2)_6]$.

Предел обнаружения ионов в отсутствие ионов серебра 4 мкг, в присутствии ионов серебра – 1 мкг калия. В сильнокислой среде осадок может не выпасть, так как при этом образуется крайне нестойкая кислота $H_3[Co(NO_2)_6]$, разлагающаяся в момент выделения по реакции:

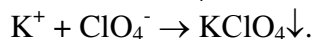


В щелочной среде выпадает бурый осадок $Co(OH)_3$:



Выполнение реакции. К 2-3 каплям нейтрального или уксуснокислого раствора соли калия прибавляют 3 капли водного свежеприготовленного реактива. В присутствии ионов калия выпадает желтый осадок. При осаждении из разбавленных растворов выпадение осадка можно ускорить нагреванием смеси и потиранием стеклянной палочкой о стенки пробирки.

2. Хлорная кислота $HClO_4$ в нейтральных растворах солей калия осаждает белый кристаллический осадок перхлората калия $KClO_4$:

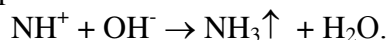


Этой реакции не мешают другие катионы I группы, но чувствительность ее ниже чувствительности предыдущей реакции.

Выполнение реакции. К 2-3 каплям раствора соли калия прибавить 2-3 капли реактива. Для ускорения выпадения осадка нужно потереть стеклянной палочкой о стенки сосуда или прибавить этилового спирта, понижающего растворимость осадка.

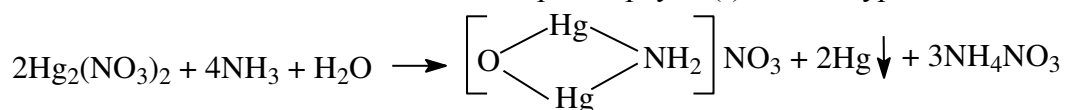
Реакции ионов аммония

1. Едкие щелочи при нагревании с солями аммония выделяют аммиак:



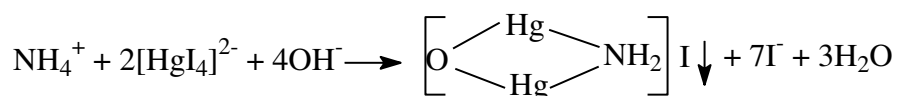
Присутствие аммиака можно обнаружить по запаху, посинению влажной красной лакмусовой бумажки или почернению фильтровальной бумаги, смоченной раствором нитрата ртути (I). Предел обнаружения 0,05 мкг аммония.

Реакция взаимодействия аммиака с нитратом ртути (I) идет по уравнению:



Выполнение реакции. В пробирку помещают 2-3 капли исследуемого раствора и столько же 2 М раствора едкой щелочи. Смесь нагревают и к отверстию пробирки подносят влажную лакмусовую бумагу или полоску фильтровальной бумаги, смоченную раствором нитрата ртути (I).

2. Реактив Несслера $K_2[HgI_4]$ образует с растворами солей аммония характерный красно-бурый осадок имидоидида ртути (II):



Очень малые количества солей аммония вместо красно-бурого осадка дают желто-оранжевое окрашивание. Реакция чрезвычайно чувствительна, предел обнаружения 0,25 мкг иона аммония. Реакции мешают ионы, дающие со щелочью окрашенные осадки (Fe^{3+} , Cr^{3+} и др.).

Выполнение реакции. К 2-3 каплям раствора NH_4^+ прибавляют 4-5 капель реактива (реактив берут в избытке, так как осадок растворим в избытке солей аммония).

Реакции ионов магния

1. Гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 в присутствии NH_4OH и NH_4Cl с ионами магния образует белый кристаллический осадок двойной соли магния и аммония: $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$. Соль аммония добавляют для предупреждения выпадения осадка $Mg(OH)_2$. Предел обнаружения 30 мкг магния.

Выполнение реакции. К 2-3 каплям раствора Mg^{2+} прибавляют 2-3 капли раствора NH_4Cl , 2-3 капли 2М раствора HCl и 3-4 капли раствора Na_2HPO_4 . При этом осадок не должен выпадать. К прозрачному раствору прибавляют каплю фенолфталеина и по каплям 6М раствор аммиака до тех пор, пока раствор не приобретет не исчезающую розовую окраску. В присутствии ионов магния выпадает белый кристаллический осадок.

**Варианты контрольных и домашних работ
по дисциплине «Неорганическая химия»**

**Контрольная работа №1
«Основные понятия и законы химии»**

Вариант 1

1. От чего зависит эквивалент химического элемента:
 - а) от валентности элемента;
 - б) всегда является постоянной величиной?
 - в) от степени окисления элемента.
2. При одинаковых условиях взяты равные объемы азота и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов:
 - а) массы газов равны;
 - б) масса кислорода больше массы азота;
 - в) масса азота больше массы кислорода?
3. Чему равна плотность хлора по воздуху:
 - а) 2,44; б) 3,0; в) можно определить только опытным путем?
5. Чему равен эквивалентный объем кислорода при н.у.: а) 22,4 л; б) 5,6 л в) 11,2?
6. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г КОН. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. Ответ: а) 0,5 моль, 41 г/моль, 2,
 - б) 1 моль, 98 г/моль, 3; в) 0,5 моль, 98 г/моль, 1.

Вариант 2

1. Фосфор образует два различных по составу хлорида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным: а) хлора; б) фосфора; в) никакого.
2. При одинаковых условиях взяты равные объемы фтора и кислорода. Каково соотношение масс обоих газов: а) массы газов равны; б) масса кислорода больше массы фтора; в) масса фтора больше массы кислорода?
3. Чему равна плотность аммиака по водороду: а) 17; б) 8,5; в) можно определить только опытным путем?
5. Какое уравнение соответствует уравнению Клапейрона-Менделеева:
 - а) $PV/T = P_0V_0/T_0$; б) $PV = mRT/M$; в) $P = cRT$.
6. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г NaOH. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность H_3PO_4 .
 - а) 0,5; 49; 2; б) 1; 98; 3; в) 0,5; 24,5; 1

Вариант 3

1. Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Во сколько раз масса оксида больше массы металла:
 - а) 1,5; б) 2; в) 3?
2. Каково соотношение объемов, занимаемых 1 моль хлора и 1 моль хлороводорода:
 - а) объемы газов равны;
 - б) объем хлора больше объема хлороводорода;
 - в) объем хлороводорода больше объема хлора?
3. Чему равна плотность аммиака по кислороду:
 - а) можно определить только опытным путем; б) 1,88; в) 0,53?
4. 1 л газа (н.у.) весит 1,43 г. Чему равна молекулярная масса газа:
 - а) 0,32; б) 3,2; в) 32?
6. Исходя из мольной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома

углерода и молекулы воды в граммах.

- а) $2,0 \cdot 10^{-23}$ г; $3,0 \cdot 10^{-23}$ г; б) $4,0 \cdot 10^{-23}$ г, $6 \cdot 10^{-23}$ г; в) $1 \cdot 10^{-23}$ г, $1,5 \cdot 10^{-23}$ г.

Вариант 4

1. Выберите правильные значения эквивалентных объемов оксида углерода и диоксида углерода:

- а) 11,2 л CO_2 и 22,4 л CO ;
б) 11,2 л CO_2 и 11,2 л CO ;
в) 5,6 л CO_2 и 11,2 л CO .

3. Чему равна плотность диоксида азота по воздуху:

- а) 1,52; б) 0,63; в) 3,1

4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 г аммиака и 1 г метана:

- а) число молекул одинаково;
б) число молекул аммиака больше числа молекул метана;
в) число молекул метана больше числа молекул аммиака.

5. Одинаков ли эквивалент марганца в соединениях MnO_2 и MnO : а) да; б) нет; в) не возможно определить.

6. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н.у.). Вычислите эквивалентную и атомную массы металла:

- а) 9; 27; б) 4,5; 13,5; в) 15; 45.

Вариант 5

1. Сера образует хлориды S_2Cl_2 и SCl_2 , эквивалентная масса серы в SCl_2 равна 16 г/моль. Вычислите эквивалентную массу серы в S_2Cl_2 : а) 32, б) 8, в) 4.

2. При одинаковых условиях взяты равные объемы фтора и хлора. Каково соотношение масс обоих газов:

- а) массы газов равны;
б) масса хлора больше массы фтора;
в) масса фтора больше массы хлора?

3. Чему равна плотность ацетилена по кислороду:

- а) можно определить только опытным путем; б) 0,81; в) 1,23?

4. Из скольких атомов состоит молекула аргона, если плотность его по воздуху равна 1,38:

- а) из двух; б) из одной; в) из четырёх.

6. При окислении 16,74 г двухвалентного металла, образовалось 21,54 г оксида. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна атомная масса металла?

- а) 27,9; 35,9; 55,8; б) 13,9; 17,9; 27,9; в) 20; 28; 40.

Вариант 6

1. Одинакова ли эквивалентная масса серы в соединениях SO и SO_2 :

- а) да; б) нет; в) не возможно определить.

3. Чему равна плотность метана по воздуху:

- а) 0,55; б) 1,81; в) можно определить только опытным путем.

4. Из скольких атомов состоят в парах молекулы ртути, если плотность паров по воздуху равна 6,92:

- а) из одной; б) из двух; в) из восьми.

5. Одинаково ли число молекул в 1 моль кислорода и в 1 моль водорода:

- а) да; б) нет; в) можно определить только опытным путем

6. Определите эквивалент и эквивалентную массу кислорода в H_2O

- а) 1 моль, 8 г/моль; б) 0,5 моль, 16 г/моль; в) 0,5 моль, 8 г/моль;

Вариант 7

1. Марганец образует четыре различных по составу оксида. Эквивалент какого элемента сохраняется в этих соединениях постоянным:

а) марганца; б) кислорода; в) и марганца и кислорода.

3. Чему равна плотность диоксида углерода по водороду:

а) 22; б) 44; в) 11.

4. Чему равна молекулярная масса газа, если его плотность по кислороду равна 0,875:

а) 28; б) 14; в) 32.

5. Одинаково ли число молекул в 0,001 кг водорода и в 0,001 кг кислорода:

а) да; б) нет; в) можно определить только опытным путем.

6. Избытком хлороводородной (соляной) кислоты действовали на растворы:

а) гидрокарбоната кальция;

б) дихлорида гидроксиалюминия.

Напишите уравнения реакций этих веществ с HCl и определите их эквиваленты и эквивалентные массы:

а) 1/2 моль; 81 г/моль; 1/3 моль; 28,3 г/моль;

б) 1 моль; 162 г/моль; 1/6 моль; 54 г/моль;

в) 0,5 моль; 165 г/моль; 2 моль; 82 г/моль.

Вариант 8

1. Эквивалентная масса металла равна 12 г/моль. Чему равна эквивалентная масса его оксида:

а) 24 г/моль; б) нельзя определить; в) 20 г/моль?

3. Чему равна плотность ацетилена по водороду:

а) 26; б) 13; в) можно определить только опытным путем.

8.4. Масса 0,224 л газа (н.у.) равна 0,42 г. Чему равна молекулярная масса газа:

а) 42; б) 28; в) 14?

5. Плотность газа по воздуху равна 1,17. Определите молекулярную массу газа:

а) 37,4; б) 33,9; в) 56,2.

6. В какой массе NaOH содержится столько же эквивалентов, сколько в 140 г KOH? а) 100 г; б) 200; в) 150.

Вариант 9

1. Какая формула выражает закон эквивалентов:

а) $m_1/m_2 = \mathcal{E}_1/\mathcal{E}_2$; б) $m_1 \cdot \mathcal{E}_2 = m_2 \cdot \mathcal{E}_1$; в) $\mathcal{E} = M/\text{валентность}$.

3. Чему равна плотность метана по водороду:

а) 8; б) 16; в) можно определить только опытным путем?

4. Масса 0,224 л газа (н.у.) равна 0,14 г. Чему равна молекулярная масса газа:

а) 42; б) 28; в) 14?

5. Чему равен мольный объем водорода при нормальных условиях:

а) 11,2 л; б) 2,4 л; в) 22,4 л.

6. В каком количестве Cr(OH)₃ содержится столько же эквивалентов, сколько в 174,96 г Mg(OH)₂? Ответ: а) 174 г; б) 125 г; в) 98 г.

Вариант 10

1. Выберите правильные значения эквивалентных объемов оксида и диоксида серы:

а) 11,2 л SO₂ и 22,4 л SO;

б) 11,2 л SO₂ и 11,2 л SO;

в) 5,6 л SO₂ и 11,2 л SO.

3. От чего зависит эквивалент химического элемента:

- а) от валентности; б) всегда является постоянной величиной;
в) от степени окисления.
4. Чему равна плотность метана по водороду:
а) 8; б) 16; в) можно определить только опытным путем?
6. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ:
а) 32,5 г/моль; б) 65 г/моль; в) 40 г/моль.

Вариант 11

1. От чего зависит эквивалент химического элемента:
а) от валентности;
б) всегда является постоянной величиной;
в) от степени окисления?
3. Чему равна плотность диоксида серы по воздуху:
а) 2,2; б) 0,45; в) можно определить только опытным путем?
4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 моль SO_2 и в 1 моль CO_2 :
а) в 1 моль SO_2 больше, чем в 1 моль CO_2 ;
б) в 1 моль SO_2 меньше, чем в 1 моль CO_2 ;
в) число молекул одинаково?
5. Одинаков ли эквивалент марганца в соединениях K_2MnO_4 и KMnO_4 :
а) да; б) нет; в) нельзя определить?
6. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ:
а) 9 г/моль; б) 18 г/моль; в) 3 г/моль.

Вариант 12

1. Одинаков ли эквивалент железа в соединениях FeCl_2 и FeCl_3 :
а) да; б) нет; в) нельзя определить?
3. Чему равна плотность диоксида углерода по воздуху:
а) 0,65; б) 1,5; в) 3,0
4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 г N_2 и в 1 г CO :
а) в 1 г N_2 больше, чем в 1 г CO ;
б) в 1 г N_2 меньше, чем в 1 г CO ;
в) число молекул одинаково?
5. Сопоставьте эквивалентные массы соединений KOH и NaOH :
а) эквивалентная масса KOH больше эквивалентной массы NaOH ;
б) эквивалентная масса NaOH больше эквивалентной массы KOH ;
в) массы равны.
6. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58 % кислорода. Вычислите эквивалентную и атомную массы этого элемента.
а) 17,3 г/моль; 52 у.е.; б) 34,6 г/моль; 68,2; в) 42; 84.

Вариант 13

1. Одинакова ли эквивалентная масса марганца в соединениях MnO и MnO_2 :
а) да; б) нет; в) нельзя определить?
3. Чему равна плотность диоксида серы по водороду:
а) можно определить только опытным путем; б) 16; в) 32?
4. Сопоставьте число молекул, содержащихся в 1 л NH_3 и в 1 л N_2 :
а) в 1 л больше N_2 , чем в 1 л NH_3 ;

- б) в 1 л N_2 меньше, чем в 1 л NH_3 ;
 в) число молекул одинаково?
 5. Сопоставьте массы 1 молекулы N_2 и CO . а) равны, б) молекула азота больше молекулы кислорода, в) молекула кислорода больше молекулы азота.
 6. Выразите в молях:
 а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ;
 б) $1,8 \cdot 10^{24}$ атомов азота;
 в) $3,0 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 .

Вариант 14

1. Одинаков ли эквивалент хрома в соединениях $Cr(NO_3)_3$ и $Cr_2(SO_4)_3$:
 а) да; б) нет; в) нельзя определить?
 2. При одинаковых условиях взяты равные объемы азота и оксида углерода. Каково соотношение масс обоих газов:
 а) массы газов равны;
 б) масса азота больше массы оксида углерода;
 в) масса азота меньше массы оксида углерода?
 3. Чему равна плотность диоксида азота по водороду:
 а) можно определить только опытным путем; б) 46; в) 23?
 5. Какая формула выражает закон эквивалентов:
 а) $m_1/m_2 = \mathcal{E}_1/\mathcal{E}_2$; б) $m_1/\mathcal{E}_1 = V_2/V \text{ экв}_2$; в) нет правильного ответа.
 6. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода? Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление 1,017 г его оксида израсходовалось 0,28 л водорода (н.у.). Ответ:
 а) 11,2 л; 32,68 г; б) 22,4 л; 66,2 г; в) 5,6 л; 16,34 г.

Вариант 15

1. Эквивалентная масса металла равна 12 г/моль. Чему равна эквивалентная масса его оксида:
 а) 24 г/моль; б) нельзя определить; в) 20 г/моль?
 3. Чему равна плотность хлора по воздуху:
 а) 2,44; б) 3,0; в) можно определить только опытным путем?
 5. Одинаков ли эквивалент марганца в соединениях MnO и MnO_2 :
 а) да; б) нет; в) нельзя определить?
 6. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакции образования гидрофосфата:
 а) $\frac{1}{2}$ моль; 49 г/моль; б) $\frac{1}{3}$ моль; 98 г/моль; в) 1 моль; 98 г/моль.

Контрольная работа №2

«Строение атома. Реакционная способность веществ и химическая связь»

Вариант 1

1. Укажите, к каким элементам относится ядро приведенного состава: 9p, 10 n.? а) К, б) F, в) O
 2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. 82 p⁺ и 80 e⁻?
 а) Pb²⁺, б) Zn²⁺, в) S²⁻
 3. Какому элементу отвечает приведенная электронная конфигурация? ...4 p⁶ 5s²
 а) Sr; б) Ba; в) Kr.

4. Какие связи осуществляются в молекуле азота: а) одна σ - и две π -связи; б) две σ - и одна π -связь; в) три σ - связи;
5. Какова структура молекулы BeF_2 а) линейная; б) тетраэдрическая; в) плоского треугольника?

Вариант 2

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 30 p, 34 n а) Gd, б) Cu, в) Zn
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $20p^+18e^-$
а) Mg^{2+} , б) Ca^{2+} , в) O^{2-}
3. За счет какой связи происходит присоединение $[\text{H}^+]$ к молекуле NH_3 : а) ковалентной; б) донорно-акцепторной; в) ионной?
4. В какой из молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 90° : а) H_2S ; б) H_2Se ; в) H_2Te ?
5. Какой тип гибридизации электронных облаков в тетраэдрической молекуле TiF_4 : а) d^2p^2 ; б) $d^2s^1p^1$; в) sp^3 ?

Вариант 3

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 84 p, 124 n? а) Cd, б) Po, в) U
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $15p^+$ и $18e^-$
а) N^{3+} , б) As^{3-} , в) P^{3-}
4. Какова пространственная структура молекулы NF_3 : а) плоского треугольника; б) пирамидальная; в) плоского квадрата)?
5. В какой из указанных молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 107° : а) PH_3 ; б) NH_3 ; в) BF_3 ?
6. Какие электроны атома кремния участвуют в образовании гибридных облаков, предшествующем образованию неполярных молекул силана SiH_4 : а) s^2p^2 ; б) $d^1s^1p^2$; в) sp^3 ?

Вариант 4

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 82 p, 124 n? а) Pb, б) Sn, в) He
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $17p^+$ и $18e^-$
а) Cl, б) F, в) S^{6+}
3. Какая связь будет осуществляться в молекуле HCl : а) ионная; б) ковалентная полярная; в) ковалентная неполярная?
4. Какие электроны атома ртути участвуют в образовании гибридных облаков, предшествующих образованию неполярных молекул галогенидов ртути (2): а) s^2 ; б) d^1s^1 ; в) sp ?
6. В каких из перечисленных молекул наиболее типично выражена ковалентная связь: а) BeF_2 ; б) BF_3 ; в) F_2 ?

Вариант 5

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 27p, 31n? а) Co, б) I, в) Fe
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите

символ иона. $17p^+$ и $10e^-$

а) Cl^+ , б) Cl^{7+} , в) N^{5+}

4. Может ли произойти реакция между фтороводородом и SiF_4 : а) может; б) не может; в) не возможно определить.

5. Какими магнитными свойствами обладает молекула кислорода:

а) диамагнитна; б) парамагнитна; в) не возможно определить.

6. Одинакова ли геометрическая конфигурация молекул BF_3 и NF_3 : а) одинакова; б) различна; в) определить не возможно

Вариант 6

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 79 p, 118 n? а) H, б) Au, в) Sr

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $14p^+$ и $10e^-$

а) Pb^{4+} , б) Pb^{2+} , в) Sn^{4+}

3. Какова структура молекулы BF_3 : а) пирамидальная; б) тетраэдрическая; в) плоского треугольника?

4. Какие связи осуществляются в молекуле азота:

а) одна σ - и две π -связи; б) две σ - и одна π -связь; в) три σ -связи.

6. Какой тип гибридизации электронных облаков атома кремния предшествуют образованию молекул тетрагалогенида кремния SiX_4 : а) $d^1s^1p^2$; б) d^2p^2 ; в) sp^3 ?

Вариант 7

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 1p, 2n? а) H, б) He, в) K

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $83p^+$ и $80e^-$

а) Bi^{3+} , б) N^{2+} , в) N^{3-}

3. Какая из связей характеризуется наибольшим процентом ионности: а) Ba – Cl; б) Sr – Cl; в) P – Cl?

5. За счет какой связи происходит присоединение $[H^+]$ к молекуле NH_3 : а) ковалентной; б) донорно-акцепторной; в) ионной?

6. В какой из молекул угол между валентными связями больше отклоняется от 90° : а) H_2S ; б) H_2Se ; в) H_2O ?

Вариант 8

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 26 p, 30 n? а) Co, б) Ni, в) Fe

2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. $50p^+$ и $46e^-$

а) S^{4+} , б) Sn^{4+} , в) Sn^{2+}

3. Какой тип гибридизации электронных облаков атома бора в молекуле BF_3 : а) sp; б) sp^2 ; в) sp^3 ?

5. Какова пространственная структура молекулы SO_2 , если ее дипольный момент $\mu=1,6$ Д: а) линейная; б) треугольная; в) угловая?

6. В какой из указанных молекул полярность связи наибольшая: а) SCl_4 ; б) ClF_3 ; в) IBr ?

Вариант 9

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 28 p, 30 n? а) Ni, б) Ca, в) Ti
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. 11p⁺ и 10e⁻
а) H⁺, б) Mg²⁺, в) Na⁺
4. Какой тип гибридизации электронных облаков атома кремния предшествуют образованию молекул тетрагалогенида кремния SiГ₄: а) d¹s¹p²; б) d²p²; в) sp³?
5. Какова структура молекулы BF₃: а) пирамидальная; б) тетраэдрическая; в) плоского треугольника?
6. Какие связи осуществляются в молекуле азота: а) одна σ- и две π-связи; б) две σ- и одна π-связь?

Вариант 10

1. Укажите, к каким элементам относятся ядра приведенного состава: 2p, 2n? а) Ne, б) He, в) P
2. В результате химических превращений образовалась заряженная частица. Вычислите заряд частицы; определите, к какому элементу относится ее ядро, напишите символ иона. 16p⁺ и 18e⁻
а) S²⁻, б) S⁶⁺, в) O²⁻
3. У какого из соединений – SrF₂ или PbF₂ – температура плавления выше: а) у SrF₂; б) у PbF₂; в) примерно одинаковы?
4. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей углерода в молекуле диоксида углерода: а) sp; б) sp²; в) sp³.
5. Какова структура молекулы NF₃: а) плоского треугольника; б) тетраэдрическая; в) пирамидальная?

Контрольная работа №3 «Химическая кинетика»

Вариант №1

- 1) Скорость химических реакций.
- 2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:
$$\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$$
- 3) Задача: Определить равновесную концентрацию водорода в реакции $2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$, если исходная концентрация HI составляет 0.55 моль/л, а константа равновесия K_c равна 0.12.

Вариант №2

- 1) Факторы, влияющие на скорость химических реакций.
- 2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:
$$4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$$
- 3) Задача: В начальный момент протекания реакции $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрации были (моль/л): [N₂]=1.5, [H₂]=2.5, [NH₃]=0. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0.5 моль/л?

Вариант №3

- 1) Закон действия масс.
- 2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:
$$\text{S} + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$$
- 3) Задача: При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ равна 0.26. Равновесная концентрация NO₂ равна 0.28 моль/л. Найти равновесную и начальную концентрации N₂O₄.

Вариант №4

- 1) Уравнение Вант-Гоффа.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

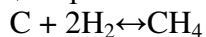


3) Задача: При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $Cl_2 + CO \leftrightarrow COCl_2$. Определить начальные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации (моль/л): $[Cl_2]=2.5$, $[CO]=1.8$, $[COCl_2]=3.2$.

Вариант №5

1) Обратимые реакции.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

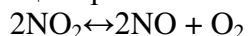


3) Задача: Константа равновесия системы $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ при некоторой температуре равна 50. Какое количество водорода надо взять на 1 моль йода, чтобы 90% последнего перевести в HI?

Вариант №6

1) Химическое равновесие.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

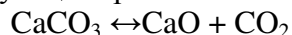


3) Задача: Исходные концентрации азота и водорода в реакции $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ были: $[N_2]=2$ моль/л, $[H_2]=8$ моль/л. К моменту наступления равновесия прореагировало 10% исходного количества азота. Найти концентрации каждого газа в этот момент.

Вариант №7

1) Константа равновесия, от чего она зависит.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

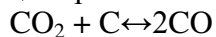


3) Задача: При некоторых условиях в равновесии реакции $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ находятся 1 моль азота, 0.5 моль водорода и 6 моль аммиака. Определить исходные количества азота и водорода.

Вариант №8

1) Правило Ле-Шателье.

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

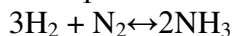


3) Задача: Константа равновесия реакции $A + B \leftrightarrow C + D$ равна единице. Начальная концентрация вещества A равна 0.02 моль/л. Какая доля (в процентах) исходного количества вещества A подвергается превращению, если начальная концентрация вещества B равна 0.1 моль/л?

Вариант №9

1) Как сдвигается равновесие при увеличении концентрации исходных веществ?

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:

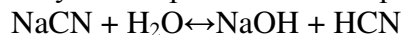


3) Задача: Исходные концентрации веществ в реакции $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ были $[CO]=0.06$ моль/л, $[Cl_2]=0.08$ моль/л. К моменту наступления равновесия прореагировало 50% исходного количества CO. Вычислить равновесные концентрации всех веществ.

Вариант №10

1) Как сдвигается равновесие при повышении температуры?

2) Написать выражения K_c и K_p следующего равновесного процесса:



3) Задача: Константа равновесия реакции $CO + H_2O \leftrightarrow CO_2 + H_2$ при некоторой температуре равна единице. Исходные концентрации $[CO]=0.01$ моль/л, $[H_2O]=0.03$ моль/л. Определить концентрации всех четырех веществ при равновесии.

Контрольная работа №4
«Растворы»

Вариант №1

- 1) Растворимость вещества.
- 2) Задача: Определить массу гидроксида натрия, необходимую для приготовления 0.1 М раствора объемом 500 мл.
- 3)) Задача: Определить массовую долю растворенного вещества и молярность раствора, полученного при растворении 75 г карбоната калия в 300 г воды ($\rho=1.1$ г/мл).

Вариант №2

- 1) Массовая доля.
- 2) Задача: Определить массу раствора с массовой долей хлорида натрия 10% и массу воды, которые необходимы для приготовления раствора массой 500 г с массовой долей соли 2%.
- 3) Задача: Определить молярную концентрацию раствора и его нормальность, в 3 л которого содержится 175.5 г хлорида натрия.

Вариант №3

- 1) Молярная концентрация.
- 2) Задача: Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 96% ($g=1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 0.1 М раствора объемом 500 мл?
- 3) Задача: Какой объем воды необходимо добавить к 500 мл раствора ($g=1.152$ г/мл) с массовой долей хлорида натрия 20%, чтобы получить раствор ($g=1.029$ г/мл) с массовой долей хлорида натрия 4.5%?

Вариант №4

- 1) Нормальная концентрация.
- 2) Задача: Какой объем раствора 0.1 N $AgNO_3$ необходим для реакции с 0.3 N раствором $AlCl_3$?
- 3) Задача: Определить молярность раствора и мольную долю растворенного вещества, если в 500 мл воды растворено 17.40 г сульфата калия?

Вариант №5

- 1) Молярная концентрация.
- 2) Задача: Определить нормальность раствора с массовой долей серной кислоты 8% ($g=1.06$ г/мл).
- 3)) Задача: Какую массу хлорида калия следует добавить к 450 г раствора с массовой долей соли 8%, чтобы получить раствор с массовой долей соли 12%?

Вариант №6

- 1) Мольная доля.
- 2) Задача: Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 60% ($g=1.5$ г/мл) и раствора с массовой долей серной кислоты 30% ($g=1.2$ г/мл) необходимо взять для приготовления раствора серной кислоты массой 240 г с массовой долей 50%.
- 3) Задача: Какой объем раствора серной кислоты молярной концентрации 2 моль/ литр надо взять для приготовления 250 мл 0.1 н раствора?

Вариант №7

- 1) Титр раствора.
- 2) Задача: К раствору с массовой долей карбоната натрия 18% ($g=1.19$ г/мл) объемом 300 мл добавили раствор с массовой долей серной кислоты ($g=1.04$ г/мл) объемом 500 мл. Какой объем 2.5 N раствора HCl потребуется для разложения оставшейся соды?
- 3) Задача: Какой объем 0.1 н азотной кислоты можно приготовить из 0.7 л раствора азотной кислоты с массовой долей 30% ($g=1.18$ г/мл)?

Вариант №8

- 1) Растворимость вещества.

2) Задача: Определить массовую долю серной кислоты в растворе, если к 300 мл раствора с массовой долей кислоты 25% ($\rho=1.19$ г/мл) прибавить 500 мл воды. Рассчитать нормальность, молярность, титр раствора кислоты.

3) Задача: Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 80% ($\rho=1.732$ г/мл) потребуется для приготовления 250 мл 0.5 н раствора?

Вариант №9

1) Массовая доля.

2) Задача: Раствор содержит 250 г хлорида калия в 1000г воды и имеет плотность равную 1.133 г/мл. Выразить состав раствора в :

а) молях соли на 1 литр раствора;

б) молях соли на 1000 г раствора;

в) массовых долях;

г) мольных долях.

3) Задача: Определить молярность и нормальность раствора ($\rho=1.1$ г/мл) с массовой долей соляной кислоты 18%.

Вариант №10

1) Молярная концентрация.

2) Задача: К 100 мл раствора с массовой долей серной кислоты 96% ($\rho=1.84$ г/мл) прибавили 400 мл воды. Плотность раствора стала 1.225 г/мл. Вычислить массовую долю этого раствора.

3) Задача: Какая масса фосфорной кислоты содержится в растворе объемом 0.5 л, если:

а) его молярная концентрация 0.3 м

б) его нормальная концентрация 0.3 н?

Контрольная работа №5

«Окислительно-восстановительные реакции»

Вариант 1

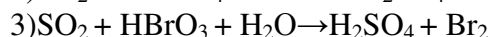
Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции. Уравняйте методом полуреакций:



Вариант 2

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

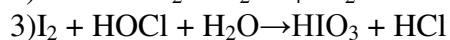
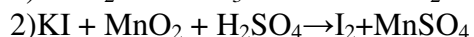
Уравняйте методом полуреакций:



Вариант 3

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:



Вариант 4

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$
- 3) $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$

Вариант 5

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{HI}$
- 2) $\text{As} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_3\text{AsO}_3$
- 3) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KCl}$

Вариант 6

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
- 2) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4$

Вариант 7

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{p}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}$
- 2) $\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH}$
- 3) $\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2$

Вариант 8

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{KBrO}_3 + \text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KBrO}_4 + \text{Xe} + \text{HF}$
- 3) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl}$

Вариант 9

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции. Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{MnCl}_2$
- 2) $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaF} + \text{OF}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$

Вариант 10

Расставьте степени окисления, укажите окислитель, восстановитель, среду прохождения реакции.

Уравняйте методом полуреакций:

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- 2) $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$
- 3) $\text{Zn} + \text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Домашняя работа №1

«Классы неорганических соединений. Генетическая связь между классами неорганических соединений»

Вариант №1

Осуществить превращения:

1)углерод-оксид углерода (IV)-угольная кислота-карбонат натрия -карбонат кальция - углекислый газ-оксид углерода (II)-углерод
2)кальций-оксид кальция - гидроксид кальция - сульфит кальция -оксид кальция - хлорид кальция- кальций

Вариант №2

Осуществить превращения:

1)цинк-оксид цинка- нитрат цинка- оксид цинка -тетрагидроксоцинкат натрия – гидроксид цинка -оксид цинка -цинк-тетрагидроксоцинкат натрия -хлорид цинка- цинк
2)сера-сульфид железа (II)-сероводород-оксид серы (IV)-оксид серы (VI)-серная кислота-оксид серы (IV)-сера

Вариант №3

Осуществить превращения:

1)барий-оксид бария- гидроксид бария- карбонат бария- оксид бария- бромид бария- барий-гидрид бария- гидроксид бария
2)алюминий- гидроксид алюминия- нитрат алюминия- тетрагидроксоалюминат натрия- гидроксид алюминия- оксид алюминия-алюминий- тетрагидроксоалюминат натрия- сульфат алюминия- гидроксид алюминия- бромид алюминия- алюминий

Вариант №4

Осуществить превращения:

1)фосфор- фосфид магния- фосфин- оксид фосфора (V) – ортофосфорная кислота-фосфат натрия- фосфат кальция- фосфор- ортофосфорная кислота
2)калий- пероксид калия- карбонат калия- хлорид калия- гидроксид калия- нитрид калия- гидроксид калия- нитрат калия- нитрит калия

Вариант №5

Осуществить превращения:

1)цинк-сульфид цинка- хлорид цинка- нитрат цинка- оксид цинка- тетрагидроксоцинкат натрия- сульфат цинка- цинк- оксид цинка- цинкат бария- тетрагидроксоцинкат бария- гидроксид цинка- хлорид цинка- карбонат цинка- оксид цинка- цинк
2)азот-нитрид калия– хлорид аммония – нитрат аммония – оксид азота (I)- азот – аммиак – оксид азота (II)- оксид азота (IV) – нитрат натрия – азотная кислота – нитрат цинка – оксид азота (IV) – оксид азота (II)

Вариант №6

Осуществить превращения:

1)медь- сульфат меди (II) – гидроксид меди (II) – оксид меди (I) – хлорид меди (I)-сульфид меди(I)- нитрат меди (I)-медь – хлорид меди (II) – гидроксид меди (II) – оксид меди (II) - медь
2)алюминий – сульфид алюминия – гидроксид алюминия – алюминат калия – тетрагидроксоалюминат калия – нитрат алюминия – оксид алюминия – тетрагидроксоалюминат натрия – гидроксид алюминия – сульфат алюминия – хлорид алюминия – алюминий – фторид алюминия – гексафтороалюминат натрия

Вариант №7

Осуществить превращения:

1)кремний-силицид натрия – силан – оксид кремний (IV) – силикат калия – кремниевая кислота – оксид кремния(IV) – силикат кальция
2)железо – хлорид железа (II) – гидроксид железа (II) – гидроксид железа (III) –оксид железа (III) - железо

Вариант №8

Осуществить превращения:

1)иод – иодоводород – иодид натрия – бромид натрия – хлорид натрия – хлороводород – хлор – хлорид железа (III)
2)сульфид железа – хлорид железа (II)– хлорид железа (III) - гидроксид железа (III) – нитрат железа (III) -оксид железа (III) - железо

Вариант №9

Осуществить превращения:

- 1) хлороводород – хлор – хлорат калия – кислород – озон – кислород – пероксид натрия – перекись водорода - кислород
- 2) хром – сульфид хрома(III) – гидроксид хрома(III) – тетрагидроксохромит натрия – гидроксид хрома(III) – оксид хрома(III) – хром – хлорид хрома (II)

Вариант №10

Осуществить превращения:

- 1) сульфид железа – оксид серы (IV) – сера – сульфид натрия – сера - оксид серы (IV) - сульфит натрия – сульфит кальция – сульфат кальция – сульфат бария – сульфид бария
- 2) железо – оксид железа (III) – хлорид железа(III) – сульфид железа(III) – нитрат железа(III) – нитрат железа(II)

Домашняя работа №2**«Строение атома и химическая связь»**

Вариант 1
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 7,12,17,25 2. Определите валентные возможности атомов хлора и бора 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромид калия, оксид цинка, гидроксид бария, оксид бора, сульфат натрия
Вариант 2
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 12,35, 40, 33 2. Определите валентные возможности атомов фосфора и алюминия 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромоводород, бромид натрия, бром, сульфат калия, оксид натрия
Вариант 3
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 8,23,41,35 2. Определите валентные возможности атомов азота и меди 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: медь, оксид меди (II), гидроксид меди(II), сульфат меди (II), хлороводород
Вариант 4
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 10, 26, 44, 39 2. Определите валентные возможности атомов хрома и кальция 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: гидроксид натрия, хлорид бария, сероводород, сера, оксид калия
Вариант 5
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 9,18,46,52 2. Определите валентные возможности атомов мышьяка и кобальта 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: оксид натрия, сульфат натрия, хлорид натрия, хлор, азотная кислота
Вариант 6
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 31,24,45,52 2. Определите валентные возможности атомов серы и кислорода 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: бромид фосфора (III), оксид лития, гидроксид калия, оксид алюминия, карбонат натрия
Вариант 7
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 13,21,39,56 2. Определите валентные возможности атомов кремния и брома 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: хлорид углерода (II), хлорид калия, хлороводород, хлор, метан
Вариант 8

<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 36, 40, 20, 54 2. Определите валентные возможности атомов фтора и хлора 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: вода, гидроксид алюминия, оксид железа (III), хлорид натрия, водород
<p>Вариант 9</p>
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 32, 26, 19, 49 2. Определите валентные возможности атомов олова и железа 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: сера, сульфид натрия, сероводород, сульфат калия, гидроксид бария
<p>Вариант 10</p>
<ol style="list-style-type: none"> 1. Напишите электронные формулы веществ с порядковыми номерами 34, 28, 43, 32 2. Определите валентные возможности атомов алюминия и сурьмы 3. В каких соединениях будет присутствовать ионная связь: углекислый газ, хлорид алюминия, магний, гидроксид магния, карбонат натрия

Домашняя работа №3
«Способы выражения состава растворов»

Вариант 1

- 1). Чему равна массовая доля 0,2 М раствора сульфата аммония с плотностью $d=1,015$ г/мл?
- 2). Какой объём 0,25 н. раствора двухосновной кислоты можно приготовить из 62,5 мл её 2,00 М раствора?
- 3). Как Вы считаете, может ли массовая доля отражать концентрацию растворённых газов?

Вариант №2

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл 0,4 М раствора.
- 2). Плотность 40,0%-го раствора серной кислоты равна 1,3 г/мл. Рассчитайте молярность и нормальность этого раствора.
- 3). Могут ли упомянутые способы выражения концентрации использоваться при обсуждении свойств неводных растворов? Газовых растворов? Твёрдых растворов?

Вариант №3

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл 0,4 н. раствора?
- 2). Определите массовую долю раствора, полученного при смешении 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей 40% (плотность 1,303 г/мл) и 500 мл 0,5 М раствора серной кислоты (плотность 1,07 г/мл).
- 3). Может ли нормальность раствора быть равна его молярности? Быть больше её?

Вариант №4

- 1). Сколько граммов сульфата натрия потребуется для приготовления 500 мл раствора с массовой долей 16% (насыщенный раствор, $\rho=1,141$ г/мл)?
- 2). Чему равны количество молей и масса ионов Al^{3+} и SO_4^{2-} в 200 мл 0,12 н. раствора $Al_2(SO_4)_3$?
- 3). На нейтрализацию 40 мл раствора щёлочи израсходовано 24 мл 0,5 н. раствора серной кислоты. Какова нормальность раствора щёлочи?

Вариант №5

- 1). Какой объём 2М раствора серной кислоты требуется для приготовления 400 мл из более разбавленного 0,1 н. раствора серной кислоты?
- 2). В 500 мл раствора содержится 7,1 г сульфата натрия. Найдите молярную и массовую (г/л) концентрацию ионов Na^+ и SO_4^{2-} в таком растворе.
- 3). Приведите примеры веществ, для растворов которых молярность равна нормальности.

Вариант №6

- 1). Какова молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) 0,01 М раствора сульфата алюминия?
- 2). Сколько молей азотной кислоты содержится в 250 мл раствора с массовой долей кислоты 30% и плотностью 1,18 г/мл?
- 3). Возможна ли такая ситуация, когда молярность и нормальность одного и того же раствора равны между собой?

Вариант №7

- 1). Чему равна молярная концентрация 0,04 н. раствора хлорида железа (2)?
- 2). Сколько молей воды и хлористого аммония нужно взять для приготовления 200 мл раствора с массовой долей соли 25% и плотностью 1,07 г/мл?
- 3). Не проводя вычислений, скажите, как относятся между собой молярность и нормальность 10%-го раствора хлорида железа (3).

Вариант №8

- 1). Сколько граммов хлорида железа (3) содержится в 300 мл 0,03 н. раствора?
- 2). Рассчитайте молярную концентрацию, молярность, молярную долю вещества и титр раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей вещества 30% и плотностью 1,18 г/мл.
- 3). Нитрат калия массой 10 г растворили в воде объёмом 150 мл. Рассчитайте массовую долю соли в растворе.

Вариант №9

- 1). Продажная уксусная эссенция – это 80%-й водный раствор уксусной кислоты. Какой объём воды надо прибавить к 100 г уксусной эссенции для получения столового уксуса (9%-й раствор)?
- 2). Какова массовая доля и молярная доля ортофосфорной кислоты в растворе, который содержит 100 г ортофосфорной кислоты в 100 молях воды?
- 3). Можно ли утверждать, что концентрация растворённого вещества в пересыщенном растворе больше 100%?

Вариант №10

- 1). В расчётах маринадов для овощей рекомендуется готовить заправку из расчёта 200 г уксусной эссенции (80%-й раствор уксусной кислоты) на 9 л воды. Какова массовая доля уксусной кислоты в таком растворе?
- 2). Какой объём воды надо выпарить из 500 мл 4%-го раствора соли (плотность 1,04 г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей соли 0,16?
- 3). Какими путями можно увеличить концентрацию раствора? Ответ: а) выпарить, б) добавить растворитель, в) увеличить давление.

Домашняя работа №4

«Гидролиз солей»

Вариант №1

- 1) Что такое гидролиз?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата цинка, сульфита натрия, сульфита меди.
- 3) Задача: Определить рН и константу гидролиза по первой ступени 0.1 М раствора фосфата натрия.

Вариант №2

- 1) Какие факторы влияют на скорость гидролиза?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида калия, сульфата меди, фосфата натрия.
- 3) Задача: Вычислить степень гидролиза 0.1 М раствора карбоната натрия по первой ступени.

Вариант №3

- 1) Степень гидролиза, от каких факторов она зависит?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида хрома (III), хлорида цинка, сульфата железа.
- 3) Задача: Определить степень гидролиза и рН 0.005 н раствора цианида калия.

Вариант №4

- 1) Константа гидролиза, от чего она зависит?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза цианида аммония, ацетата алюминия, нитрата висмута.
- 3) Задача: Вычислить константу гидролиза ацетата натрия.

Вариант №5

- 1) Как ускорить процесс гидролиза и как его приостановить?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза хлорида аммония, цианида аммония, ацетата натрия.
- 3) Задача: Найти степень гидролиза и рН 0.001 н раствора ацетата калия.

Вариант №6

- 1) Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты.
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза нитрита натрия, ацетат аммония, фосфат натрия.
- 3) Задача: Рассчитать рН 0.1 М раствора цианида калия.

Вариант №7

- 1) Гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты.
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза карбоната натрия, сульфата железа, цианида аммония.
- 3) Задача: Вычислить степень гидролиза 0.1 н раствора цианида калия.

Вариант №8

- 1) Гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты.
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата марганца, хлорида серебра, хлорида свинца.
- 3) Задача: Какова степень гидролиза и константа гидролиза хлорида аммония в 0.1 М растворе.

Вариант №9

- 1) Что такое гидролиз?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата цинка, сульфита натрия, сульфита меди.
- 3) Задача: рН 0.1 н раствора гипохлорита натрия равен 10. Рассчитать по величине рН степень гидролиза.

Вариант №10

- 1) Какие факторы влияют на скорость гидролиза?
- 2) Составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфида калия, сульфата меди, фосфата натрия.
- 3) Задача: Рассчитать степень гидролиза и рН 0.1 М раствора гипохлората калия.

ЗАЧЕТНО-ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ МАТЕРИАЛЫ

Вопросы для подготовки к экзамену по дисциплине «Неорганическая химия»

1. Цели и задачи химии. Основные законы и понятия химии: основные положения атомно-молекулярного учения, моль, количество вещества, закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава вещества, закон Авогадро со следствиями, эквивалент, закон эквивалентов, периодический закон Д.И. Менделеева, закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака.
2. Строение атома. Первые модели строения атома. Квантово-механическая теория строения атома, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского, принцип наименьшей энергии, периодическая система химических элементов, зависимость свойств элементов от строения их атомов.
3. Химическая связь: ковалентная связь, её свойства, механизмы образования, σ - и π -связи, гибридизация атомных орбиталей; ионная связь, её свойства. Взаимодействия между молекулами, водородная связь.
4. Дисперсные системы. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Коллоидные растворы. Электрические свойства и коагуляция коллоидных растворов.
5. Растворы: растворение веществ, образование сольватов, тепловые эффекты при растворении, качественные и количественные характеристики растворов. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах. Механизм электролитической диссоциации, константа и степень диссоциации, закон Оствальда и закон разбавления Оствальда. Фазовые превращения в растворах: три закона Рауля, осмос, осмотическое давление и закон Вант-Гоффа, применимость законов Рауля и Вант-Гоффа к растворам электролитов.
6. Скорость химических реакций. Катализ. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
7. Ионно-обменные реакции, условия их необратимости.
8. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель и гидролиз солей: четыре случая гидролиза солей, усиление и подавление гидролиза, константа гидролиза.
9. Окислительно-восстановительные реакции: процессы окисления и восстановления, важнейшие окислители и восстановители, составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса, классификация окислительно-восстановительных процессов. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций. Направление ОВР. Роль окислительно-восстановительных процессов.
10. Электрохимические процессы. Потенциалы металлических и газовых электродов. Кинетика электродных процессов. Электролиз, применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия и защита металлов от коррозии.
11. Химия металлов. Общие свойства металлов. Простые вещества и их соединения. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства металлов. Металлические сплавы и композиты. Основные закономерности химии d-элементов. Химия d-элементов IV-VIII групп периодической системы Д.И. Менделеева. Химия d-элементов I-II групп периодической системы Д.И. Менделеева.
12. Химия неметаллов. Общие свойства неметаллов. Свойства и распространенность неметаллов. Водород. Химия воды. Элементы главных подгрупп IV-VII групп. Общая характеристика. Нахождение в природе, получение. Физические и химические свойства. Важнейшие водородные и кислородные соединения.