Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Новгородский государственный университет имени Ярослава Мудрого»
Институт сельского хозяйства и природных ресурсов
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

УТВЕРЖДАЮ
Директор ИСХПР
_____ Козина А.М.
3 апреля 2017 г.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Дисциплина по специальности
04.05.01 – Фундаментальная и прикладная химия

Рабочая программа

СОГЛАСОВАНО
Начальник учебного отдела
_____ Даниленко Л.Б.
30 марта 2017 г.

Разработали
Доцент КФПХ
_____ Кузьмичева В.П.
ст. преподаватель КФПХ
_____ Ульянова Н.И.
29 марта 2017 г.

Принято на заседании кафедры
Протокол № 7 от 31.03 2017 г.
Заведующий кафедрой
_____ И.В.Зыкова

1 ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель дисциплины: формировать у студентов способность воспринимать, развивать и использовать теоретические основы неорганической химии при решении профессиональных задач, владеть нормами техники безопасности и уметь реализовать их в лабораторных условиях.

Задачи дисциплины:

- сформировать теоретический фундамент современной химии как единой, логически связанной системы;
- расширить и закрепить базовые понятия химии, необходимые для дальнейшего изучения аналитической, органической и физической химии;
- сформировать умения и навыки экспериментальной работы, самостоятельной работы с научно-технической литературой;
- развить способности к творчеству, в том числе к научно-исследовательской работе, и выработать потребность к самостоятельному приобретению знаний.

2 МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОП

Дисциплина «Неорганическая химия» в учебном плане специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия входит в базовую часть блока 1 ОП ВО 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, изучается в первом и втором семестрах, и базируется на учебном материале по химии, физике, математике, предусмотренном программой средней школы.

В процессе изучения курса «Неорганическая химия» студенты готовятся к изучению дисциплин, таких как: аналитическая химия, физическая химия и т.д.

3 ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование компетенций:

ОПК-1: способность воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач;

ОПК-6: владеть нормами техники безопасности и уметь реализовать их в лабораторных и технологических условиях.

В результате изучения дисциплины «Неорганическая химия» студент должен:

знать:

- специфику развития структуры современной химии в целом; место химии в системе научного знания; междисциплинарные связи; современные научные проблемы и перспективы развития химии;
- сущность учения о периодичности и его роль в прогнозировании свойств химических элементов и соединений; квантово-химическое строение атомов, молекул и химической связи; основные классы неорганических веществ, свойства их типичных представителей;
- правила техники безопасности и требования охраны труда в лаборатории неорганической химии.

уметь:

- использовать теоретические и прикладные знания по химии для объяснения процессов, происходящих в окружающей человека природе, техногенной и социальной среде; анализировать исторические факты и достижения в области химии с современных позиций;

- применять химические теории и законы, концепции о строении и реакционной способности неорганических веществ.

владеть:

- основными методами исследования неорганических соединений и уметь интерпретировать экспериментальные результаты;
- навыками деятельности в лабораторных условиях с применением норм ТБ и ОТ.

4 СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

4.1 Трудоемкость учебной дисциплины

В структуре дисциплины выделены учебные элементы модуля (УЭМ) в качестве самостоятельных разделов.

Учебная работа (УР)	Всего	Коды формируемых компетенций
Трудоемкость модуля в зачетных единицах (ЗЕТ)	16	
Распределение трудоемкости по видам УР в академических часах (АЧ):		
Модуль 1 Физико-химические основы неорганической химии:		ОПК-1, ОПК-6
- лекции	36	
- практические занятия	36	
- лабораторные работы	54	
в т.ч. аудиторная СРС	42	
- внеаудиторная СРС	126	
- аттестация: экзамен	36	
Модуль 2 Химия элементов и их соединений:		ОПК-1, ОПК-6
- лекции	36	
- практические занятия	36	
- лабораторные работы	54	
в т.ч. аудиторная СРС	42	
- внеаудиторная СРС	126	
- аттестация: экзамен	36	

4.2 Содержание и структура разделов учебной дисциплины

Модуль 1 Физико-химические основы неорганической химии:

УЭМ 1 Основные классы неорганических соединений, стехиометрические расчеты

Номенклатура, способы получения и химические свойства оксидов, оснований, кислот, солей.

Основные законы химии и стехиометрические расчеты. Закон сохранения массы веществ. Состав, чистота реагентов, продуктов реакции и полнота химических превращений. Моль, молярная масса, молярный объем газа. закон объемных отношений. Закон Авогадро. Уравнение Клапейрона-Менделеева. Эквивалент, закон эквивалентов для реакций обмена. Способы выражения содержания вещества в растворах.

Приготовление растворов. техника безопасности и правила работы в лаборатории химического профиля.

УЭМ 2 Основные закономерности протекания химических процессов

Задачи химической термодинамики. Понятия: система (системы открытые, закрытые и изолированные), параметры состояния, энергия, работа, теплота, равновесие. Термодинамические процессы (обратимые, необратимые, самопроизвольные и несамопроизвольные). Химические превращения и их важнейшие признаки.

Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Теплота и работа различного рода. Энтальпия. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и термохимические расчеты. Стандартное состояние и стандартные теплоты химических реакций. Энтальпия образования. Энергия химической связи.

Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Уравнение состояния. Критерии самопроизвольного протекания процессов в изолированных, закрытых и открытых системах.

Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Понятия о механизме и кинетике реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Понятие о цепных и колебательных реакциях, гомогенном и гетерогенном катализе. Автокатализ.

Условия химического равновесия. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Смещение химического равновесия.

УЭМ 3 Учение о растворах

Представление об истинных и коллоидных растворах. Процессы растворения. Факторы, влияющие на растворимость: энергия кристаллической решетки, энергия сольватации, температура. Насыщенные, пересыщенные и ненасыщенные растворы. Осаждение малорастворимых солей. Произведение растворимости.

Сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент, степень и константа диссоциации. Кислотно-основное равновесие. Понятия "кислота" и "основание". Классическая теория Аррениуса и ее ограничения. Основные положения протолитической теории Бренстеда - Лоури. Автопротолиз воды. Характеристика силы кислот и оснований. Гидролиз как частный случай кислотно-основного равновесия. Основы теории Льюиса.

УЭМ 4 Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы

Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста. Связь константы равновесия со стандартными потенциалами. Факторы, влияющие на направление окислительно-восстановительных реакций. Диаграммы Латимера. Электролиз. Электрохимические источники энергии. Коррозия как электрохимический процесс.

Модуль 2 Химия элементов и их соединений:

УЭМ 1 Строение атома. Химическая связь

Развитие представлений о строении атома. Понятие о квантовой механике. Волновая природа электрона. Физический смысл уравнения Шредингера. Волновая функция. Понятие о квантовых числах. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции: s-, p-, d- и f-орбитали. Атомные орбитали, их энергии и граничные поверхности. Эффективный заряд ядра и константа экранирования. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип Паули. Правила Хунда. Электронная конфигурация атомов. Понятия: орбитальный радиус и энергия ионизации атома, сродство к электрону и электроотрицательность. Релятивистские эффекты. Радиоактивность. Строение ядра и превращения атомов.

Химический элемент. Современная формулировка Периодического закона. Структура периодической системы и ее связь с электронной структурой атомов, закон Мозли. Периодичность в изменении электронной конфигурации атомов. Периоды и группы. Коротко- и длиннопериодный варианты Периодической таблицы. Периодичность в изменении величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов. Периодичность в изменении свойств простых веществ и основных химических соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды). Вертикальные, горизонтальные и диагональные аналогии в Периодической системе. Переходные и непереходные элементы. Металлы и неметаллы.

Понятие о природе химической связи. Характеристики химической связи: энергия, длина, валентный угол, порядок (кратность) и полярность. Понятие о распределении электронной плотности. Ионная связь и её характеристики: ненаправленность, ненасыщаемость, энергия. Водородная связь. Слабые взаимодействия: ван-дер-Ваальсовы силы.

Методы описания ковалентной связи. Основные положения метода валентной связи (ВС). Концепция Льюиса. Направленность и поляризуемость ковалентной связи. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Донорно-акцепторное взаимодействие. Недостатки метода ВС. Геометрия многоатомных молекул. Модель Гиллеспи: основные положения, применение и ограничения. Металлическая связь как особый случай ковалентной связи. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО). Метод МО ЛКАО. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Двухцентровые двухэлектронные МО. Особенности σ- и π-связывания. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул и ионов, образованных элементами 1-го и 2-го периодов. Энергия ионизации, магнитные и оптические свойства. Энергетические диаграммы простейших гетероядерных молекул (CO, HF, LiH). Понятие об изоэлектронности.

Основные понятия химии комплексных соединений: центральный атом и его координационное число; лиганды, дентатность, донорный атом, внутренняя и внешняя координационные сферы. Понятие о классификации комплексных соединений. Номенклатура и изомерия комплексных соединений.

Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексных соединений. Константы устойчивости. Типы реакций комплексных соединений: лигандный обмен; перенос протона и электрона; влияние центрального атома на химическое поведение лигандов. Хелатный эффект. Эффект трансвлияния.

УЭМ 2 Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп и их соединений

Водород – первый элемент Периодической системы. Нахождение в природе. Получение, свойства и применение водорода; физические и химические свойства. Особое

положение водорода в Периодической системе. Изотопы водорода; Строение и свойства иона гидрооксония H_3O+.

Элементы IA подгруппы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций. Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации атомов. Особенности лития. Энергия кристаллической решетки, физические и химические свойства простых веществ. Особенности взаимодействия щелочных металлов с водой по ряду литий — цезий. Закономерности в строении и свойствах (термическая устойчивость, кислотно-основные свойства) основных типов соединений: оксидов, пероксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Особенности комплексных соединений щелочных элементов. Получение щелочных металлов из природных соединений. Применение щелочных металлов и их соединений.

Элементы IIA подгруппы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий. Изменение электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации атомов. Особенности бериллия. Получение простых веществ из природных соединений. Гидроксиды бериллия и магния: строение, кислотно-основные свойства, реакции протолиза и конденсации ионов Be (II) и Mg (II). Карбонаты бериллия и магния. Оксоацетат бериллия.

Закономерности в строении и свойствах основных типов соединений щелочноземельных элементов: оксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов. Комплексные соединения элементов IIA подгруппы. Диагональное сходство литий – магний; диагональное сходство бериллий – алюминий. Применение бериллия, магния и щелочноземельных элементов.

Элементы VIIIA подгруппы: благородные газы. Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов благородных газов. Получение, строение, свойства благородных газов.

Элементы VIIA подгруппы: фтор, хлор, бром, йод, астат. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления атомов. Свойства галогенов, межмолекулярные взаимодействия и физические свойства простых веществ. Природные соединения, принципы получения простых веществ из природных соединений. Применение галогенов.

Химические свойства простых веществ. Способы получения. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств галогеноводородных кислот (НГ). Автопротолиз HF.

Взаимодействие галогенов с водой. Кислородные соединения галогенов. Закономерности в строении и свойствах оксидов. Способы получения. Изменение строения и свойств в ряду $НГО–НГО_2–НГО_3–НГО_4$: термическая устойчивость, окислительные, кислотно-основные свойства. Строение и свойства ортоиодной кислоты H_5IO_6.

Элементы VIA подгруппы: кислород, сера, селен, теллур, полоний. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления, электро-отрицательности и координационных чисел атомов. Отличительные свойства кислорода, кратность связи и особенности катенации (образования гомоядерных цепей) в рядах O – S – Se – Te. Озон. Озониды.

Водородные соединения. Параметры молекул $H_2Э$ (длина и энергия связи, валентный угол), закономерности изменения физических свойств (дипольный момент, энергия диссоциации, температура фазовых переходов). Автопротолиз соединений $H_2Э$. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств халькогеноводородов. Особенности H_2O в ряду соединений $H_2Э$. Строение, свойства и получение пероксида водорода. Гидропероксиды M–O–O–H. Полисульфаны $H–(S)_n–H$.

Соединения халькогенов с кислородом. Сравнение строения и свойств изоэлектронных аналогов: S_2O, SO_2, NO_2^-. Сопоставление строения и свойств оксидов $ЭO_2$

и $ЭO_3$. Условия окисления SO_2 в SO_3. Оксокислоты H_2SO_3 и H_2SO_4: строение анионов и химические свойства. Таутомерия бисульфит-иона. Система $H_2O–H_2SO_4$. Получение, строение и окислительные свойства H_2SO_4. Термическая устойчивость сульфатов. Сопоставление силы кислот, термической устойчивости и окислительной активности оксокислот H_2SO_3 и H_2SO_4. Диаграммы ВЭ-СО в ряду халькогенов. Особенности строения и свойств ортотеллуровой кислоты H_6TeO_6.

Строение, получение и свойства тиосульфата натрия. Гомоядерные цепи в политионатах $[O_3S–(S_n)–SO_3]$, где n = 1–22. Изоэлектронные замещения в H_2SO_4: атома кислорода на серу (тиосульфат-ион), пероксогруппу –О–О– (H_2SO_8); гидроксильной группы –ОН на мостиковый кислород в полисульфатах, $[SO_4\text{-}(SO_3)_n]^{2-}$, где n = 1,2,3; на галоген в оксогалогенидах $ЭO_2Г_2$ и на перекисную группу –О–О– в пероксосульфатах Н-О–О-–SO_2–ОН.

Элементы VA подгруппы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации атомов, сродства к электрону и электроотрицательности. Характерные степени окисления и координационные числа. Закономерности в изменении координационного числа, прочности одинарных (Э-Э), двойных (Э=Э) и тройных (Э≡Э) связей. Основные природные соединения, принципы получения из них азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Роль соединений азота и фосфора в экологии и в биологических процессах. Применение простых веществ.

МО и свойства N_2, N_2^+. Строение белого, красного и черного фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Закономерности в изменении физических и химических свойств простых веществ. Методы связывания молекулярного азота.

Строение (валентные углы Н–Э–Н, длина и энергия связи Э–Н, дипольный момент) и закономерности в изменении физических и химических свойств водородных соединений $ЭH_3$: (температура фазовых переходов, термодинамическая устойчивость, кислотно-основные и восстановительные свойства). Получение и свойства аммиака: автоионизация, реакции замещения, акцепторные (протолитическое взаимодействие с водой), донорные (образование аммиакатов) и восстановительные свойства. Термическая устойчивость солей аммония - фосфатов, хлоридов, сульфатов, нитратов, нитритов. Сопоставление строения и свойств аммиака NH_3, гидроксиламина NH_2OH и гидразина N_2H_4 (кислотно-основных и окислительно-восстановительных). Строение и свойства азотистоводородной кислоты.

Получение, состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота: N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_4 и N_2O_5. Диспропорционирование оксидов азота (III), (IV). Синтез безводных нитратов металлов. Термическое разложение нитратов металлов.

Получение, сопоставление строения и свойств азотистой HNO_2. и азотной HNO_3 кислот.

Получение, сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости кислот H_3PO_2, H_3PO_3, H_3PO_4. Взаимодействие фосфорного ангидрида с водой. Полифосфорные кислоты. Орто-, пиро-,линейные и циклические мета-, полифосфаты. Взаимодействие растворимых солей H_3PO_2, H_3PO_3, H_3PO_4 с $AgNO_3$.

Элементы IVA подгруппы: углерод, кремний, германий, олово, свинец. Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Основные природные соединения, принципы получения из них углерода, кремния, германия, олово, свинца. Применение простых веществ. Физические и химические свойства простых веществ: взаимодействие с разбавленными и концентрированными растворами HCl, HNO_3, H_2SO_4, NaOH, металлами, неметаллами.

Водородные соединения элементов IVA подгруппы. Различие в реакционной способности углеводородов и силанов.

Кислородные соединения. Молекулы CO и CO_2: получение, сопоставление строения (МО ЛКАО, МВС), физических (энергия диссоциации, дипольный момент, температура фазовых переходов) и химических (взаимодействие с H_2O, металлами, окислительно-восстановительные свойства, CO и CO_2 как лиганды) свойств. Карбонилы металлов. Сопоставление строения и свойств HCOOH и H_2CO_3. Термодинамическая устойчивость карбонатов. Строение и свойства SiO_2. Сопоставление строения и свойств CO_2 и SiO_2, карбонатов и силикатов. Основные типы структур силикатов.

Закономерности в изменении строения и химических свойств оксидов и гидроксидов Ge, Sn и Pb (термодинамическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).

Элементы IIIA подгруппы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий. Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Основные природные соединения, принципы получения из них бора, алюминия, галлия, индия, таллия. Применение простых веществ.

Получение, строение, свойства диборана B_2H_6.

Получение, особенности строения и свойства B_2O_3 и борных кислот.

Получение, физические и химические свойства алюминия, галлия, индия и таллия. Закономерности в строении, термической устойчивости, кислотно-основных и окислитель-но-восстановительных свойств соединений элементов в степени окисления +3: оксиды, гидроксиды, галогениды. Комплексные соединения алюминия.

УЭМ 3 Химия переходных элементов

Особенности электронного строения атомов переходных элементов. Природа химической связи в координационных соединениях. Метод валентных связей. Теория кристаллического поля (ТКП). Симметрия d-орбиталей. Изменение энергии d-орбиталей в сферическом, октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов. Сильное и слабое поле лигандов, энергия расщепления, энергия спаривания. Энергия стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП). Эффект Яна-Теллера, тетрагональное искажение октаэдрических комплексов, плоскоквадратные комплексы.

Элементы IБ подгруппы: медь, серебро, золото. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов элементов IA и IБ подгрупп. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства, простых веществ. Сопоставление строения и свойств однотипных соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды) элементов IA и IБ подгрупп. Особенности соединений Cu (II) и Au (III). Комплексные соединения элементов 1Б подгруппы (аммиакаты, цианиды, галогениды).

Элементы IIБ подгруппы: цинк, кадмий, ртуть. Сопоставление электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов элементов IIA и IIБ подгрупп Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Сравнение строения и свойств оксидов, гидроксидов и галогенидов. Комплексные соединения: аммиакаты, галогениды, цианиды, тиоцианаты. Применение соединений цинка, кадмия, ртути.

Элементы IIIБ группы: скандий, иттрий, лантан и лантаниды, актиний и актиниды. Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Редкоземельные элементы (РЗЭ). Лантанидное сжатие.

Химические свойства РЗЭ. Закономерности в строении и свойствах оксидов, гидроксидов.

Элементы IVБ подгруппы: титан, цирконий, гафний. Природные соединения, получение и сопоставление физических и химических свойств простых веществ элементов IVБ подгруппы. Сопоставление строения и свойств однотипных соединений в ряду Э (IV) – Э (III) – Э (II). Комплексные соединения.

Элементы VБ подгруппы: ванадий, ниобий, тантал. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства простых веществ элементов VБ группы. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений ванадия в степенях окисления II–III–IV–V.

Элементы VIБ подгруппы: хром, молибден, вольфрам. Сравнение химических и физических свойств простых веществ элементов VIБ подгруппы. Их получение из природных соединений и применение.

Сопоставление строения и свойств высших оксидов $ЭO_3$ и кислот $H_2ЭO_4$. Комплексные соединения элементов VIБ подгруппы. Сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в ряду Cr (VI) – Cr (III) – Cr (II).

Элементы VIIБ подгруппы: марганец, технеций, рений. Природные соединения, получение, физические, химические свойства и применение простых веществ элементов VIIБ подгруппы. Сопоставление свойств соединений марганца с различными степенями окисления.

Элементы VIIIБ подгруппы:

3*d* элементы – железо, кобальт, никель. Природные соединения, получение, применение и свойства простых веществ. Коррозия железа и пути ее предотвращения. Сопоставление строения и химических свойств соединений Fe, Co, Ni со степенью окисления II и III. Сравнение строения и свойств комплексных (цианиды, аммиакаты, галогениды) соединений железа, кобальта, никеля.

4*d*- и 5*d*-элементы: рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина. Природные соединения, получение, применение, физические и химические свойства простых веществ. Сопоставление свойств соединений 4*d*- и 5*d*- элементов в различных степенях окисления.

4.3 Содержание практических занятий

№ УЭМ	Наименование	Модуль 1	Модуль 2
1	Основные классы неорганических соединений	2 час.	
	Стехиометрические расчеты	6 час.	
	Концентрации растворов	4 час.	
2	Термохимические расчеты	2 час.	
	Направление химических реакций	2 час.	
	Кинетические расчеты. Равновесие	4 час.	
3	Растворимость	2 час.	
	Свойства разбавленных растворов неэлектролитов	2 час.	
	Реакции между ионами	2 час.	
	Ионное произведение воды. Водородный показатель	2 час.	
	Гетерогенные равновесия и процессы	2 час.	
4	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) в растворах. Количественные характеристики ОВР в растворах	6 час.	
	Гальванические элементы. Коррозия металлов.	2 час.	
	Электролиз водных растворов электролитов	2 час.	
	Всего	**36 час.**	
1	Строение атома		2 час.
	Типы химических связей		2 час.

	Комплексные соединения: номенклатура, строение, типы, устойчивость		4 час.
2	s-элементы		2 час.
	Галогены		4 час.
	Кислород, сера		4 час.
	Азот, фосфор		4 час.
	Углерод, кремний		2 час.
	Бор, алюминий		2 час.
	Олово, свинец		2 час.
3	Медь, серебро		2 час.
	Цинк, кадмий, ртуть		2 час.
	Хром, марганец		2 час.
	Железо, кобальт, никель		2 час.
	Всего		**36 час.**

4.4 Лабораторный практикум

№ УЭМ	Наименование	Модуль 1	Модуль 2
1	Химическая посуда	3 час.	
	Получение солей	3 час.	
	Определение эквивалентной массы металла	3 час.	
	Концентрация растворов. Приготовление растворов заданной концентрации	6 час.	
2	Определение тепловых эффектов процессов	3 час.	
	Кинетика химических реакций	6 час.	
3	Очистка веществ	3 час.	
	Электролитическая диссоциация	3 час.	
	Водородный показатель	3 час.	
	Гидролиз солей	3 час.	
	Гетерогенные равновесия и процессы	3 час.	
4	Химические свойства металлов	3 час.	
	Определение концентрации кислорода, растворенного в воде	3 час.	
	Окислительно-восстановительные реакции	3 час.	
	Гальванический элемент. Коррозия металлов	3 час.	
	Электролиз водных растворов электролитов	3 час.	
	Всего	**54 час.**	
1	Определение жесткости воды		3 час.
	Водород. Щелочные металлы. Магний и щелочноземельные металлы		3 час.
	Комплексные соединения		6 час.
2	Галогены		3 час.
	Кислород. Сера		3 час.
	Азот		3 час.
	Фосфор		3 час.
	Углерод, кремний		3 час.
	Бор, алюминий		3 час.
	Олово, свинец		3 час.
3	Медь, серебро		3 час.
	Цинк, кадмий, ртуть		3 час.
	Титан		3 час.

	Ванадий		3 час.
	Хром		3 час.
	Марганец		3 час.
	Железо, кобальт, никель		3 час.
	Всего		**54 час.**

4.5 Организация изучения учебной дисциплины

Методические рекомендации по организации изучения УМ с учетом использования в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения учебных занятий даются в Приложении А.

5 Контроль и оценка качества освоения учебного модуля

Контроль качества освоения студентами УМ и его составляющих осуществляется непрерывно в течение всего периода обучения с использованием балльно-рейтинговой системы (БРС), являющейся обязательной к использованию всеми структурными подразделениями университета.

Для оценки качества освоения модуля используются формы контроля: текущий – регулярно в течение всего семестра; рубежный – на девятой неделе семестра; семестровый – по окончании изучения УМ.

Оценка качества освоения модуля осуществляется с использованием фонда оценочных средств, разработанного для данного модуля, по всем формам контроля в соответствии с положением от 25.03.2014 Протокол УС № 18 «Об организации учебного процесса по образовательным программам высшего образования».

Содержание видов контроля и их график отражены в технологической карте учебного модуля (Приложение Б).

6 Учебно-методическое и информационное обеспечение учебного модуля представлено **Картой учебно-методического обеспечения** (Приложение В)

7 Материально-техническое обеспечение учебного модуля

Для выполнения лабораторных работ необходима лаборатория с соответствующим лабораторным оборудованием. Минимальный перечень оборудования включает:

- химические реактивы (кислоты, щелочи, соли и т.д.);
- термометры с точностью до $0{,}1^{\circ}$;
- калориметры;
- весы технические электронные с точностью до 0,01 г;
- pH-метры;
- выпрямители;
- электроплитки;
- химическая посуда;
- водяная и песчаная бани;
- таблицы.

ПРИЛОЖЕНИЯ (ОБЯЗАТЕЛЬНЫЕ):

А – Методические рекомендации по организации изучения дисциплины

Б – Технологическая карта дисциплины

В – Карта учебно-методического обеспечения дисциплины

Приложение А

Методические рекомендации по организации изучения дисциплины «Неорганическая химия»

1 Общие рекомендации для организации учебного процесса при освоении дисциплины

Методические рекомендации устанавливают порядок и методику изучения теоретического и практического материала учебного модуля. Методические рекомендации составляются по каждому виду учебной работы, включенные в модуль. Методические рекомендации должны нацеливать студента на творческую самостоятельную работу, не должны подменять учебную литературу и справочники, давать готовых решений поставленных перед студентом задач.

Рейтинговая оценка содержится в Технологической карте учебной дисциплины в виде 2 модулей.

Модуль 1 «Общие закономерности протекания химических процессов» направлен на обобщение знаний и развитие понимания основных закономерностей химических процессов, установление условий существования химических равновесий, как гомогенных, так и гетерогенных в различных химических системах.

Модуль 2 «Химия элементов и их соединений» направлен на обобщение знаний и развитие понимания периодического закона и его роли в прогнозировании свойств химических элементов и соединений, который позволит сформировать химическое мышление в области неорганической химии, которое необходимо будущему специалисту химику.

Значительная часть времени, выделяемого учебными планами, отводится на самостоятельную работу самих студентов. СРС используется для актуализации имеющихся знаний и создания мотивации к дальнейшему изучению модулей.

При самостоятельном изучении модулей следует уделить внимание следующим вопросам:

1. Повторение разделов наук, лежащих в основе модулей.

Необходимо иметь представление о базовом школьном курсе «Химии» для формирования общей картины химических закономерностей. Знание физики позволит студенту правильно понимать и обосновывать вопросы воздействия различных факторов на химические процессы.

2. Повторение и изучение терминологии.

4. Поиск сведений об истории и новых исследованиях, достижениях отечественной и зарубежной науки в области неорганической химии.

Самостоятельная работа включает в себя следующие виды работ:

- подготовку к занятиям;
- оформление отчетов по лабораторным работам и подготовку к их защитам;
- подготовку к практическим занятиям, выполнение домашних заданий;
- подготовку к контрольным работам;
- подготовку к тестированию;
- подготовку к экзамену.

2 Методические рекомендации по теоретической части дисциплины «Неорганическая химия»

2.1 Используемые технологии

Тематическая программа первых разделов лекционного блока включает наиболее общие вопросы, по которым студенты имеют начальную подготовку в объёме школьного материала по «Химии», «Физике» для формирования общей картины химических

закономерностей. Знание физики позволит анализировать воздействия различных факторов на химические системы.

В связи с этим лекционный материал предпочтительно организовать в виде использования следующих образовательных технологий:

- ✓ вводная лекция
- ✓ информационная лекция должна делать акцент на современных взглядах на химические концепции;
- ✓ лекция-презентация;
- ✓ проблемная лекция

Вводная лекция

Вводная лекция используется для изучения разделов, которые требуют погружения студентов в предмет, определенным образом систематизировать знания, полученные ранее в школьном курсе «Химия».

Рекомендуется использовать при освещении следующего теоретического материала по разделу:

«Основные классы неорганических соединений, стехиометрические законы»

Информационная лекция

Информационная лекция используется при изучении таких тем, которые требуют создания ориентировочной базы для организации последующих интерактивных способов обучения и усвоения необходимого материала. В ходе информационной лекции предполагается изложить необходимые сведения по теме, которые подлежат запоминанию и осмыслению, а также дальнейшему использованию во время подготовки к практическим занятиям.

Рекомендуется использовать при освещении следующего теоретического материала по разделам:

«Основные закономерности протекания химических реакций»

«Учение о растворах»

«Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы»

Лекция-презентация

Темы, которые информационно насыщены и содержат множество теоретических положений, рекомендуется преподавать с помощью лекции-презентации, позволяющей активно использовать различные схемы, таблицы, позволяющие скомпоновать и наглядно представить сложный теоретический материал на слайдах. С помощью информационных технологий и мультимедийного оборудования существует возможность применять в процессе обучения графические, схематические и иные способы организации учебного материала и тем самым увеличить возможности образовательного эффекта. Кроме того, лекция-презентация предоставляет возможность наглядно продемонстрировать визуальные элементы и объекты.

В связи с этим, лекцию-презентацию рекомендуется использовать во время освоения следующих разделов:

«Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп и их соединений»

«Химия переходных элементов»

Проблемная лекция

Проблемную лекцию рекомендуется использовать в качестве заключительной лекции на тему:

«Современные проблемы неорганической химии»

2.2 Дополнительная литература, рекомендуемая для освоения теоретической части дисциплины

1. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. вузов / М.Е. Тамли, Ю.Д. Третьяков. М.: Изд. центр «Академия», 2008. - 233с.
2. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. вузов / А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. М.: Изд. центр «Академия», 2004. - 368с.
3. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. К.1, 2: Учебник для студ. вузов / [А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов]. М.: Изд. центр «Академия», 2008. - 348с., 399с.
4. Шрайвер, Дувард. Неорганическая химия = Inorganic Chemistry: В 2 т. Т.1 / Шрайвер Дувард, Эткинс Питер ; Пер.с англ.: М.Г. Розовой и др., под ред. В.П. Зломанова. - М.: Мир, 2004. - 679с.
5. Шрайвер, Дувард. Неорганическая химия = Inorganic Chemistry: В 2 т. Т.2 / Шрайвер Дувард, Эткинс Питер; Пер.с англ.: А.И. Жирова и др., под ред. В.П.Зломанова. - М.: Мир, 2004. - 486с.

Периодические издания:

1. РЖ Химия
2. Неорганическая химия
3. Успехи химии

3 Методические рекомендации по практической части учебной дисциплины «Неорганическая химия»

3.1 Используемые технологии

Для закрепления теоретических знаний и отработки навыков и умений, способности обобщать знания и применять их при решении конкретных задач используется практические занятия.

На практических занятиях рассматриваются расчетные задания по разделам модулей согласно методических указаний 3.2.

3.2 Литература, рекомендуемая для освоения практической части дисциплины

1. Основные закономерности протекания химических реакций: Пакет заданий для самостоятельной работы и промежуточного контроля / Сост. В.П.Кузьмичева, И.В. Летенкова, Е.А. Пчелина; НовГУ им. Ярослава Мудрого, Великий Новгород, 2013. – 38 с.
2. Растворы: Пакет заданий для самостоятельной работы и промежуточного контроля / Сост. В.П. Кузьмичева, И.В. Летенкова, Е.А. Пчелина; НовГУ им. Ярослава Мудрого, Великий Новгород, 2013. – 30 с.
3. Строение атома и химическая связь: Задания для промежуточного контроля / Сост. В.П. Кузьмичева, И.В. Летенкова, В.А. Исаков; НовГУ им. Ярослава Мудрого, Великий Новгород, 2014. – 15 с.
4. Электрохимические процессы: Пакет заданий для самостоятельной работы и промежуточного контроля / Сост.: В.П. Кузьмичева, И.В. Летенкова, Е.А Пчелина; НовГУ им. Ярослава Мудрого. – Великий Новгород, 2008. – 22 с.
5. Основные классы неорганических соединений: Методические указания / Сост.: В.П. Кузьмичева, Е.А. Пчелина; НовГУ им. Ярослава Мудрого, Великий Новгород, 2004. – 26 с.

6. Концентрации растворов: Методические указания к самостоятельной работе студентов / Сост. В.П. Кузьмичева, Г.Н. Олисова, Н.И. Ульянова. – Великий Новгород: НовГУ, 2013. – 28 с.
7. Основы количественных расчётов в неорганической химии. Закон эквивалентов. Закон объёмных отношений: Методические указания к самостоятельной работе студентов / Сост. В.П. Кузьмичева, В.А. Исаков. – Великий Новгород: НовГУ, 2014. - 15 с.

4 Методические рекомендации по проведению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия»

4.1 Используемые технологии

Важнейшей целью лабораторных работ является не только подтверждение экспериментом истинности теоретических положений неорганической химии, но и самостоятельное получение новых знаний.

В лабораторном практикуме используется методика в которой от полной прописи всех экспериментальных операций в начальных лабораторных работах число задаваемых ориентиров и их конкретность уменьшаются, а степень обобщенности возрастает, при этом усиливается исследовательский (проблемный) характер лабораторных работ, что стимулирует студентов наращивать самостоятельность и все более проявлять свои творческие возможности.

Лабораторные работы выполняются в группах по два человека. Студенты индивидуально ведут рабочие журналы и составляют отчеты. Защита лабораторных работ проводится индивидуально как путем устного опроса, так и выполнением тестовых заданий, что показывает сформированность необходимых знаний.

Лабораторные работы предусмотрены в 2 учебных модулях. Материально-техническое обеспечение предусмотрено рабочей программой дисциплины.

4.2 Литература, используемая для освоения лабораторного практикума дисциплины

1. Химическая посуда. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 19 с.
2. Получение солей: Метод. указания к лабораторной работе / Сост. В.П. Кузьмичева, И.В. Летенкова. – НовГУ им. Ярослава Мудрого, Великий Новгород, 2013 г. – 16с.
3. Определение эквивалентной массы металла (Mg, Al или Zn) методом вытеснения водорода. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 9 с.
4. Концентрация растворов. Приготовление растворов заданной концентрации. Методические указания к лабораторной работе / Составители: Олисова Г. Н., Ульянова Н.И. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 24 стр.
5. Определение тепловых эффектов процессов: Метод указания к лабораторной работе / Составители: Н.И. Ульянова, Г.Н. Олисова – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 11 с.
6. Кинетика химических реакций: Метод указания к лабораторной работе / Составители: И.В. Летенкова, Е.Н. Бойко. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2012 г. – 18с.
7. Очистка веществ. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 12 с.
8. Электролитическая диссоциация: Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичева, И.В. Летенкова, Е.Н. Бойко. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2012 г. – 15 с.

9. Водородный показатель: Методические указания к лабораторной работе / Составители: Е.Н. Бойко; Г.Н. Олисова; Н.И. Ульянова – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2012 г. – 16 с.
10. Гидролиз солей. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 16 с.
11. Гетерогенные равновесия и процессы. Методические указания к лабораторной работе / Составители: Олисова Г.Н., Ульянова Н.И. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 12 стр.
12. Химические свойства металлов. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков. – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 15 с.
13. Определение концентрации кислорода, растворенного в воде. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков. – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 7 с.
14. Окислительно-восстановительные реакции: Методические указания к лабораторной работе / Составители: Е.Н.Бойко, Н.И. Ульянова, Г.Н. Олисова. – НовГУ, Великий Новгород, 2012 г. – 19 с.
15. Гальванический элемент. Электрохимическая коррозия металлов: Методические указания к лабораторной работе / Составители: Бойко Е.Н., Петухова Е.А. – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 16 с.
16. Электролиз водных растворов электролитов: Методические указания к лабораторной работе / Составители: Бойко Е.Н., Петухова Е.А. – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 14 с.
17. Определение жесткости воды (титриметрический метод анализа): Методические указания к лабораторной работе / Составители: Н.И. Ульянова, Г.Н. Олисова. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г.– 19 с.
18. Комплексные соединения: Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичева, Г.Н. Олисова, Н.И. Ульянова. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 18 с.
19. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ. Методические указания к лабораторным работам по неорганической химии для студентов специальности 040501.65 – Фундаментальная и прикладная химия / Составители: В.П. Кузьмичева, Е.А. Пчёлина, В.А. Исаков; НовГУ им. Ярослава Мудрого. – Великий Новгород, 2014 г. – 203 с.

5 Рекомендации по использованию ФОС при освоении дисциплины

Система оценки накопительного типа, основанного на рейтинговых изменениях, отражает успеваемость, творческий потенциал, психологическую и педагогическую характеристику. В основе контроля знаний лежит комплекс мотивационных стимулов, среди которых **своевременная** и **систематическая** оценка результатов труда студента в точном соответствии с реальными достижениями группы студентов, система поощрения успевающих. Помимо оценки уровня усвоения знаний, это метод системного подхода к изучению материала.

При оценке освоения каждого учебного модуля применяются следующие формы контроля и критерии оценки:

1. Лабораторная работа
2. Контрольная работа
3. Тест
4. Расчетное задание
5. Экзамен

5.1 Экзаменационные вопросы по Модулю 1 Основные закономерности протекания химических реакций

1. Основные химические понятия: атом, молекула, простое вещество, химическое соединение.
2. Химический элемент. Изотопы. Атомная и элементная массы. Молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Количество вещества эквивалента. Эквивалентная масса. Закон эквивалентов.
3. основные законы атомно-молекулярного учения: законы сохранения массы веществ, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Закон Авогадро.
4. Газовые системы. Идеальный газ. Газовая постоянная. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Парциальное давление газов в смеси. Относительная плотность газа.
5. Энергетические характеристики химических реакций. Первое начало термодинамики. Превращение энергии и работы в химических процессах.
6. Термохимия. Стандартное состояние и стандартное условие. Термохимические уравнения. Энтальпия образования сложного вещества. Закон Лавуазье-Лапласа. Закон Гесса. Расчеты тепловых эффектов реакции.
7. Второе начало термодинамики. Понятие об энтропии. Изменение энтропии при фазовых и химических превращениях, при изменении температуры и давления. Оценка знака изменения энтропии в химических реакциях.
8. Энергия Гиббса. Термодинамический критерий возможности самопроизвольного протекания химических реакций.
9. Термодинамическая классификация химических реакций.
10. Скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций. Кинетические уравнения. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов и температуры.
11. Энергетические диаграммы реакций. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
12. Молекулярность и порядок реакции. Механизмы химических реакций.
13. Каталитические реакции.
14. Химическое равновесие. Константа равновесия. Равновесные концентрации. Взаимосвязь константы равновесия и изменения энергии Гиббса. Полнота протекания реакции.
15. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
16. Основные понятия учения о растворах: раствор, растворенное вещество, растворитель. Взаимодействие растворенного вещества и растворителя.
17. Термодинамика растворения. Растворимость. Насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные, разбавленные и концентрированные растворы.
18. Способы выражения концентрации растворов.
19. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов: диффузия, осмос, давление и состав пара над раствором. Закон осмотического давления. Первый закон Рауля.
20. Кристаллизация и кипение растворов неэлектролитов. Второй закон Рауля.
21. Диссоциация в водных растворах электролитов. Изотонический коэффициент. Степень электролитической диссоциации, их взаимосвязь.
22. Константа и степень диссоциации (ионизации) слабых электролитов. Закон разбавления.
23. Сильные электролиты. Ионная сила растворов, коэффициент активности, аналитическая концентрация иона и активность иона.
24. Самоионизация воды. Ионное произведение воды. pH, pOH.
25. Гетерогенное равновесие «ионный кристалл – раствор». Константа растворимости. Растворимость труднорастворимых электролитов.

26. Теории кислот и оснований: Аррениуса, Бренстеда-Лоури, Льюса. Роль растворителя в кислотно-основном взаимодействии. Сила кислородсодержащих кислот и ее зависимость от состава и строения.
27. Индикаторы кислотно-основного равновесия в водных растворах.
28. Гидролиз солей. Количественные характеристики. Ступенчатый характер гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз.
29. Буферные растворы. Состав. Зона буферного действия. Расчет pH в буферных растворах.
30. Важнейшие окислители и восстановители. Степень окисления: высшая, низшая, промежуточная.
31. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
32. Электрохимические процессы.
33. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод.
34. Зависимость величины электродного потенциала от концентрации потенциалопределяющих ионов. Уравнение Нернста.
35. Определение направления протекания ОВР в стандартных условиях.
36. ОВР с участием воды. Окисление и восстановление водой. Область устойчивости воды.
37. Диаграммы Латимера. Оценка возможности диспропорционирования. Сопропорционирование.
38. Диаграммы Латимера. Расчет стандартного потенциала редокс-пары, не содержащей частиц, расположенных рядом в диаграмме Латимера.
39. Гальванические элементы. ЭДС^0 и ΔG^0 реакции в гальваническом элементе.
40. Электролиз с растворимым и нерастворимым анодом. Промышленное применение.
41. Правила разрядки катионов и анионов при электролизе водных растворов электролитов.
42. Поляризационные явления в электрохимических процессах. Перенапряжение.
43. Электрохимическая коррозия в кислой и нейтральной среде.
44. Защита металлов от коррозии. Защитные покрытия. Ингибиторы.
45. Количественные законы в электрохимических системах.

5.2 Экзаменационные вопросы по Модулю 2 Химия элементов и их соединений

1. Современная формулировка периодического закона. Периоды, группы, семейства элементов.
2. Строение атома. Валентные электроны.
3. Закономерности в изменении химических свойств элементов в периодической системе (вертикальная, горизонтальная и диагональная аналогия).
4. Ковалентная связь. МВС. Механизмы образования ковалентной связи. Кратные связи. Дативные связи.
5. Теория взаимного отталкивания электронных пар (модель Гиллеспи) и геометрия молекул.
6. ММО. Энергетические диаграммы гомоядерных и простейших гетерогенных двухатомных молекул элементов I и II периодов. Порядок связи. Магнитные свойства молекул.
7. Ионная связь. Поляризация. Поляризуемость и поляризующее действие ионов в ионных кристаллах. Изменение физических свойств в рядах однотипных молекул (температура плавления, растворимость).
8. Типы межмолекулярных связей и их влияние на свойства молекулярных кристаллов.
9. Водородная связь.
10. Влияние природы химической связи на химические и физические свойства веществ. Атомные, металлические, ионные и молекулярные кристаллы.

11. Комплексные соединения (КС). Состав, номенклатура и классификация.
12. Ионизация КС в растворах. Константа нестойкости.
13. КС. Способы получения и разрушения.
14. Химическая связь в КС по МВС. Геометрия комплексных ионов. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы. Магнитные свойства.
15. Химическая связь в КС. Понятие о теории кристаллического поля. Параметр расщепления. Спектрохимический ряд лигандов.
16. Изомерия КС.
17. Кинетическая устойчивость КС. Инертность и лабильность.
18. Обменные реакции и ОВР с участием КС.
19. Классификация кислородных соединений. Бинарные соединения: оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды и их свойства.
20. Сульфиды металлов и неметаллов. Классификация сульфидов. Тиосоединения.
21. Соединения элементов с галогенами. Характер связи. Гидролиз.
22. Соединения элементов главных подгрупп с азотом, углеродом и бором.
23. Характеристика s-элементов I группы. Химическая активность. Оксиды, гидроксиды, соли.
24. Характеристика s-элементов II группы. Оксиды, гидроксиды, соли.
25. Характеристика d-элементов I группы. Оксиды, гидроксиды. Комплексные соединения.
26. Характеристика d-элементов II группы. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения.
27. Общая характеристика элементов III группы. Строение атомов, деление на подгруппы, химически свойства бора и его соединений.
28. Характеристика p-элементов IV группы. Строение и свойства простых веществ и соединений с серой, галогенами, кислородом.
29. Характеристика соединений элементов подгруппы азота: оксиды, гидроксиды, сульфиды, галогениды.
30. Фосфорные кислоты.
31. Сопоставление свойств простых веществ оксидов, гидроксидов элементов главной и побочной подгруппы VI группы.
32. Общая характеристика d-элементов VI группы. Оксиды, гидроксиды, соли. Изо- и гетерополисоединения.
33. p-элементы VI группы. Строение простых веществ. Соединения с водородом и кислородом. Способность к образованию цепей и кратных связей.
34. Общая характеристика p-элементов VII группы. Соединения с водородом, кислородом. Получение, строение, свойства. Межгалоидные соединения.
35. d-элементы VII группы. Степени окисления. Оксиды, гидроксиды, соли.
36. Общая характеристика семейства железа. Оксиды, гидроксиды, соли.
37. Общая характеристика семейства платиновых металлов: строение атомов, степени окисления, химическая активность.
38. Элементы VIIIA-группы (благородные газы). Физические и химические свойства.
39. Вода. Строение молекулы. Аномалия физических свойств. Взаимодействие с простыми и сложными веществами. Жесткость воды.
40. Жесткость воды. Способы ее устранения.
41. Азотная кислота. Строение молекулы. Получение. Действие на металлы и неметаллы азотной кислоты и смесей HNO_3 + HCl, HNO_3 + HF. Азотистая кислота и ее свойства.
42. Соединения азота с водородом: аммиак, гидразин, гидроксиламин, азотоводородная кислота. Их получение, строение, свойства.
43. Сера. Соединения с водородом, кислородом, металлами. Многообразие кислородсодержащих кислот серы.

44. Хлор. Строение атома, степени окисления, химические свойства. Соединения с водородом, кислородом, металлами. Кислоты хлора и их соли.
45. Углерод и кремний. Соединения с металлами. Серой, галогенами, азотом. Цианиды, цианиты, тиоцианаты.

5.3 Образец экзаменационного билета дисциплины "Неорганическая химия" по Модулю 1 Основные закономерности протекания химических реакций

Министерство образования и науки Российской Федерации
ФГБОУ ВО "Новгородский государственный университет имени Ярослава Мудрого"
Институт сельского хозяйства и природных ресурсов
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 0
Дисциплина "Неорганическая химия": Модуль 1
Для специальности 040501.65 – Фундаментальная и прикладная химия

1. Химическое равновесие. Смещение химических равновесий. Принцип Ле Шателье.
2. Диссоциация воды, водородный показатель среды.
3. Растворимость бромоводорода в воде при н.у. равна 221 г, а при стандартных условиях – 193 г/100 г воды. Вычислите, какой объем газообразного HBr выделится из раствора насыщенного при н.у. после приведения его к стандартным условиям.

Зав. кафедрой ФПХ _____ Зыкова И.В.
Одобрено на заседании кафедры
протокол № ___ от _____2017 г.

5.4 Образец экзаменационного билета дисциплины "Неорганическая химия" по Модулю 2 Химия элементов и их соединений

Министерство образования и науки Российской Федерации
ФГБОУ ВО "Новгородский государственный университет имени Ярослава Мудрого"
Институт сельского хозяйства и природных ресурсов
Кафедра фундаментальной и прикладной химии

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 0
Дисциплина "Неорганическая химия": Модуль 2
Для специальности 040501.65 – Фундаментальная и прикладная химия

1. Природа химической связи в координационных соединениях МВС.
2. Общая характеристика s-элементов. Химические свойства водорода и его соединений.
3. К подкисленному раствору йодида калия добавили 100 мл 0,15н. раствора дихромата калия. Вычислите, сколько миллилитров 0,2н. раствора тиосульфата натрия необходимо прилить, чтобы связать весь выделившийся йод.

Зав. кафедрой ФПХ _____ Зыкова И.В.
Одобрено на заседании кафедры
протокол № ___ от _____2017 г.

5.5 Образцы контрольных педагогических материалов по дисциплине «Неорганическая химия» по Модулю 1 Основные закономерности протекания химических реакций

Тест № 1
Оксиды
Вариант №0

1. Укажите химический символ элемента, образующего и кислотные, и основные оксиды:
   а) C б) Mn в) Ba г)Si

2. Какой элемент образует только основной оксид?
   а) Марганец б) Алюминий в) Магний г) Фосфор

3. Укажите схемы реакций, в которых образуется оксиды (оксид):
   а) $H_2+O_2\rightarrow$
   б)$CH_4+O_2\rightarrow$
   в)KOH→ (при нагревании)
   г)$H_2S+O_{2(избыток)}\rightarrow$

4. Отметьте формулы оксидов, которые в реакции с оксидом бария образуют соль:
   а) SiO_2 б)CaO в)SO_3 г)P_2O_5

5. Какие оксиды реагируют со щелочами?
   а) оксид Mg(II) б) оксид C(IV) в) оксид Mn(VII) г) оксид Cr(VI)

6. Какие схемы реакций иллюстрируют основный характер оксида Fe(II)?
   а) $FeO+H_2\rightarrow Fe+H_2O$ (при нагревании)
   б) $FeO+CO\rightarrow Fe+CO_2$ (при нагревании)
   в) $FeO+HCl\rightarrow FeCl_2+H_2O$
   г) $FeO+SiO_2\rightarrow FeSiO_3$ (при нагревании)

7. Какие схемы реакций показывают кислотный характер оксида Si(IV)?
   а) $SiO_2+C\rightarrow$ (при нагревании)
   б) $SiO_2+BaO\rightarrow$
   д) $SiO_2+KOH\rightarrow$ (при нагревании)
   г) $SiO_2+Mg\rightarrow$ (при нагревании)

8. С какими веществами реагирует оксид калия, но не реагирует оксид серы(VI)?
   а) нитрат K б) оксид Ca в) азотная кислота г) оксид C(IV)

9. Укажите схемы реакций, в результате которых выделяется углекислый газ:
   а)$K_2CO_3\rightarrow$ (умеренное нагревание)
   б) $K_2CO_3+H_2SO_4\rightarrow$
   в) $K_2CO_3+SiO_2\rightarrow$
   г) $K_2CO_3+BaCl_2\rightarrow$

10. Какие оксиды при н.у. являются твердыми?
    а) оксид Si(IV) б) оксид C(IV) в) оксид Cu(II) г) оксид Fe(III)

Тест №2
Основания
Вариант №0

1. Из оксида меди (II) соответствующий гидроксид можно получить:
   а) растворением оксида в воде
   б) обработкой оксида соляной кислотой, взаимодействием полученного продукта с разбавленным раствором щелочи
   в) обработкой оксида серной кислотой, электролизом полученного раствор с инертным электродом
   г) обработка оксида раствором щелочи

2. В каких парах гидроксидов, формулы которых приведены ниже, первый гидроксид обладает более основными свойствами по сравнению со вторым?
   а) $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$ в) $Be(OH)_2$ и $Mg(OH)_2$
   б) $Cu(OH)_2$ и NH_4OH г) $Mg(OH)_2$ и $AL(OH)_3$

3. Имея водный раствор NaCl, получить раствор NaOH можно:
   а) взаимодействием раствора NaCl с раствором KOH
   б) электролизом раствора NaCl в условиях, исключающих взаимодействия продуктов электролиза
   в) вытеснение натрия из раствора соли литием, растворение полученного натрия в воде
   г) выпарить раствор NaCl, расплав сухого остатка подвергнуть электролизу

4. В результате каких реакций (укажите их схемы) получается основание?
   а) $CuSO_4+KOH\rightarrow$ в) $SO_3+H_2O\rightarrow$
   б) $BaO+H_2O\rightarrow$ г) $K+H_2O\rightarrow$

5. Какие пары соединений не реагируют между собой?
   а) азотная кислота и хлорид калия б) вода и оксид меди (II)
   в) азотная кислота и гидроксид бария г) хлорид магния и гидроксид лития

6. Укажите схему реакции, продуктом которой является осадок гидроксида меди:
   а) $CuCl_2+2KOH\rightarrow$ в) $CuSO_4$(раствор) $\rightarrow$ (электролиз)
   б) $CuO+H_2O\rightarrow$ г) $CuCl_2+H_2O\rightarrow$ (при 20ºС)

7. Гидроксид натрия получается в результате реакций (укажите их схемы):
   а) $Na+H_2O\rightarrow$ в) $Na_2O+H_2O\rightarrow$
   б) $NaCl+KOH\rightarrow$ г) $Na_2SO_4+Ba(OH)_2\rightarrow$

8. Укажите формулы веществ, с которыми про 20^oC реагирует гидроксид железа (II):
   а) HNO_3 б) NaCl в) CuO г) H_2SO_4

9. С какими веществами реагируют раствор гидроксида калия?
   а) нитрат натрия б) этилацетат в) соляная кислота г) серная кислота

10. В растворе щелочи лакмус имеет цвет:
   а) красный б) малиновый в) синий г) бесцветный

Тест №3
Кислоты
Вариант №0

1. Из фосфора ортофосфорную кислоту можно получить:
а) окислением фосфора до P_2O_3 и растворением оксида в воде
б) окислением фосфора до P_2O_5 и растворением оксида в воде без нагревания
в) то же, что и пункт б), но оксид растворяется в горячей воде
г) взаимодействие фосфора с азотной кислотой (конц.,t^0)

2. С какими веществами реагирует ортофосфорная кислота?
а) калий б) карбонат калия в) гидроксид натрия г) нитрат серебра

3. Укажите окраску лакмуса в кислой среде:
а) бесцветная б) синяя в) красная г) малиновая

4. Двухосновными кислотами являются:
а) уксусная б) угольная в) азотная г) сероводородная

5. Какие металлы не реагируют с соляной кислотой?
а) золото б) цинк в) магний г) платина

6. В каких сосудах, содержащих указанные газы, влажная лакмусовая бумажка краснеет?
а) аммиак б) хлороводород в) оксид серы (IV) г) оксид азота (II)

7. Охарактеризуйте соляную кислоту:
а) летучая б) сильная в) двухосновная г) бескислородная

8. Каким кислотам, формулы которых приведены ниже, отвечает оксид фосфора(V)?
а) H_3PO_3 б) HPO_3 в) H_3PO_4 г) $H_4P_2O_7$

9. Укажите схемы реакций, в результате которых получается кислота:
а) $SO_3+H_2O\rightarrow$
б) $BaCl_2+H_2SO_{4(разб.)}\rightarrow$
в) $CuSO_4\rightarrow$ (электролиз водного раствора)
г) $SiO_2+H_20\rightarrow$

10. Укажите формулу кислоты, которая отвечает оксиду азота (III):
а) HN_3
б) HNO_3
в) HNO_2
г) HNO_4

Тест №4
Соли
Вариант №0

1. Гидрокарбонат кальция можно перевести в карбонат кальция:
   а) действием соляной кислоты б) умеренным прокаливанием
   в) прокаливанием при высокой температуре до постоянной массы
   г) действием щелочи

2. В результате каких реакций замещения, схемы которых приведены ниже, образуется соль?
   а) $Cu+HCl_{(разбав.)} \rightarrow$ б) $Fe+H_2SO_{4(разбав.)} \rightarrow$
   в) $Zn+AgNO_3 \rightarrow$ г) $CuO+H_2 \rightarrow$ (при нагревании)

3. В каких реакциях, схемы которых приведены ниже, с участием солей образуется гидроксид (коэффициенты проставлены)?
   а) $KAlO_2+HCl_{(раствор)} \rightarrow$ б) $KAlO_2+4HCl_{(раствор)} \rightarrow$
   в) $Na_2[Zn(OH)_4]+H_2SO_4 \rightarrow$ г) $Na_2[Zn(OH)_4]+ 2H_2SO_4 \rightarrow$

4. Укажите схемы окислительно-восстановительных реакций, продуктом которых является соль:
   а) $Cu+HNO_{3(разб.)} \rightarrow$ б) $Fe+H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$ (н.у.)
   в) $Cu(OH)_2+HCl \rightarrow$ г) $KI+Cl_2 \rightarrow$

5. Сколько различных по составу солей можно образоваться при взаимодействии гидроксида калия и ортофосфорной кислоты?
   а) 1 б) 4 в) 3 г) 2

6. Какие реакции (укажите их схемы) с участием солей являются окислительно-восстановительными?
   а) $KNO_3 \rightarrow$ б) $NH_4Cl+AgNO_3 \rightarrow$
   в) $KMnO_4+HCl \rightarrow$ г) $KClO_3 \rightarrow$

7. С какими веществами реагирует сульфат калия?
   а) хлорид бария б) нитрат серебра (I) в) карбонат натрия г) азотная кислота

8. Как можно перевести ортофосфат кальция в дигидроортофосфат кальция?
   а) действием KH_2PO_4 б) действием H_3PO_4
   в) обработкой водой г) прокаливанием

9. В каком ряду указаны формулы солей, все из которых реагируют с раствором $Ba(OH)_2$?
   а) $Ca(HCO_3)_2$, K_2SO_4, NaCl б) $CuSO_4$, $FeCl_2$, K_3PO_4
   в) NH_4NO_3, KCl, FeSO4 г) Na_2SO_4, K_2CO_3, $NaNO_3$

10. Укажите, как можно тетрагидроксоалюминат калия перевести в метаалюминат калия:
    а) обработкой недостатком сильной кислоты
    б) обработкой избытком сильной кислоты
    в) кипячение раствора с последующим прокаливанием
    г) обработкой щелочью

Тест №5
Основные классы неорганических соединений
Вариант №0

1. К какому из оксидов, формулы которых приведены ниже, подходят все характеристики – кислотный, твердое вещество (н.у.), не растворим в воде, тугоплавок, вытесняет из солей более летучие оксиды при нагревании?

а) Al_2O_3 б) CuO в) SiO_2 г) P_2O_5

2. Какие элементы могут образовывать кислотные оксиды?

а) бор б) хлор в) марганец г) серебро

3. С каким из веществ, название которых приведены ниже, при 25^oC реагируют оксид железа (II)?

а) вода б) нитрат натрия в) соляная кислота г) гидроксид калия (разб. р-р)

4. Укажите формулы гидроксидов, которые могут быть получены непосредственным растворением оксидов в воде:

а) $Ba(OH)_2$ б) H_2SO_3 в) HPO_3 г) $Fe(OH)_3$

5. Оксиды каких элементов (укажите их химические символы) образуются при обжиге не содержащего примесей железного колчедана?

а) S б) C в) Fe г) P

6. С какими из веществ, названия которых приведены ниже, реагирует разбавленная соляная кислот?

а) карбонат цинка б) медь в) оксид меди (II) г) сульфат меди (II)

7. Все из веществ каких групп, формулы которых приведены ниже, реагируют с разбавленной серной кислотой?

а) Cu, KOH, SiO_2
б) Zn, $Fe(OH)_3$, BaO
в) NaCl, NaOH, CO_2
г) CrO, K_2CO_3, Fe

8. В пробирки с водой добавили по 0,1 г оксидов, формулы которых приведены ниже. В пробирках с какими оксидами фенолфталеин окрасится в малиновый цвет?

а) SiO_2 б) CaO в) Na_2O г) Al_2O_3

9. При взаимодействии каких пар веществ, формулы которых приведены ниже, образуются соли?

а) $CaO+K_2O\rightarrow$ б) $Na_2O+ZnO\rightarrow$ в) $NaOH+Al(OH)_3\rightarrow$ г) $NH_3+H_2SO_4\rightarrow$

10. Какие из гидроксидов, формулы которых приведены ниже, могут образовывать основные соли?

а) NaOH б) $Mg(OH)_2$ в) $Cu(OH)_2$ г) $Al(OH)_3$

Контрольная работа №1
Стехиометрические расчёты
Варианты 1-5

Взаимозависимые параметры состояния газов

1. Какой объём займут при стандартных условиях 22,4 л газа, измеренные при нормальных условиях?
2. Какой объём займут при нормальных условиях 24,5 л газа, измеренные при стандартных условиях?
3. Какой объём займут при нормальных условиях 480 л газа,, измеренные при 17 ^oC и 104 кПа ?
4. Даны 600 $м^3$ при 7 ^oC и 100 кПа. Вычислите объём газа при -13 ^oC и 80 кПа.
5. Приведите к 0 ^oC и 101,3 кПа следующие объёмы газов, измеренные при указанных условиях: а) 375 мл при -23 ^oC и 97,3 кПа; б) 900 л при 37 ^oC и 104 кПа; в) 320 $м^3$ при -3 ^oC и 103,3 кПа; г) 1080 л при 127 ^oC и 10,13 кПа

Вычисление массы газа заданного объёма и объёма газа заданной массы

1.Вычислите массу измеренного при стандартных условиях 1 л следующих газов: а) водорода; б) кислорода; в) оксид углерод (IV); г) оксида углерода (II); д) фосгена $COCl_2$; е) оксида азота (II)
2. Вычислите массу воздуха в комнате размерами 6 х 8 х 4 м при 20 ^oC и 101,3 кПа
3. Какой объём в литрах займут при нормальных условиях (н.у.):) 3,5 г азота; б) 640 г. Кислорода; в) 110 г оксида углерода (IV) г) 70 г оксида углерода (II) ?
4. Сколько граммов кальция вступило в реакцию с водой, если объём выделившегося водорода при 25 ^oC и 99,3 кПа равен 480 л?
5. Диоксид марганца теряет при прокаливании кислород, обрзуя Mn_3O_4. Какой объём кислорода при 32 ^oC и 111,4 кПа выделится из 0,5 кг MnO_2 ?

Определение истинной формулы химического соединения
по процентному содержанию элементов и молекулярной массе

1. Некоторые соединение содержит 90,3% кремния и 9,7% водорода. Плотность его пара по водороду составляет 31,9. Найдите истинную формулу соединения.
2. Соединение содержит 46,15 % углерода, остальное – азот. Плотность по воздуху равна 1,79. Найдите истинную формулу соединения.
3. Соединение бора с водородом содержит 78,18% бора остальное-водород. Плотность по водороду 13,71. Найдите его истинную формулу.
4. Соединение водорода с мышьяком содержит 3,85% Н. Плотность по водороду 2,7. Найдите истинную формулу.
5. При сжигании некоторого соединения азота с водородом получено из 0,24 г вещества 0,27 г H_2O и 168 мл азота (при 0 ^oC и 101,3 кПа). Плотность пара азотосодержащего вещества по воздуху 1,1. Какова истинная формула вещества?

Смеси газов. Парциальные давления.
Различные способы выражения состава газовой смеси

1. Вычислите парциальные давления азота и кислорода в воздухе, приняв давление воздуха 101,3 кПа (воздух содержит 21% O_2 и 78% по объёму).
2. Вычислите процентное содержание кислорода и азота в воздухе по массе. Масса одного литра воздуха при н.у. составляет 1,293 г.
3. Вычислите массу 70 мл кислорода, собранного над водой при 7 ^oC и 102,3 кПа. Давление пара воды при той же температуре равно 1 кПа.
4. Сколько молей содержит объёмы газов, измеренные при н.у.: а) 56 л NH_3; б) 2,8 л CO_2; в) 1,12 л H_2; г) 700 мл N_2 ?

5. Сколько молей кислорода и азота содержится в 1 л воздуха при 22 ^{o}C и 100 кПа.

Вычисления по уравнениям химических реакций

1. К 1 г KOH прибавили 1 г HNO_3 . Какое вещество и в каком количестве останется не нейтрализованным?
2. К раствору, содержащему 8,5 г $AgNO_{3,}$, прибавили 3,9 г $BaCl_2$. Определите массу $AgNO_3$, оставшуюся в растворе после образования осадка.
3. 1 мл раствора содержит 0,014 г KOH. Сколько мл такого раствора потребуется для нейтрализации 1,96 г серной кислоты? Скольео мл того же раствора потребуется для образования средней соли при взаимодействии с 1,96 г ортофосфорной кислоты?
4. Определите массу гидроксида натрия, которая может заменить 700 г гидроксида калия.
5. Сколько граммов октагидрата гидроксида бария следует добавить к раствору, содержащему 5,31 г гидрокарбоната бария, для образования средней соли?

Взаимодействие газов

1. Какой объём воздуха (21% кислорода) необходим для сжигания 42 л водорода??
2. Сколько литров оксида углерода (II) можно сжечь в 1 м^3 воздуха?
3. Вычислите массовую долю водорода в смеси его с кислородом если известно, что 40 мл смеси после сжигания водорода заняли объём, равный 31 мл. Считать, что пары воды конденсируются, а реакционная смесь после проведения реакции охлаждается до первоначальной температуры.
4. Какой объём занимает кислород после разложения 400 мл озонированного кислорода, содержащего 28% озона?
5. Из 200 мл озонированного воздуха после разложения содержащегося в нём озона образовалось 216 мл газа. Вычислите процентное содержание озона в озонированном воздухе.

Число Авогадро. Вычисления массы отдельных атомов и молекул

1. Вычислите в граммах массу молекулы углекислого газа.
2. Масса 1 л (н.у.) составляет 1,25 г; вычислите: а) молекулярную массу газа; б) мссу молекулы газа.
3. Сопоставьте число молекул, содержащееся в 1 г серной кислоты, с числом молекул, содержащимся в 1 г азотной кислоты. В каком случае и во сколько раз число молекул больше?
4. В какой массе азота содержится 10^{24} молекул?
5. В каком объёме хлора (н.у.) содержится 10^{20} молекул?

Контрольная работа №2
Концентрация растворов
Вариант №0

1. Найти молярную концентрацию эквивалента 90%-ного раствора серной кислоты, плотность раствора 1,67 г/мл.

2а. Раствор бромоводородной кислоты с концентрацией 0,7 моль/л смешали с равным объемом раствора иодоводородной кислоты с концентрацией 0,5 моль/л. Чему равны молярные концентрации этих веществ в образовавшемся растворе.

2б. Смешали два раствора соляной кислоты - один с молярной концентрацией 0,05М и объемом 350мл, другой раствор объемом 0,2 л с молярной концентрацией 0,1М. Найти молярную концентрацию образовавшегося раствора.

3. Рассчитайте, какой объем концентрированного раствора уксусной кислоты (w=36%, ρ=1,049 г/мл) потребуется для приготовления 1100 мл разбавленного раствора с молярной концентрацией 0,4 моль/л.

4. Для нейтрализации раствора, содержащего 2,25 г кислоты, потребовалось 25 мл 2,0н. раствора щёлочи. Определите эквивалентную массу кислоты. Что это за кислота?

Тест №6
Тепловой эффект и изменение энтальпии в химической реакции
Вариант №0

1. При образовании 1 моля газообразного фтороводорода выделилось 217 кДж тепла. Чему равна энтальпия образования фтороводорода из простых веществ?

А 434 Б -217 В 217 Г -434

2. При взаимодействии 1 моля водорода и 1 моля фтора выделилось 434 кДж тепла. Определите энтальпию образования фтороводорода из простых веществ.

А 434 Б -217 В 217 Г -434

3. В смеси, состоящей из 22,4 л фтора и 44,8 л водорода прошла реакция. Каков тепловой эффект этой реакции?

А 434 Б -217 В 217 Г -434

4. В смеси, состоящей из 22,4 л фтора и 2,24 л водорода прошла реакция. Каково изменение энтальпии в этой реакции.

А 434 Б -217 В 217 Г -434

5. Каково изменение энтальпии при диссоциации 1 моля фтороводорода на молекулы водорода и фтора?

А 434 Б -217 В 217 Г -434

Тест №7
Направление химических реакций
Вариант №0

Термодинамические характеристики веществ, участвующих в реакции

$$BaO(к) + CO_2(г) = BaCO_3(к)$$

даны ниже

вещество	ΔH^o_{298}, кДж/моль	S^o_{298}, Дж/моль К
BaO (к)	-548,0	72,0
CO_2 (г)	-393,5	213,7
$BaCO_3$ (к)	-1211	112,0

1. При повышении температуры равновесие реакции смещается влево. Воспользовавшись принципом Ле Шателье, предскажите знак изменения энтальпии в этой реакции.

А $\Delta H^o < 0$; Б $\Delta H^o > 0$; В $\Delta H^o = 0$.

2. Вычислите ΔH^o реакции (кДж/моль).

4. Предскажите знак изменения энтальпии в реакции

А $\Delta S^o < 0$; Б $\Delta S^o > 0$; В $\Delta S^o = 0$.

5. Вычислите ΔS^o реакции.

6. Вычислите ΔG^o_{298} (кДж/моль).

7. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

8. Вычислите $\Delta G^o_{1500\ К}$.

9. Возможна ли эта реакция при Pco_2= 101,3 кПа и Т=1500 К?

10. Определите температуру при которой BaO (к) и $BaCO_3$ (к) находятся в равновесии с CO_2 при 101,3 кПа.

Тест №8
Закон действующих масс
Вариант №0

В газовой среде протекает химическая реакция

$$F+E+3G=A$$

1. Найдено, что при увеличении концентрации вещества F в 2 раза скорость реакции возрастает в 2 раза, при увеличении концентрации в 3 раза скорость реакции возрастает в 3 раза. Каков порядок реакции по веществу F?

А 0; Б 1; В 2; Г 3.

2. При увеличении концентрации вещества E скорость реакции не изменяется. Каков порядок реакции по веществу E?

А 0; Б 1; В 2; Г 3.

3. При увеличении концентрации вещества G в 2 раза скорость реакции возрастает в 4 раза, а при увеличении концентрации в 3 раза скорость возрастает в 9 раз. Каков порядок реакции по веществу G?

А 0; Б 1; В 2; Г 3.

4. Напишите уравнения зависимости скорости этой реакции от концентрации.

А $v=kC_FC_EC^3_G$; Б $v=kC_FC^3_G$; В $v=kC_EC^3_G$; Г $v=kC_FC_E$.

5. Во сколько раз возрастет скорость реакции при увеличении общего давления в 2 раза?

А 16; Б 2; В 8; Г 4.

Тест №9
Скорость химической реакции и химическое равновесие
Вариант №0

1. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на 30^o, если температурный коэффициент скорости равен 4?

А 4; Б 16; В 64; Г 120; Д 12.

2. На сколько градусов надо понизить температуру, чтобы скорость реакции уменьшилась в 81 раз при температурном коэффициенте, равном 3?

А 80; Б 40; В 27; Г 243; Д 81.

3. Две реакции при 30^o протекают с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 4, второй - 3. Как будут относиться скорости реакции v_2/v_1, если реакции проводить при 50^o?

А 4:3; Б 16:9; В 64:27; Г 9:16; Д 27:64.

4. Во сколько раз возрастет скорость газовой реакции $3X_2=2X_3$ при увеличении концентрации X_2 в 2 раза?

А 2; Б 4; В 6; Г 8; Д 9.

5. Во сколько раз возрастет скорость газовой реакции X+2Y=Z при увеличении давления в системе в 5 раз?

А 5; Б 10; В 15; Г 25; Д 125.

6. Во сколько раз уменьшится скорость газовой реакции

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

при разбавлении смеси реагирующих газов в 2 раза инертным газом?

А 2; Б 4; В 6; Г 8; Д 16.

7. В сосуде объемом 5,0 л 1 моль PCI_5 нагрет до 273К. Константа равновесия К=0,04. Вычислите число молей PCI_3 в равновесной смеси?

$$PCI_{5\ газ} = PCI_{3\ газ} + CI_{2\ газ}.$$

А 0,18; Б 0,64; В 0,2; Г 0,36.

Тест №10

Химическое равновесие

Вариант №0

1. В какую сторону сместится равновесие системы $N_2 – H_2 – NH_3$ при повышении давления?

А не сместится; Б в сторону N_2 и H_2; В в сторону NH_3.

2. В какую сторону сместится равновесие системы $H_2 – CI_2 – HCI$ при понижении давления?

А не сместится; Б в сторону H_2 и CI_2; В в сторону HCI.

3. В системе установилось равновесие

$$3Fe_2O_{3\ (к)} + H_{2\ (г)} = 2Fe_3O_{4\ (к)} + H_2O_{(г)}$$

В какую сторону оно сместится при повышении давления?

А не сместится; Б вправо; В влево.

4. В системе установилось равновесие

$$N_2+O_2=2NO \qquad \Delta H= \quad кДж/моль$$

В какую сторону оно сместится при повышении температуры?

А не сместится; Б вправо; В влево.

5. В системе установилось равновесие

$$H_2 + CI_2 = 2HCI \qquad \Delta H= \quad кДж/моль$$

В какую сторону оно сместится при понижении температуры?

А не сместится; Б вправо; В влево.

Тест №11

Общие свойства растворов и молекулярная масса растворенного вещества

Вариант №0

1. Определите молярную концентрацию раствора, содержащего 23 г глицерина (М = 92 г/моль) в 500 мл водного раствора.

А 0,25; Б 0,75; В 0,50; Г 4,00; Д 2,00.

2. Чему равно осмотическое давление раствора, содержащего 17,1 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ (М = 342 г/моль) в 500 мл раствора (0^oC)?

А ; Б ; В ; Г ; Д .

3. Какова мольная доля этилового спирта C_2H_5OH (М = 46 г/моль) в растворе, содержащем 92 г вещества в 8 молях воды?

А ; Б ; В ; Г ; Д .

4. При какой температуре будет замерзать раствор, если растворить 18 г глюкозы (М = 180 г/моль) в 100 мл воды? $К_{кр.}$=1,86.

А -0,186; Б +0,186; В –1,86; Г +1,86.

5. При какой температуре будет кипеть раствор 92 г этилового спирта (М = 46 г/моль) в 500 мл воды? $К_{эб.}$=0,52.

А 102,08; Б 101,04; В 101,16; Г 102,32.

6. 75 г неэлектролита в 1000 г воды. Раствор замерзает при $–1,86^oC$. Какова молекулярная масса растворенного вещества?

А $^{1,86}/_{75}$; Б 75; В $^{75}/_{1,86}$; Г $^{1000}/_{75}$.

7. 42 г неэлектролита растворено в 420 г воды. Раствор кипит при $100,2516^oC$. Чему равна молекулярная масса растворенного вещества?

А 42; Б 10; В 100; Г 50; Д 200.

Контрольная работа №3
Очистка веществ. Перекристаллизация
Вариант №0

1. При охлаждении насыщенного при 100°С раствора до 20°С выделилось 35,4г KNO_3. Сколько было взято воды и соли для перекристаллизации?
2. Перечислите причины, снижающие эффективность очистки веществ от растворимых примесей методом перекристаллизации.
3. Сравните эффективность двух методов (перекристаллизации и возгонки) для разделения смеси (1:1) хлоридов калия и аммония. Какая соль будет возгоняться при разделении методом возгонки и почему?
4. 37,18г смеси KCl и $KClO_3$ содержат 3,38г $KClO_3$. Станет ли содержание примеси $KClO_3$ в KCl менее 5% после однократной перекристаллизации, если готовить насыщенный раствор при 80°С и охлаждать до 0°С?
5. Сколько граммов воды и алюмокалиевых квасцов надо взять, чтобы получить после перекристаллизации 20г чистой соли, если насыщение вести при 60°С, а кристаллизацию – при 0°С?

Тест №12
Растворы электролитов
Вариант №0

1.Считая диссоциацию $CaCl_2$ полной, вычислите концентрацию иона Cl^- в 0,3М растворе соли (моль/л).

а) 1 б) 0,3 в) 0,9 г) 0,6 д) 1,2

2. Раствор содержит 0,1 моля Na_2SO_4 и 0,1 моля $Al_2(SO_4)_3$ в 1 л. Какова концентрация SO_4^{2-}(моль/л)?

а) 0,1 б) 0,2 в) 0,4 г) 0,8 д) 0,6

3. Как изменится степень электролитической диссоциации в 0,01М растворе HCN, если в раствор добавить 2,0г KCN?

а) увеличится б) не изменится в) уменьшится

4. Концентрация слабой кислоты увеличивается (уменьшается) в 100 раз. Во сколько раз увеличится (уменьшится) степень диссоциации кислоты?

а) увеличится в 100 раз б) уменьшится в 100 раз
в) увеличится в 10 раз г) уменьшится в10 раз

5. Первая константа диссоциации слабой кислоты H_2A (K_1) равна 10^{-3} ($H_2A \leftrightarrow H^+ + HA^-$), вторая ($K_2$) равна 10^{-8} ($HA^- \leftrightarrow H^+ + A^{2-}$). Вычислите полную константу диссоциации ($H_2A \leftrightarrow 2H^+ + A^{2-}$).

а) $10^{-3}/10^{-8}$ б) $10^{-8}/10^{-3}$ в) $10^{-3} + 10^{-8}$ г) $10^{-3} - 10^{-8}$ д) $10^{-3} \cdot 10^{-8}$

6. Константа диссоциации слабого однокислотного основания MeOH равна $К_{осн}=10^{-5}$. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе этого основания с концентрацией0,001 н.

а) 10^{-2} б) 10^{-3} в) 10^{-4} г) 10^{-10} д) 10^{-8}

7. В 0,0001н. растворе слабой одноосновной кислоты HA концентрация ионов водорода составляет 10^{-6} моль/л. Определите константу диссоциации кислоты.

а) 10^{-4} б) 10^{-8} в) 10^{-6} г) 10^{-10} д) 10^{-14}

8. Смешивают попарно растворы:

а) $HCOONa + H_2SO_4$ б) $K_2SO_3 + HCl$ в) $H_2SO_4 + HCl$

г) $NaOH + KCl$ д) $AgNO_3 + BaBr_2$ е) $LiOH + H_3PO_4$

В каких случаях реакции практически пойдут до конца?

9. Каким молекулярным уравнениям соответствует сокращенное ионно-молекулярное уравнение: $2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2$

а) $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$

б) $K_2CO_3 + 2HI = 2KI + H_2O + CO_2$

в) $Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$

г) $BaCO_3 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + H_2O + CO_2$

10. Каково изменение изобарного потенциала в процессе $Me^+ + OH^- \leftrightarrow MeOH$, если константа диссоциации образующегося слабого электролита составляет 10^{-6} (298 К)?

а) $2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 6$ б) $-2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 10^{-6}$ в) $2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 10^{-6}$

г) $-2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 6$ д) $-2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot 10^{6}$

11. Растворимость соли AB_2 равна$1 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Вычислите ПР (произведение растворимости.

а) $1 \cdot 10^{-6}$ б) $1 \cdot 10^{-12}$ в) $2 \cdot 10^{-18}$ г) $1 \cdot 10^{-18}$ д) $4 \cdot 10^{-18}$

12. Какие из перечисленных реакций протекают в прямом (обратном) направлении? Воспользуйтесь для обоснования значениями ПР труднорастворимых электролитов.

а) $PbCl_2 + 2NaI = PbI_2 + 2NaCl$ б) $MgCO_3 + 2NaOH = Mg(OH)_2 + Na_2CO_3$

в) $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$ г) $PbI_2 + Na_2S = PbS + 2NaI$

13. Какие ионы необходимо использовать для наиболее полного удаления из раствора иона Ag^+

а) $Cr_2O_7^{2-}$ $ПР(Ag_2Cr_2O_7)=2,0 \cdot 10^{-10}$ в) PO_4^{3-} $ПР(Ag_3PO_4)=1,8 \cdot 10^{-18}$

б) OH^- $ПР(AgOH)=2,0 \cdot 10^{-8}$ г) S^{2-} $ПР(Ag_2S)=1,0 \cdot 10^{-49}$

Тест №13
Водородный показатель
Вариант №0

1.В каком растворе кислотность (щелочность) максимальна (минимальна)?
(Концентрация ионов дана в *моль/л*)

а) $[H^+] = 10^{-6}$ б) $[OH^-] = 10^{-9}$ в) $[OH^-] = 10^{-12}$ г) $[H^+] = 10^{-8}$

2. Какой раствор является наиболее «щелочным» («кислотным»)?
(Концентрации ионов даны в *моль/л*)

а) $[H^+] = 10^{-9}$ б) $[H^+] = 10^{-11}$ в) $[OH^-] = 10^{-11}$ г) $[OH^-] = 10^{-5}$

3. Определите pH 0,00005М раствора H_2TeO_4.

а) 10 б) 4,3 в) 4 г) 9,7

4. pOH раствора равен 5,5 . Какова концентрация ионов водорода (моль/л) в этом растворе?

а) $10^{-5,5}$ б) $10^{-8,5}$ в) 5,5 г) $10^{+8,5}$

5.Вычислите pH раствора слабой одноосновной кислоты, если константа диссоциации ее равна $2\cdot10^{-4}$, а концентрация кислоты $5\cdot10^{-3}$ моль/л.

а) 4 б) 3 в) 6 г) 7

6. В 1 л раствора содержится 1,3 г $Ra(OH)_2$. Вычислите pH (pOH) раствора.

а) 2,3 б) 11,7 в) 2 г) 12

7. pH (pOH) раствора слабого одноосновного основания MeOH равен 10,5. Вычислите константу диссоциации основания, если концентрация основания $4\cdot10^{-3}$ моль/л.

а) $2,5\cdot10^{-5}$ б) $2,5\cdot10^{-19}$ в) 10^{-3} г) $2,5\cdot10^{-3}$

8. Смешиваются равные объемы 0,008н. $Ca(OH)_2$ и 0,01н. HNO_3 . Вычислите pH (pOH) раствора.

а) 3 б) 2 в) 11 г) 1

9. Укажите раствор с минимальным (максимальным) значением pH (pOH).
(Концентрация всех растворов 0,1 моль/л):

а) K_2SO_3 б) $CuBr_2$ в) HNO_2 г) HI

10. Расположите вещества в порядке уменьшения (увеличения) pH (pOH).
(Концентрация растворов 0,1 моль/л).

а) $Fe(NO_3)_3$ б) $HClO_4$ в) $Zn(OH)_2$ г) NaOH

Контрольная работа №4
Буферные растворы
Вариант №0

1. В каком объемном соотношении нужно смешать 0,4М раствор уксусной кислоты с 0,1М раствором ацетата натрия, чтобы pH полученного раствора был равен 4,44? $K_{CH_3COOH} = 1,8\cdot10^{-5}$ Соль диссоциирует полностью.

2. Сколько миллилитров 0,5М раствора хлорида аммония нужно прибавить к 20мл 0,2М раствора гидроксида аммония, чтобы pH полученного раствора был равен 9,2? $K_{NH_4OH} = 1,8\cdot10^{-5}$. Диссоциацию соли считать полной.

3. Сколько миллилитров 0,2М раствора CH_3COOH нужно прибавить к 50мл 0,25М раствора CH_3COONa, чтобы pH полученного раствора был равен 6?

4. Определите pH смеси аммиака и хлорида аммония, если она приготовлена из растворов молярной концентрации, равной 0,1 моль/л этих веществ в отношении 1:9 $K_{NH_4OH} = 1,8\cdot10^{-5}$.Диссоциацию соли считать полной.

5. К раствору гидроксида аммония объемом 25 мл молярной концентрации 0,5 моль/л добавлен раствор хлороводородной кислоты объемом 25 мл молярной концентрации 0,1 моль/л. Определите pH полученного раствора, если $K_{NH_4OH} = 1,8\cdot10^{-5}$.

6. К 0,3М раствору уксусной кислоты объемом 100 мл, добавлен 0,1М раствор едкого натра объемом 30 мл. Найдите pH полученного раствора, если $K_{CH_3COOH} = 1,8\cdot10^{-5}$.

Контрольная работа №5
Гидролиз
Вариант №0

1. Заполните таблицу

Название соли	О п р е д е л и т ь					
	Подвергается или не подвергается соль гидролизу	По катиону или по аниону гидроли-зуется соль	С образованием какого малодис-социированного соединения (иона) гидролизуется соль по 1-ой ступени	pH раствора соли (<, >, =7)	Как окраши-вается метил-оранж	Как окраши-вается фенол-фталеин

2. Напишите уравнение гидролиза по I ступени.
3. Перечислите факторы, усиливающие и ослабляющие гидролиз.
4. Расположите растворы солей в порядке возрастания (убывания) pH (pOH).
5. Составьте не менее двух уравнений для совместного гидролиза.

Тест №14
Произведение растворимости
Вариант №0

1. Растворимость соли A_2B равна $1\cdot10^{-6}$ моль/л. Вычислите ПР.
А $1\cdot10^{-6}$; Б $1\cdot10^{-12}$; В $1\cdot10^{-18}$; Г $2\cdot10^{-18}$; Д $4\cdot10^{-18}$.

2. Растворимость соли AB_2 равна $1{,}7\cdot10^{-5}$ г в 100 г раствора. М.м. соли равна 170. Вычислите ПР.
А $1\cdot10^{-6}$; Б $1\cdot10^{-18}$; В $1\cdot10^{-18}$; Г $1\cdot10^{-18}$; Д $1\cdot10^{-12}$.

3. ПР соли A_2B_3 равно $1{,}08\cdot10^{-28}$. Чему равна растворимость в моль/л?
А $1\cdot10^{-5}$; Б $1\cdot10^{-7}$; В $1\cdot10^{-6}$; Г $0{,}2\cdot10^{-28}$; Д $1\cdot10^{-4}$.

4. ПР соли A_3B_2 равно $1{,}08\cdot10^{-28}$. Чему равна растворимость в г на 100 г раствора, если Ат.м. A= 120 и Ат.м. B=70?
А $5\cdot10^{-5}$; Б $0{,}2\cdot10^{-7}$; В $0{,}2\cdot10^{-8}$; Г $1\cdot10^{-6}$; Д $1\cdot10^{-5}$.

5. ПР Ag_3PO_4 равно $1{,}8\cdot10^{-18}$. Вычислите растворимость (моль/л) в 0,1 М растворе $AgNO_3$.
А $1{,}3\cdot10^{-9}$; Б $1{,}8\cdot10^{-17}$; В $1{,}98\cdot10^{-16}$; Г $1{,}8\cdot10^{-15}$; Д $1{,}8\cdot10^{-19}$.

Тест №15
Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия
Вариант №0

1. В какой молекуле степень окисления элемента наибольшая (наименьшая)
а) SO_3 б) Ag_2S в) H_2SO_3 г) S

2. В каком ионе степень окисления элемента наибольшая (наименьшая)
а) AsO_3^{3-} б) AsO_4^{3-} в) AsO_2^- г) $H_2AsO_3^-$

3. Какие из приведенных ниже схем выражают процесс окисления (восстановления)
а) $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$ б) $SO_2 \rightarrow S$ в) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$ г) $Cl^- \rightarrow Cl_2$

4. Какие из перечисленных веществ проявляют только окислительные (восстановительные) свойства
а) Na_2SO_3 б) HNO_3 в) $K_2Cr_2O_7$ г) PH_3

5. Какие из перечисленных веществ проявляют и окислительные, и восстановительные свойства
а) NH_3 б) Na_2SO_3 в) K_2CrO_4 г) P

6. Какие из приведенных уравнений отвечают окислительно-восстановительным реакциям
а) $Zn+H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4+H_2$
б) $2Na_2SO_4+2SiO_2+C \rightarrow 2Na_2SiO_3+CO_2+2SO_2$
в) $NH_4Cl \rightarrow NH_3+HCl$
г) $Fe_2O_3+6HCl \rightarrow 2FeCl_3+3H_2O$

7. Какой из металлов наиболее сильный (слабый) восстановитель
а) Sn б) Fe в) Cd г) Mn

8. Ион какого металла более сильный (слабый) окислитель
а) Ag^+ б) Zn^{2+} в) Cd^{2+} г) Cr^{3+}

9. Какой процесс окисления протекает более активно (менее активно)
а) $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$ б) $Na - e^- \rightarrow Na^+$ в) $Ni - 2e^- \rightarrow Ni^{2+}$ г) $Al - 3e^- \rightarrow Al^{3+}$

10. Какой процесс восстановления протекает более активно (менее активно)
а) $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ б) $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$
б) $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$ г) $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$

11. Протекания каких реакций возможно
а) $Fe+CuSO_4$ б) $Cu+AgNO_3$ в) $Ni+Zn(NO_3)_2$ г) $Mg+NaCl$

12. В каком случае первый металл вытесняет ионы второго из раствора его соли
а) $Mn+Ba^{2+}$ б) $Sn+Mg^{2+}$ в) $Fe+Ni^{2+}$ г) $Zn+Cd^{2+}$

13. При погружении в раствор какой соли масса металлической пластинки уменьшится (увеличится)
а) $Cd+NiCl_2$ б) $Cd+Pb(NO_3)_2$ в) $Cd+CuSO_4$ г) $Cd+NaCl$

14. Расставьте коэффициенты в уравнении
$H_2S+KMnO_4+H_2SO_4 \rightarrow S+MnSO_4+K_2SO_4+H_2O$

Тест №16
Окислительно-восстановительные реакции. Метод полуреакций
Вариант №0

Рассмотрите окислительно-восстановительный процесс
$FeS_{2,к}$, $HNO_3 \rightarrow Fe^{3+}$, SO_2, $NO_{2,г}$.

1. Сколько ионов водорода участвует в процессе восстановления $NO_3^- \rightarrow NO_2$?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

2. Сколько электронов участвует в полуреакции восстановления?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

3.Сколько молекул воды участвует в процессе окисления
$FeS_2 \rightarrow Fe^{3+} + SO_2$?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

4. Сколько электронов участвует в полуреакции окисления
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

5. Сколько электронов принимает участие в окислительно-восстановительном процессе?
А 1; Б 2; В 5; Г 8; Д 11.

6. Составьте уравнение реакции в молекулярном виде и ответьте сколько молекул HNO_3 участвует в окислительно-восстановительном процессе?
А 1; Б 2; В 5; Г 8; Д 11.

7. Сколько всего молекул HNO_3 участвует в реакции?
А 14; Б 2; В 5; Г 8; Д 3.

8. Сколько молекул воды образуется в реакции?
А 11; Б 9; В 7; Г 5; Д 3.

9. Чему равен эквивалент окислителя (М.м. HNO_3=63, М.м. FeS_2=120)?
А 63; Б 63·11; В 63/11; Г 120/11; Д 120·11.

10. Чему равен эквивалент восстановителя?
А 63; Б 63·11; В 63/11; Г 120/11; Д 120·11.

Контрольная работа №6
Окислительно-восстановительные реакции
Вариант №0

1. Определите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении ОВР:
$KBrO_3+F_2+KOH \rightarrow KBrO_4+$
а) 7 б) 23 в) 8 г) 12

2. Определите равновесный потенциал электрода, на котором протекает реакция
$ClO_4^- + 2H^+ + 2e \Leftrightarrow ClO_3^- + 2H_2O$
Стандартный потенциал равен + 1,19 В, активности ионов ClO_3^- и ClO_4^- соответственно 0,75 и 1,55 моль/л, pH = 4.5, T =298 K

3. Какая из восстановленных форм
а) H_2S б) Mn^{2+} в) Cu
является более активным восстановителем:
1) $S+2H^++2e=H_2S$ φ^0=0,17В
2) $MnO_4^-+8H^++5e=Mn^{2+}+4H_2O$ φ^0=1,51В
3) $Cu^++e=Cu$ φ^0=0,52В

4. Используя табличные значения, определите, какой наиболее вероятный продукт образуется при окислении хлорид-ионов в нейтральной среде под действием перманганат-ионов, если концентрации веществ в растворе равны 1 моль/л.

1) $MnO_4^-+4H^++3e=MnO_2+2H_2O$ $\varphi^0=1,67В$
2) $2Cl^-=Cl_2+2e$ $\varphi^0=1,36В$
3) $Cl^-+H_2O=HClO+H^++2e$ $\varphi^0=1,49В$
4) $Cl^-+3H_2O=ClO_3^-+6e+6H^+$ $\varphi^0=1,45В$

а) HClO б) Cl_2 в) ClO_3-

5. Установите, в каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции

$$2NaCl+Fe_2(SO_4)_3=2FeSO_4+Cl_2+Na_2SO_4$$

1) $Cl_2+2e=2Cl^-$ $\varphi^0=1,36В$
2) $Fe^{3+}+e=Fe^{2+}$ $\varphi^0=0,77В$

а) слева направо б) справа налево в) обратима

6. Вычислите константу равновесия системы:

$$2CoCl_3=2CoCl_2+Cl_2$$

а) 2 б) $1\cdot10^{16}$ в) $2\cdot10^{16}$ г) 16

7. Решите задачу, используя закон эквивалентов.
Определить массу выделившегося йода при взаимодействии 0,5 л 15%-ного раствора иодида калия (плотность - 1,12 г/мл) в кислой среде с избытком перекиси водорода.

Контрольная работа №7
Диаграммы окислительных состояний
Вариант №0

1. Используя следующие данные (для pH = 0):

$O_2 \xrightarrow{0,68} H_2O_2 \xrightarrow{1,77} H_2O$,

$H_5IO_6 \xrightarrow{1,60} IO_3^- \xrightarrow{E_x^0} I_2 \xrightarrow{0,53} I^-$, $1,08$

а) Определите неизвестное значение E_x^0;

б) Определите наиболее термодинамически вероятные продукты реакции
$H_2O_2 + I_2 \rightarrow$ (ответ подтвердите расчетом соответствующих значений E^0 реакций);

в) Напишите уравнение реакции и рассчитайте для нее ΔG^0_{298}.

2. Постройте часть диаграммы окислительно-восстановительных состояний (вольт-эквивалент-степень окисления) для мышьяка As(-3); As(0); As(+3); As(+5), - в кислой среде (pH = 0) по приведенным ниже данным: $E^0_{As/AsH_3} = -0,608В$; $E^0_{H_3AsO_4/HAsO_2} = 0,059В$; $E^0_{HAsO_2/AsH_3} = -0,18В$. Определите (без проведения расчетов),

используя полученную диаграмму, устойчив ли $HAsO_2$ к диспропорционированию при pH = 0 (ответ поясните). Рассчитайте, при каком максимальном значении pH цинк может восстанавливать мышьяк в растворе до AsH_3 ($E^0_{Zn^{2+}/Zn}$ = -0,763 В).

Тест №17
Гальванический элемент
Вариант №0

1.Стандартный потенциал какого электрода наибольший:

а) K/KNO3 в) Na/NaNO3

б) Li/LiNO3 г) Ba/Ba(NO3)2

2.В каком растворе равновесный потенциал металлического электрода будет наибольшим:

а) Cd/CdSO4 0,1м в) Cd/CdSO4 2н

б) Cd/CdSO4 0,02н г) Cd/CdSO4 0,001м

3.Равновесный потенциал какого водородного электрода наибольший:

а) (Pt)H2/CH3COOH в) (Pt)H2/HCl

б) (Pt)H2/NH4OH г) (Pt)H2/KOH

4. В каком растворе потенциал кислородного электрода (Pt)O2/OH- наибольший:

а) pH=1 в) pOH=7

б) [H+]=10-3 г) [OH-]=10-2

5. Определите pH электролита водородного электрода, если его потенциал равен -0,236 В.

6. Какие металлы могут быть использованы в качестве анода в гальваническом элементе, катодом которого является Ag:

а) Cu в) (Pt)H2

б) Pt г) Au

7. Какие металлы могут быть использованы в качестве катода в гальваническом элементе, анодом которого является Zn:

а) Cd в) Ni

б) Al г) Cr

8. В каком гальваническом элементе на катоде протекает реакция Ni2++2e=Ni:

а) Fe/FeSO4//NiSO4/Ni в) Ni/Ni SO4//Fe2(SO4)3

б) Ni/Ni SO4//Sn SO4/Sn г) Ni/Ni SO4//AgNO3/Ag

9. В каком гальваническом элементе на аноде протекает реакция Sn-2e=Sn2+:

а) Sn/Sn2+//Ag+/Ag

в) Sn/Sn2+//Fe3+/Fe

б) Fe/Fe2+//Sn2+/Sn

г) Sn/Sn2+//H+/H2(Pt)

10. Какие процессы протекают в гальваническом элементе: Cd/Cd2+/Ni2+/Ni

а) Ni-2e=Ni2+

в) Cd-2e=Cd2+

б) Cd2++2e=Cd

г) Ni2++2e=Ni

11. Работа какого гальванического элемента обусловлена протеканием токообразующей реакции:
Mg+Fe2+→Mg2++Fe

а) Mg/MgCl2//FeCl3/Fe

в) Mg/Mg(NO3)2//Fe(NO3)3/Fe

б) Mg/MgCl2//FeCl2/Fe

г) Mg/Mg(NO3)2//Fe(NO3)2/Fe

12. Стандартная ЭДС какого гальванического элемента наименьшая:

а) Pb/Pb2+//H+/H2(Pt)

в) Mg/Mg2+//Mn2+/Mn

б) Zn/Zn2+//Cr3+/Cr

г) Cd/Cd2+//Sn2+/Sn

13. В каком гальваническом элементе ΔG0 токообразующей реакции наибольшее:

а) Cr/Cr2(SO4)3//H2SO4/H2(Pt)

в) Mg/Mg(NO3)2//Cr(NO3)3/Cr

б) Cd/CdCl2//CuCl2/Cu

г) Cr/Cr(NO3)3//AgNO3/Ag

14. Чему равна ЭДС (В) марганцево – хромового гальванического элемента, если концентрация потенциалопределяющих ионов у анода 0,01 моль/л, а у катода 0,1 моль/л.

15. ЭДС какого гальванического элемента не изменится при разбавлении растворов электролитов в 10 раз:

а) Fe/Fe2(SO4)3//H2SO4/H2(Pt)

в) Sn/SnCl2//CuCl2/Cu

б) Ag/AgNO3//Au(NO3)3/Au

г) Ni/Ni(NO3)2//Pb(NO3)2/Pb

Тест №18
Коррозия металлов
Вариант №0

1. Какой из металлов интенсивнее растворяется в кислой среде:

а) Cd б) Mg в) Sn г) Ni

2. Какие металлы будут разрушаться в атмосфере влажного воздуха:

а) Zn б) Cu в) Ni г) Fe

3. При наличии какой примеси растворение хрома в кислой среде ускоряется:

а) Au б) Pb в) Al г) Mg

4. При наличии какой примеси растворение железа в кислой среде замедляется:

а) Zn б) Cu в) Ag г) Pb

5. Какой металл разрушается в коррозионном элементе: Fe/HCl/Ni

6. В каком коррозионном элементе происходит окисление железа:

а) Fe/HCl/Ni в) Cr/H2O, O2/Fe

б) Zn/H2O, O2/Fe г) Fe/CH3COOH/Pb

7.Какие процессы протекают при коррозии в кислой среде, когда алюминий склепан с медью:

а) Al-3e=Al3+ в) Cu-2e=Cu2+

б) 2H++2e=H2↑ г) O2+2H2O+4e=4OH-

8. Какие процессы протекают при контакте никеля с медью в нейтральной среде

а) Ni-2e=Ni2+ в) 2H++2e=H2↑

б) Cu-2e=Cu2+ г) O2+2H2O+4e=4OH-

9. Выберите наиболее эффективное анодное металлическое покрытие для стали:

а) Cr б) Ni в) Al г) Pb

10. Какие из защитных покрытий являются катодными по отношению к защищаемому металлу:

а) Fe покрыто Cu в) Fe покрыто Cr

б) Cu покрыто Ni г) Ni покрыт Ag

11. Определите продукты коррозии в кислой среде при повреждении никелевого покрытия на меди (H2SO4 разб):

а) CuSO4 б) H2 в) NiSO4 г) SO2

12. Определите продукты коррозии в нейтральной среде при повреждении медного покрытия на стали:

а) OH- б) Fe3+ в) Fe2+ г) Cu2+

13 По объему выделившегося водорода (поглощенного кислорода) рассчитайте потерю массы металла, если целостность покрытия нарушена при электрохимической коррозии луженного железа; V(H2)=0,112л.

Тест №19
Электролиз
Вариант №0

1.При электролизе водных растворов каких электролитов на катоде выделится только водород:

а) MnBr2 б) FeSO4 в) KCl г) Cu(NO3)2

2.При электролизе водных растворов каких электролитов на нерастворимом аноде выделится кислород:

а) ZnSO4 б) Mg(NO3)2 в) NaI г) BaS

3. При электролизе водных растворов каких электролитов pH у катода увеличится:

а) ZnI2 б) CuSO4 в) Na3PO4 г) Ni(CH3COO)2

4.При электролизе водных растворов каких электролитов pH у нерастворимого анода уменьшится:

а) AgNO3 б) CsCl в) NaBr г) K3PO4

5. Какие вещества образуются при электролизе расплава CdBr2:

а) Cd(OH)2 б) Cd в) Br2 г) HBr

6. Какие вещества образуются при электролизе водного раствора KI:

а) H2 б) O2 в) I2 г) KOH

7. При электролизе водного раствора какого электролита на инертных электродах разряжается и катион, и анион:

а) Cs2SO4 б) HgCl2 в) Sn(NO3)2 г) MnBr2

8.Какие процессы протекают при электролизе водного раствора K2SO4 на инертных электродах:

9.Какие процессы протекают при электролизе водного раствора CdCl2 на кадмиевых электродах:

10.По какой формуле рассчитывается электрохимический эквивалент (г/А·с) простого вещества Ag:

11. По какой формуле рассчитывается электрохимический эквивалент (г/А·с) соединения NaCl:

12.Какой объем газа (л) выделится на аноде, если через водный раствор $SnCl_2$ пропустить Q=2F электричества.

13.Рассчитайте массу (г) металла на катоде, если на аноде выделилось 0,056 л газа. Электролит $Pb(NO_3)_2$. 0,056 л газа. Электролит $Pb(NO_3)_2$.

5.6 Образцы контрольных педагогических материалов по дисциплине «Неорганическая химия» по Модулю 2 Химия элементов и их соединений

Тест №1
Строение атома и химическая связь
Вариант №0

1. Сколько нейтронов в ядре атома наиболее распространённого изотопа кобальта?
А 42 Б 27 В 32 Г 59 Д 86

2. Сколько протонов в ядре атома кобальта?
А 42 Б 59 В 86 Г 32 Д 27

3. На скольких главных энергетических уровнях распределены электроны в атоме кобальта?
А 4 Б 3 В 7 Г 8 Д 2

4. Сколько электронов находится на уровне с n=3 в атоме кобальта?
А 7; Б 18; В 15; Г 8; Д 2;

5. Сколько подуровней включает уровень с n=4 ?
А 1; Б 2; В 3; Г 4: Д 5;

6. Сколько электронов находится на 3d-подуровне атома кобальта?
А 1; Б 2; В 6; Г 4: Д 7;

7. Сколько электронов находится на 3p-подуровне атома кобальта?
А 5; Б 2; В 4; Г 5: Д 8;

8. Какова структура уровня n=3 атома кобальта?
А $3s^2p^6d^4f^2$; Б $3s^2p^5d^7f$; В $3s^2p^6d^7$; Г $3s^2p^4d^9$: Д $3s^2p^6d^6f^1$;

9. Какова структура уровня n=4 атома кобальта?
А $4s^2p^1$; Б $4s^1$; В $4s^2$; Г $4s^2p^6d^1$: Д $4s^2p^4d^3$;

10. Какое валентное состояние характерно для кобальта?
А 2; Б 8; В 4; Г 5: Д 6;

Тест №2
Химическая связь. Метод валентных связей
Вариант №0

1. Укажите тип гибридизации электронов Be в молекуле BeF_2, если угол между связями равен 180^o.
А Нет гибридизации; Б sp; В sp^2; Г sp^3 Д d^2p^3

2. Укажите тип гибридизации электронов сурьмы в молекуле SbH_3, если угол между связями равен 90^o.
А Нет гибридизации; Б sp; В sp^2; Г sp^3; Д sp^3d^2.

3. Каков угол между связями в молекуле BF_3 (sp^2 – гибридизация)?
А 45^o; Б 90^o; В 109^o; Г 120^o; Д 180^o

4. Каков угол между связями в молекуле H_2Se?
А 45^o; Б 90^o; В 109^o; Г 120^o; Д 180^o.

5. Каков угол между связями в молекуле H_2O?
А 45^o; Б 104^o; В 109^o; Г 120^o; Д 180^o;

6. Укажите тип гибридизации электронов С в структуре графита.
А Нет гибридизации; Б sp; В sp^2; Г sp^3.

7. Каков угол между связями в структуре графита?
А 45^o; Б 90^o; В 109^o; Г 120^o; Д 180^o.

8. Сколько σ–связей связывают атомы углерода в молекуле этилена?
А 1; Б 2; В 3; Г 4.

9. Сколько π–связей связывают атомы углерода в молекуле этилена?
А 1; Б 2; В 3; Г 4.

10. Сколько π–связей образовано в молекуле CO?
А 0; Б 1; В 2; Г 3; Д 4.

Тест №3
Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей
Вариант №0

Нарисуйте энергетическую диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле N_2.

1. Сколько электронов находится на связывающей σ_{2s}-орбитали?
А 0; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.

2. Сколько электронов находится на разрыхляющей σ_{2s}-орбитали?
А 0; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.

3. Сколько электронов находится на связывающих π-орбиталях?
А 0; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.

4. Сколько электронов находится на разрыхляющих π -орбиталях?
А 0; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.

5. Каковы магнитные свойства молекулы N_2?
А молекула диамагнитна; Б парамагнитна.

6. Как изменяется энергия связи в N^-_2 по сравнению с N_2?
А увеличивается; Б уменьшается.

7. Каковы магнитные свойства иона N^-_2?
А ион диамагнитен; Б парамагнитен.

8. Как изменяется энергия связи в N^+_2 по сравнению с N_2?
А увеличивается; Б уменьшается.

9. Каковы магнитные свойства иона N^+_2?
А ион диамагнитен; Б парамагнитен.

Контрольная работа №1
Модели строения атома и химическая связь
Вариант №0

1. Рассчитайте максимальную емкость d- и f- подуровней в атоме.

2. Сопоставьте радиусы следующих ионов и атомов:
   а) F^- , Cl^- , Br^-;
   б) Na , Mg , Al .

3. Напишите электронные конфигурации Ca , Fe^{2+} , Ag^+ , Cu . Для электронов внешнего уровня иона Fe^{2+} укажите все квантовые числа.

4. Объясните строение молекул N_2O и CO_2 с помощью метода валентных связей :
   а) напишите электронную формулу (резонансные формы)
   б) укажите тип гибридизации центрального атома, геометрию молекулы.

5. Приведите примеры (больше одного) четырехатомных молекул или ионов, с пространственной конфигурацией: 1) треугольной (угол 120°); 2) тетраэдрической (угол 109°); 3) Т-образной. Опишите строение этих частиц с помощью теории отталкивания электронных пар (модель Гиллеспи).

6. Используя метод молекулярных орбиталей, объясните:
   а) в какой частице, O_2 или O_2^{2-} , межъядерное расстояние больше;
   б) потенциал ионизации (I_1) какой частицы больше: атома O или молекулярного иона O_2^{2-}
   в) приведите пример гетероатомной частицы (молекулы или иона), магнитные свойства которой аналогичны магнитным свойствам O_2^{2-} (ответ поясните).

7. Чем объяснить близость температур кипения азота (−196°C), кислорода (−183°C), фтора (−188°C)? Почему они отличаются от температуры кипения хлора (−34°C)?

Тест №4
Комплексные соединения
Вариант №0

1. Какие из перечисленных соединений относятся к комплексным?
   а) $NiSO_4$ б) $K_4[Fe(CN)_6]$ в) $KClO_3$
   г) HCNS д) $(CaOH)_2SO_4$

2. Заряд комплексного иона в каком из соединений наибольший (наименьший):
   а) $[Cr(NH_3)_6\ Br_3$ б) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$ в) $[Ti(H_2O)_6]Cl_3$
   г) $[Pt(NH_3)_6](SO_4)$

3. В каком из соединений с.о. иона – комплексообразователя наибольшая (наименьшая):
   а) $Na_2[PtCl_6]$ б) $Ba_2[Hg(CN)_4\,(SO_4)]$ в) $Na_4[Fe(CN)_6]$
   г) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$

4. В каком случае к.ч. комплексообразователя наибольшее (наименьшее):
   а) $[Co(NH_3)_2](H_2O)]Cl_3$ б) $Na_2[HgI_4\ ]$ в) $[Cu(H_2O)_4]SO_4$
   г) $K[Au(CNS)_4]$

5. Составьте координационные формулы следующих соединений:
   а) сульфат гексааквааалюминия
   б) дигидроксодиамминаурат (I) калия

6. Какое из перечисленных соединений является комплексным неэлектролитом?
   а) $Na_3[V(CN)_6]$ б) $[Cr(NH_3)_3Cl]$
   в) $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$ г) $Na[AgCl_2]$

7.В растворе какого из комплексных соединений концентрация иона – комплексообразова-
теля наибольшая наименьшая)?
а) $Al[Cu(CN)_4]$ К нест.= $5{,}13\cdot 10^{-31}$
б)$Na[Cu(CN_2)]$ К нест.= $1{,}0\cdot 10^{-24}$
в) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$ К нест.= $9{,}33\cdot 10^{-13}$

8. Равновесие реакции

$[Cd\ (NH_3)_4]SO_4 + 4KCN \overset{\rightarrow}{\leftarrow} K_2[Cd\ (CN)_4] + K_2SO_4 + 4NH_3\uparrow$

смещение вправо (влево). Какая из констант нестойкости больше (меньше):
а) К нест. $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ б) К нест $[Cd(CN)_4]^{2-}$

9. Составьте в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения обменной реакции между: гексацианокобальтатом (III) калия и сульфатом меди (II).
имея в виду, что одно из образующихся соединений нерастворимо в воде.

10. Какое из указанных веществ лучше выбрать для разрушения комплексного иона
$[Ag(CN)_2]^-$ К нест $[Ag(CN)_2]^- = 1\cdot 10^{-21}$
а) Na_2CO_3 б) Na_3PO_4 в) Na_2S
ПР$(Ag_2CO_3)= 6{,}15\cdot 10^{-12}$ ПР$(Ag_3PO_4) = 1{,}8\cdot 10^{-18}$ ПР$(Ag_2S)= 5{,}7\cdot 10^{-51}$

Контрольная работа №2
Комплексные соединения
Вариант №0

1. Рассчитать концентрацию ионов-комплексообразователей в растворах соединений: а) $K[Cu(CN)_2]$, б) $K[Ag(CN)_2]$. Концентрация раствора комплексных соединений — 0,1моль/л.

2. Объяснить, почему разрушается комплексный ион при обработке комплексного соединения $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$: а) HNO_3; б) K_2S; в) KCN.

3. Рассчитать концентрацию ионов Cu^+ в 0,05 М растворе $K[Cu(CN)_2]$, содержащем 0,01 моль KCN в 1 литре раствора.

4. Рассчитать, при какой концентрации ионов S^{2-} начнет выпадать осадок CuS из 0,05М раствора $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, содержащего 0,1 моль аммиака в 1л раствора.

5. Определить тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя и геометрическую форму комплексных ионов. При решении использовать метод валентных связей и магнитные свойства ионов:
   а)$[Co(NH_3)_6]^{3+}$(диамагнитен);
   б)$[NiCl_4]^{2-}$(парамагнитен);
   в)$[Ag(NH_3)_2]^{+}$(диамагнитен).

6. Определить магнитные свойства комплексных ионов и заселенность d-орбиталей центрального атома в октаэдрических комплексах. При ответе использовать теорию кристаллического поля: а) поле лигандов — слабое: $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$; б)поле лигандов — сильное: $[Fe(NO_2)_6]^{3-}$, $[Cr(CN)_6]^{3-}$.

Тест №5
Комплексные соединения. Теория поля лигандов
Вариант №0

Обсудите свойства комплексных ионов $[CoF_6]^{3-}$ и $[Co(NH_3)_6]^{3+}$.

1. Сколько электронов на d-подуровне невозбужденного атома кобальта?
А 1; Б 3; В 5; Г 7; Д 8.

2. Сколько электронов на d-подуровне иона Co^{3+}?
А 1; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.

3. Каково воздействие F^- как лигандов на ион Co^{3+}?
А слабое; Б Сильное; В Не знаю

4. Каково спиновое состояние комплекса $[CoF_6]^{3-}$?
А низкоспиновое; Б высокоспиновое; В не знаю.

5. Сколько неспаренных электронов в ионе Co^{3+} в октаэдрическом окружении ионов F^-?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

6. Каковы магнитные свойства иона Co^{3+} в комплексе $[CoF_6]^{3-}$?
А парамагнитен; Б диамагнитен; В не знаю.

7. Каково воздействие NH_3 как лигандов на ион Co^{3+}?
А сильное; Б слабое; В не знаю

8. Каково спиновое состояние комплекса $[Co(NH_3)_6]^{3+}$?
А низкоспиновое; Б высокоспиновое; В не знаю.

9. Сколько неспаренных электронов в ионе Co^{3+} в октаэдрическом окружении Молекул NH_3?
А 0; Б 1; В 2; Г 3; Д 4.

10. Каковы магнитные свойств иона Co^{3+} в комплексе $[Co(NH_3)_6]^{3+}$?
А парамагнитен; Б диамагнитен; В не знаю.

Контрольная работа №3
Жесткость воды
Вариант №0

1) Рассчитайте жесткость (ммоль Ca^{2+} /л) известковой воды с плотностью 1 г/мл при 20°С.

2) Рассчитайте молярную концентрацию (моль/л) ионов Ca^{2+} в жесткой воде объемом 1,75 л, если после добавления избытка соды выпало 0,0525 г осадка, содержащего кальций.

3) Жесткая вода содержит 50 мг/л гидрокарбоната кальция и 15 мг/л хлорида магния. Какая масса (г) карбоната натрия потребуется для умягчения 1 $м^3$ такой воды? Катионы магния переходят в осадок гидроксокарбоната.

4) Определите временную жесткость воды (в мг/л для гидрокарбонат-ионов), содержащей катионы магния и кальция, если после кипячения 100 л этой воды собрано 2,912 л (н. у.) газа.

5) Временная жесткость природной воды равна 10 ммоль/л. При кипячении 60 л воды выпало 57,12 г осадка. Определите атомное отношение катионов магния и кальция в природной воде.

Расчетное задание №1
Водород
Вариант №0

1. Какова плотность гремучего газа (2 объема H_2 и 1 объем O_2) по:
а) водороду; б) кислороду; в) воздуху?

2. Масса 1 литра газа при 31°С и давлении 103,7 кПа составляет 1,154 г. Рассчитайте плотность газа по водороду.

3. Некоторый элемент (Э) образует гидрид $ЭH_3$, массовая доля водорода в котором равна 8,82%. Назовите этот элемент.

4. Какая масса серы прореагирует с газом, полученным при взаимодействии 6,5 г цинка с избытком разбавленной серной кислоты, если используется только 80% газа?

5. При взаимодействии гидрида кальция массой 4,2 г с водой выделился водород объемом 4 литра (н.у.). Найдите массовую долю примесей в образце гидрида кальция.

6. Газ, выделившийся при обработке водой гидрида кальция, пропустили над раскаленным оксидом железа (II). В результате произошло уменьшение массы оксида на 16 г. Какую массу гидрида кальция обработали водой?

7. Какой объем раствора с массовой долей гидроксида натрия 20% (ρ = 1,22 г/мл) необходимо взять, чтобы выделившегося при взаимодействии с кремнием газа хватило на получение 8 г гидрида лития?

8. Какая масса алюминия должна прореагировать с раствором щелочи, чтобы выделившегося водорода хватило на восстановление до металла 480 г оксида железа (III)?

9. Смесь порошков железа и цинка массой 4,1 г растворили в избытке соляной кислоты, при этом выделилось 1,568 л газа (н.у.). Вычислите состав исходной смеси.

10. Найдите массовую долю растворенного вещества в растворе, полученном при добавлении 4,6 г натрия к 40 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 10%.

11. Газ, полученный при действии 3,0 г цинка на 18,69 мл раствора хлороводородной кислоты с массовой долей 14,6% (ρ = 1,07 г/мл), пропущен при нагревании над 4,0 г оксида меди (II). Рассчитайте, каким минимальным объемом раствора серной кислоты с массовой долей 19,6% (ρ = 1,14 г/мл) надо обработать полученную смесь, чтобы выделить из нее металлическую медь.

12. При обработке 9,9 г смеси алюминия с некоторым металлом (степень окисления +2) избытком раствора щелочи выделилось 3,36 л водорода (н.у.), а при действии на такую же массу смеси избытком HCl газа выделилось в два раза больше (н.у.). Определите состав смеси и назовите металл, если известно, что со щелочью он не реагирует.

Расчетное задание №2
Щелочные металлы
Вариант №0

1. Пероксид натрия применяется на подводных лодках для поглощения углекислого газа и пополнения запаса кислорода в воздухе. Какой объем газа может вступить в реакцию с 78 кг пероксида натрия и какой объем (н.у.) кислорода при этом образуется?

2. К 200 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей 20% (ρ = 1,2 г/мл) добавили металлический натрий массой 69 г. Какова стала массовая доля образовавшегося раствора?

3. При взаимодействии одновалентного металла с водой образуется хорошо растворимое в воде вещество и выделяется газ, причем масса растворенного вещества в граммах относится к объему выделившегося газа в литрах (н.у.), как 5 : 1. Какой это металл?

4. Оксид щелочного металла массой 24,8 г растворили в 175,2 г воды. Вычислите массовую долю гидроксида в полученном растворе, если оксид содержит 25,8% кислорода. Оксид какого металла был взят?

5. Вещество, полученное нагреванием 2,3 г натрия в избытке водорода, обработали 10 г воды. Сколько литров (н.у.) газа выделяется? Какова массовая доля растворенного вещества в полученном растворе?

6. При нагревании 6,06 г нитрата щелочного металла образовалось 510 г нитрита. Нитрат какого металла был взят?

7. При электролизе раствора хлорида щелочного металла образовалось 1,02 г щелочи и 112 мл (н.у.) хлора. Что это за металл?

8. При взаимодействии водородного соединения одновалентного металла со 100 г воды получили раствор с массовой долей вещества 2,38%. Масса раствора оказалась на 0,2 г меньше суммы масс воды и исходного водородного соединения. Определите, какое соединение было взято.

9. Имеется 24 г смеси сульфата, нитрата и гидрокарбоната натрия, при прокаливании которой выделился газ, объем которого при нормальных условиях составил 2,24 л. При пропускании данного количества газа через избыток известковой воды было получено 5,0 г осадка. Установите состав исходной смеси.

Расчетное задание №3
Щелочноземельные металлы
Вариант №0

1. Сравните отношение к воде, гидроксиду натрия и соляной кислоте оксидов бериллия, магния и бария.

2. При действии воды на гидрид металла массой 0,84 г выделился водород объемом 896 мл (н.у.). Определите, гидрид какого элемента был взят, если известно, что этот элемент проявляет степень окисления +2.

3. Определите формулу гидроксида элемента II группы, если из 6,84 г гидроксида можно получить 11,88 г бромида. Какое вещество и в каком количестве выделится на катоде при полном электролизе раствора бромида этого металла?

4. К 10 г раствора хлорида кальция добавили избыток раствора карбоната натрия. Выделившийся осадок отфильтровали и прокалили до постоянной массы, равной 1,12 г. Вычислите массовую долю соли в анализируемом растворе.

5. Найдите, в каком молярном соотношении находятся гидрид и карбид кальция, если известно, что при обработке такой смеси водой образуются газы, которые полностью реагируют между собой в присутствии платинового катализатора. Для сжигания же образующегося вещества расходуется 3,5-кратный объем кислорода.

6. При взаимодействии с водой 13,7 г металла, образующего двухзарядный катион, выделяется 2,24 л (н.у.) газа. Что это за металл? Какой осадок и в каком количестве (в граммах) образуется, если к полученному раствору прибавить избыток сульфата натрия?

7. Определите количественный состав (в граммах) смеси, состоящей из кальция и оксида кальция, если при нагревании этой смеси с углеродом выделяется 4,48 л газа (н.у.) и образуется 19,2 г продукта реакции.

8. Для умягчения воды, содержащей сульфат и гидрокарбонат кальция, 100 г ее прокипятили – при этом образовалось 0,2 г осадка, а затем обработали избытком соды – при этом выпало 0,1 г осадка. Сколько граммов сульфата и гидрокарбоната кальция содержится в 1 кг воды?

9. Концентрация ионов кальция в жесткой воде из колодцев может достигать величины 160 мг/л. Для ее умягчения можно использовать золу подсолнечника, в которой содержится около 20% (по массе) карбоната калия. Сколько граммов золы нужно израсходовать, чтобы устранить жёсткость такой воды объемом 50 л?

10. Жёсткая вода содержит гидрокарбонат кальция (массовая доля 0,015 %) и гидрокарбонат магния (массовая доля 0,005 %). Какую массу гашеной извести надо добавить к воде объемом 10 л для устранения жесткости? Плотность воды принять равной 1 г/мл.

Расчетное задание №4
Галогены
Вариант №0

1. В одном объеме воды было растворено 125 объемов хлористого водорода (н.у.). Рассчитайте массовую долю хлороводорода в растворе.

2. Раствор, содержащий 10 г смеси гидроксида калия и хлорида калия, подвергли электролизу. При этом на аноде выделилось 224 мл (н.у.) хлора. Вычислите процентное содержание хлорида калия в смеси, считая электролитическое разложение полным.

3. Продукт взаимодействия смеси 5 л (н.у.) водорода и 4,48 л (н.у.) хлора растворили в 85,4 мл воды. Какой газ находился в исходной смеси в избытке и какова массовая доля вещества в полученном растворе?

4. Сколько миллилитров раствора с массовой долей соляной кислоты 36% (ρ = 1,2 г/мл) необходимо для взаимодействия с 0,1 моля перманганата калия? Какой объем хлора (н.у.) выделится при этом?

5. Через 200 г раствора поваренной соли с массово долей 17,55% пропустили электрический ток. При этом выделилось 3,36 л (н.у.) хлора. Определить массу раствора после окончания электролиза. Какие вещества и в какой концентрации содержались в этом растворе?

6. Хлор, полученный при действии соляной кислоты на 24,5 г бертолетовой соли ($KClO_3$), пропущен через 200 мл горячего раствора гидроксида натрия с массовой долей 12% (ρ = 1,1 г/мл). Какие соли и в каком количестве образуются при этом?

7. Хлор, полученный взаимодействием 83 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 37% (ρ = 1,18 г/мл) с перманганатом калия, пропустили через раствор бромида калия с массовой долей 40% (ρ = 1,2 г/мл). Определите объем вступившего в реакцию бромида калия.

8. Смесь газов объемом 1 л (н.у.), состоящую из хлора, водорода и хлористого водорода, пропустили через раствор йодистого калия, при этом выделилось 2,54 г йода, а оставшийся объем газа составил 500 мл (н.у.). Определите процентный состав исходной смеси газов.

9. Твердый хлорид натрия массой 5,85 г взаимодействует с концентрированной серной кислотой. Выделившийся газ пропущен через 200 мл раствора нитрата серебра с массовой долей 10% (ρ = 1,1 г/мл). Сколько нитрата серебра осталось в растворе после окончания реакции?
10. Хлор объёмом 6,72 л (н.у.) пропущен через 200 мл раствора гидроксида калия, в 1 мл которого содержатся 0,15 г вещества. Какие вещества и в каком количестве содержатся в растворе после окончания реакции?

11. Сколько граммов бромной воды потребуется для окисления 200 мл раствора сероводорода с массовой долей 20% (ρ = 1,2 г/мл), если известно, что в 100 г воды при 20ºС растворяется 3,6 г брома.

12. К 100 г раствора сульфита натрия прибавили раствор йода, содержащий 0,05 моль йода в 1 л раствора. Смесь обесцветилась, когда было прибавлено 100 мл раствора йода. Определить массовую долю раствора сульфита натрия.

13. При взаимодействии 10 г хлорида железа с избытком нитрата серебра образовалось 26,5 г хлорида серебра. Найдите степень окисления железа в хлориде железа.

14. Газ, образовавшийся при взаимодействии 50 г карбоната кальция с соляной кислотой, пропустили через 200 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 10%. Какая соль образовалась при этом?

15. После электролиза раствора хлорида натрия получили раствор, содержащий 20 г гидроксида натрия. Газ, выделившийся на аноде, пропустили через раствор йодида калия с массовой долей 10% (ρ = 1,1 г/мл). Определите объем раствора йодида калия, израсходованный на поглощение газа.

16. Поваренную соль расплавили и подвергли электролизу. Из выделившегося при электролизе газа и водорода получили новый газ, который растворили в воде. При этом образовалось 300 мл соляной кислоты с массовой долей 15% (ρ = 1,1 г/мл). Рассчитайте, какая масса хлорида натрия подверглась электролизу.

17. К раствору галогенида натрия добавили 10 мл раствора нитрата серебра с концентрацией 0,1 моль/л. Образовалось 0,235 г осадка. Какой галогенид-ион был в исходном растворе?

18. В сосуд объемом 500 мл, в котором находились 50 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 25% (ρ = 1,124 г/мл), при 0ºС добавлено 0,5 г цинка. Исходное давление в сосуде 100 кПа. Определите давление в сосуде после окончания реакции.

19. К 416 г раствора хлорида бария с массовой долей 10% прилит избыток раствора соды с массовой долей 14%. Осадок отфильтровали. К фильтрату прибавили 438 г раствора соляной кислоты, с массовой долей 5% , при этом выделение газа прекратилось. Вычислите массу прибавленного раствора соды.

20. В замкнутом сосуде смешали 0,224 л (н.у.) хлора с двумя газами, полученными: первый при действии 7,15 г цинка на разбавленную серную кислоту, второй – при разложении 4,08 г хлората калия. Газовую смесь взорвали. Какая кислота образовалась? Вычислите её массовую долю в растворе.
21. Через трубку с порошкообразной смесью хлорида и йодида натрия массой 3 г пропустили 1,3 л хлора при 42ºС и $1{,}01 \cdot 10^5$ Па. Полученное в трубке вещество прокалили, при этом его масса уменьшилась до 2,0 г. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

22. К раствору 3,88 г смеси бромида калия и йодида натрия добавили 78 мл нитрата серебра с массовой долей 10% (ρ = 1,09 г/мл). Выпавший осадок отфильтровали. Фильтрат обработали 13,3 мл соляной кислоты с концентрацией 1,5 моль/л. Вычислите массовые доли солей в исходной смеси и объем хлороводорода (при н.у.), необходимый для приготовления израсходованного количества соляной кислоты.

23. Газовую смесь объемом 3,6 л с плотностью по водороду 20, предназначенную для синтеза хлороводорода, пропустили через 200 г раствора содержащего 26,12 г смеси

бромида и йодида калия. (Хлор и соли прореагировали полностью.) Определите массовые доли KI и KBr в исходном растворе, а также процентный состав (по объему) исходных газов.

Тест №6
Водород. Галогены
Вариант №0

1. Какие характеристики роднят водород со щелочными металлами?
а) число валентных электронов в атоме
б) как и для щелочных металлов, так и для водорода в химических реакциях характерны восстановительные свойства
в) водород в соединениях может проявлять степень окисления +1
г) в атоме водорода до завершения внешнего энергетического уровня также не хватает одного электрона

2. Укажите схемы реакции, в которых водород − восстановитель :
а) $FeO + H_2 \rightarrow$ б) $K + H_2 \rightarrow$ в) $H_2 + O_2 \rightarrow$ г) $FeCl_3 + H_2 \rightarrow FeCl_2 + HCl$

3. Охарактеризуйте связь в молекуле брома:
а) ковалентная неполярная
б) образована за счет перекрывания р-орбителей
в) σ-типа
г) одинарная

4. В молекуле какого галогеноводорода связь Н-галоген самая слабая?
а) фтороводорода б) бромоводорода в) хлороводорода г) йодоводорода

5. Укажите схемы реакции, в которых соляная кислота – окислитель:
а) $MnO_2 + HCl \rightarrow$ б) $Zn + HCl \rightarrow$ в) $CuO + HCl \rightarrow$ г) $Fe + HCl \rightarrow$

6. Укажите схемы реакции, в которых соляная кислота – восстановитель:
а) $Ca(HSO_3)_2 + HCl \rightarrow$ б) $KMnO_4 + HCl \rightarrow$ в) $NH3 + HCl \rightarrow$ г) $MnO_2 + HCl \rightarrow$

7. Отметьте схему реакции основного способа получения хлороводорода в промышленности:
а) $NaCl_{(к)} + H_2SO_4 \rightarrow$ б) $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ в) $H2 + Cl_2 \rightarrow$ г) $C_nH_{2n+2} + Cl_2 \rightarrow$

8. Какие свойства проявляет гидрид кальция при взаимодействии с водой?
а) окислителя б) восстановителя в) ни окислителя, ни восстановителя

9. По сокращенным формулам электронных конфигураций определите, какой атом является наиболее сильным окислителям:
а) $2s^2 2p^5$ б) $4s^2 4p^5$ в) $3s^2 3p^5$ г) $5s^2 5p^5$

10. Сколько брома получится при взаимодействии 5,6 л хлора (н.у.) с избытком раствора бромида калия?
а) 0,25 моль
б) 0,50 моль
в) 40 г
г) $1{,}505 \cdot 10^{23}$ молекул

Тест №7
Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы
Вариант №0

1. Какие утверждения справедливы для элементов (или их соединений) подгруппы кислорода?
а) с ростом порядкового номера возрастает число энергетических уровней в атоме
б) термическая устойчивость водородных соединений сверху вниз уменьшается
в) оксидам серы, селена и теллура состава $ЭO_2$ и $ЭO_3$ отвечают гидроксиды с кислотными свойствами
г) число валентных электронов в атоме возрастает с ростом порядкового номера элемента

2. При окислении аммиака кислородом в отсутствие катализатора преимущественно образуются:
а) оксид азота (II) б) азот в) оксид азота (IV) г) вода

3. Укажите схемы реакции, в которых продуктам может быть оксид серы (IV) :
а) $CuS + O_{2(изб.)} \rightarrow$
б) $H_2S + O_{2(недост.)} \rightarrow$
в) $K_2SO_3 + HCl \rightarrow$
г) $Cu + H_2SO_4(конц) \rightarrow$

4. При равных массах термическое разложение какого вещества даст наибольший объем кислорода?
а) пероксид водорода б) хлорат калия в) перманганат калия г) оксид ртути (II)

5. Укажите схемы реакций, в которых сера-восстановитель:
а) $S + H_2 \rightarrow$ б) $S + O_2 \rightarrow$ в) $S + Cl_2 \rightarrow$ г) $Fe + S \rightarrow$

6. В каком ряду восстановительные свойства анионов, символы которых приведены ниже, растут слева направо?
а) $O^{2-} - S^{2-} - Se^{2-}$ б) $Te^{2-} - Se^{2-} - S^{2-}$ в) $Se^{2-} - Te^{2-} - S^{2-}$ г) $S^{2-} - O^{2-} - Te^{2-}$

7. В каком ряду слева направо растут окислительные свойства веществ?
а) $Te - S - Se$ б) $S - Te - Se$ в) $O_2 - S - Te$ г) $Te - S - O_2$

8. Укажите схемы реакции, в которых оксид серы (IV) – окислитель:
а) $SO_2 + O_2 \rightarrow$ б) $SO_2 + C \rightarrow CO_2 + S$ в) $SO_2 + H_2O \rightarrow$ г) $SO_2 + H_2S \rightarrow S + H_2O$

9. Массовая доля серы максимальна в:
а) пирите б) сульфиде цинка в) сульфате калия г) гидросульфиде натрия

10. Масса серы, полученная при взаимодействии 2 моль сероводорода и 128 г оксида серы (IV), равна:
а) 90 г
б) 96 г
в) 0,096 кг
г) 90 000 мг

Расчетное задание №5
Кислород
Вариант №0

1. Определите среднюю атомную массу кислорода, если смесь изотопов содержит 99,76% $^{16}_{8}O$; 0,04% $^{17}_{8}O$ и 0,2% $^{18}_{8}O$.

2. Выведите формулы трех оксидов марганца и хрома на основании значения массовой доли (%) кислорода в этих соединениях:

Элемент	Массовая доля (%) кислорода в оксидах		
	1	2	3
Марганец	22,50	36,78	50,45
Хром	23,53	31,58	48,00

3. В лаборатории имеются следующие соединения: бертолетова соль ($KClO_3$), перманганат калия ($KMnO_4$) и пероксид бария (BaO_2). Какое из них при термическом разложении в пересчете на одну и ту же массу даст наибольшее количество кислорода?

4. При электролизе 200 мл раствора сульфата натрия с массовой долей 20% (ρ = 1,14 г/мл) выделилось 11,6 л кислорода (н.у.). Определите массу разложившегося вещества и массовую долю сульфата натрия в полученном растворе.

5. Какова масса кислорода, находящегося в баллоне объемом 20 л при 20°С и давлении $1 \cdot 10^7$ Па? Какой объем занял бы этот кислород при нормальных условиях?

6. К 3 л смеси оксида азота (II) и оксида азота (IV) с относительной плотностью по водороду 18,2 добавили 2 л кислорода. Все объемы газов измерены при одинаковых условиях. Определите изменение общего объема газов после добавления кислорода.

7. Взорвали 10 л смеси (н.у.) ацетилена с воздухом с объемной долей ацетилена 3%. Какова теплота этой реакции, если теплота сгорания 1 $м^3$ ацетилена равна 58240 кДж?

8. Какой объем аммиака (н.у.) можно окислить (с катализатором) кислородом, полученным при разложении 20,4 г хлората калия?

9. Для определения содержания кислорода в воздухе 200 мл последнего смешали со 100 мл водорода, затем смесь взорвали. После окончания реакции и конденсации паров воды остаток газов составил 174 мл. Учитывая, что все объемы газов определялись при одинаковых условиях, рассчитайте объемную долю кислорода в воздухе.

10. Определите объем кислорода (н.у.), необходимого для сжигания 20 л (н.у.) смеси оксида углерода (II) и водорода, если ее плотность по гелию равна 3,1.

11. Над серебром пропущен 1 л смеси озона и кислорода (н.у.), которая имела плотность по воздуху 18. Что произошло с серебром и на сколько граммов увеличилась его масса?

12. Через озонатор пропустили 15 л кислорода; 10% кислорода превратились в озон. Какой объем занимает озонированный кислород?

13. Какой объем смеси озона с кислородом, плотность которой по водороду равна 20, потребуется для сжигания 5 л водорода? Объемы всех газов измерены при одинаковых условиях.

14. При добавлении к раствору пероксида водорода массой 0,8 г раствора йодида калия в присутствии серной кислоты образовалось 0,3 г йода. Вычислите массовую долю пероксида в исходном растворе.

15. Какую массу раствора пероксида водорода с массовой долей 3,4% необходимо взять для окисления 15,2 г сульфата железа (II) в присутствии серной кислоты?

16. Укажите процессы, протекающие на электродах при электролизе воды. Почему при этом в воду добавляют серную кислоту? Можно ли заменить кислоту растворами сульфата калия, хлорида калия, сульфата меди?

17. Изобразить в ионном и молекулярном видах реакции гидролиза следующих солей: карбоната калия, хлорида магния, нитрата аммония, сульфата цинка, нитрата калия, цианида натрия, ацетата калия.

18. Известно, что в парах воды при температуре кипения существует два вида воды: мономер H_2O и небольшое количество димера $(H_2O)_2$. Определите объемную долю тех и других молекул, если при 100ºС относительная плотность паров воды по водороду имеет значение 9,32.

19. В каком молярном соотношении вода кристаллизуется с хлоридом кальция, если 2,22 г безводной соли образуется с водой 4,38 г кристаллогидрата?

20. При взаимодействии кристаллогидрата бромида натрия массой 1,39 г с избытком нитрата серебра было получено 1,88 г осадка. Выведите формулу кристаллогидрата.

21. При прокаливании 1,5 г смеси $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ и $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ масса трубки, заполненной P_2O_5 и соединенной с нагреваемой смесью, увеличилась на 0,9 г. Определите количества вещества кристаллогидратов в смеси.

22. В каком молярном соотношении следует смешать гексагидрат хлорида железа (III) и воду, чтобы получить раствор с массовой долей хлорида железа (III) 20%?

Расчетное задание №6
Сера
Вариант №0

1. 400 мл (н.у.) смеси сероводорода и кислорода (кислород взят в недостатке) подвергли взрыву. Объем смеси (н.у.) сократился до 100 мл. Определить состав смеси (в объемных единицах) до взрыва.

2. При полном сжигании 2,66 г некоторого вещества получили 1,54 г углекислого газа и 4,48 г сернистого газа. Определить простейшую формулу неизвестного вещества.

3. Сколько ионов бария необходимо для связывания всех сульфатных ионов, находящихся в 1 мл раствора сульфата алюминия с массовой долей 10% (ρ = 1,14 г/мл.)

4. При электролизе раствора сульфида натрия с массовой долей 25% (ρ = 1,1 г/мл.) образуется 160 мл раствора щелочи с массовой долей 30% (ρ = 1,1 г/мл). Рассчитайте объем взятого раствора сульфида натрия.

5. При обжиге 100 г пирита, содержащего 4% примесей, израсходовано 0,5 м³ воздуха. Каков состав образовавшейся газовой смеси (в объемных единицах, н.у.)? Считать, что в воздухе 21% кислорода и 78% азота.

6. Из 400 мл раствора сульфата меди (массовая доля 25%, ρ = 1,19 г/мл) при охлаждении выпал осадок кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ массой 50 г. Определите массовую долю сульфата меди, оставшегося в растворе.

7. После обработки серы раствором гидроксида калия реакционную смесь выпарили, сухой остаток обработали соляной кислотой, в результате чего выделилось 2,24 л (н.у.) смеси двух газов, которые при взаимодействии друг с другом образуют твердое вещество. Сколько граммов твердого вещества образовалось в результате этих превращений?

8. Какой объем (н.у.) сероводорода потребуется пропустить через 270 мл раствора хлорида меди с массовой долей 5% (ρ = 1 г/мл), чтобы содержание хлорида меди в растворе уменьшилось вдвое?

9. Сернистый газ, образовавшийся при окислении избытком кислорода 11,2 л (н.у.) сероводорода, растворен в 60 мл воды. Какова массовая доля полученной кислоты?

10. Оксид серы (IV), полученный при сжигании 67,2 л. (н.у.) сероводорода, пропустили через 1 л раствора гидроксида натрия с массовой долей 25% (ρ = 1,3 г/мл). Какого состава образуется при этом соль?

11. При обжиге 19,4 г сульфида двухвалентного металла израсходовано 6,72 л (н.у.) кислорода. Полученный газ окислен далее в присутствии катализатора, а продукт реакции растворен в воде. Сульфид какого металла подвергался обжигу? Сколько мл раствора гидроксида калия с массовой долей 33,6% (ρ = 1,17 г/мл) потребуется для полной нейтрализации образовавшейся кислоты?

12. Продукт, полученный при прокаливании смеси серы с железом, полностью растворили в соляной кислоте. Выделилось 8,96 л (н.у.) газообразного продукта реакции, после сгорания которого образовалось 0,2 моль газа (н.у). Определите состав исходной смеси (по массе).

13. Сколько потребуется сульфида железа (II) и какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей 7,3% (ρ = 1,03 г/мл) (считая 50% избыток) необходимо использовать, чтобы при пропускании газа, образующегося при их взаимодействии, через раствор нитрата свинца образовалось 2,39 г осадка?

14. Оксид серы (IV) растворили в воде. К раствору прилили бромной воды до появления окраски брома, а затем – избыток раствора хлорида бария. При этом выпало 1,165 г осадка. Какой объем сернистого ангидрида (н.у.) был растворен в воде?

15. Кусочек серы обработан концентрированной серной кислотой; выделившийся газ пропущен через сероводородную воду, в результате чего выпало 28,8 г осадка. Определить количество взятой серы.

16. Серный ангидрид, полученный окислением сернистого газа, образовавшегося при обжиге 30 г пирита, растворили в 400 мл раствора серной кислоты с массовой долей 60% (ρ = 1,4 г/мл). Вычислите массовую долю полученного раствора серной кислоты.

17. Сплав цинка с двухвалентным металлом, стоящим в ряду напряжений после водорода, массой 32,05 г обработали избытком разбавленной серной кислоты. При этом выделилось 4,48 л (н.у.) газа. При растворении нерастворившегося остатка в концентрированной серной кислоте выделилось 6,72 л (н.у.) газа. Определить состав сплава (в граммах).

18. На нейтрализацию 34,5 г олеума расходуется 74,5 мл раствора гидроксида калия с массовой долей 40% (ρ = 1,41 г/мл). Сколько моль оксида серы (VI) приходится на 1 моль серной кислоты в олеуме?

19. На 40 г смеси карбоната кальция, сульфида цинка и хлорида натрия подействовали избытком соляной кислоты. Выделилось 6,72 л (н.у.) газов, при взаимодействии которых с оксидом серы (IV) образовалось 9,6 г осадка. Определить состав (в граммах) исходной смеси солей.

20. Взаимодействие 13 г цинка с 0,3 моль концентрированной серной кислоты происходит с выделением сероводорода. Сколько молей концентрированной серной кислоты расходуется на солеобразование, сколько – на окислительно-восстановительный процесс?

21. Оксид серы (IV), полученный при обработке меди концентрированной серной кислотой при нагревании, пропустили через раствор щелочи и получили 500 мл раствора сульфита натрия, в 1 мл которого содержится 0,003 моль сульфита натрия. Рассчитайте массу растворившейся меди.

22. К 100 г раствора серной кислоты с массовой долей 27,2% добавлено 20 г раствора олеума с массовой долей оксида серы (VI) 40%. Сколько граммов хлорида бария необходимо добавить, чтобы осадить все сульфат-ионы?
23. Имеется хлорид бария и сульфид железа (II), из которых надо получить сульфат бария. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить это превращение и рассчитайте, сколько граммов сульфата бария можно получить из 0,1 моль сульфида железа (II). Выход продуктов реакции на каждой стадии – 100%.

Тест №8
Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы
Вариант №0

1. Какая из частиц, формулы или символы которых приведены ниже, восстанавливается в реакции $Cu + H^+ + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + NO + H_2O$?
а) NO б) NO_3^- в) H^+ г) Cu

2. Как изменяется прочность связи Р – элемент в ряду
$PF_3 - PCl_3 - PI_3$?
а) уменьшается б) возрастает в) не изменяется г) уменьшается, затем возрастает

3. Оксид азота (IV) характеризуется свойствами:
а) бесцветный газ б) ядовит в) реагирует с водой г) тяжелее воздуха

4. Фосфин можно получить при взаимодействии:
а) фосфата кальция с серной кислотой концентрированной
б) фосфида кальция с водой
в) ортофосфорной кислоты с кальцием
г) оксида фосфора (V) с водой

5. При термическом разложении нитрата алюминия в основном выделяются:
а) кислород б) оксид азота (II) в) оксид азота (IV) г) азот

6. Дигидроортофосфат аммония реагирует с:
а) ортофосфорной кислотой б) серной кислотой в) аммиаком г) гидроксидом калия

7. Укадите формулу веществва, с которым реагирует дигидроортофосфат калия, но не реагирует ортофосфат калия:
а) $Ca(OH)_2$ б) NaOH в) $H_2SO_{4(конц)}$ г) H_3PO_4

8. При растворении оксида азота (IV) в растворе гидроксида калия без нагревания и в отсутствии избытка кислорода образуются вещества (укажите их формулы):
а) KNO_3 б) HNO_3 в) KNO_2 г) HNO_2

9. Какие факторы сместят равновесие реакции синтеза аммиака вправо?
а) повышение давления
б) повышение температуры
в) увеличение концентрации азота
г) изменение природы катализатора

10. В кристаллогидрате $Na_2HPO_4 \cdot nH_2O$ массовая доля фосфора равна 11,56%. Укажите число молекул воды в одной молекуле кристаллогидрата:
а) 0
б) 1
в) 7
г) 12

Расчетное задание №7
Азот
Вариант №0

1. Напишите уравнение реакций разбавленной и концентрированной азотной кислоты с цинком, алюминием, магнием, ртутью, углеродом, фосфором, серой.

2. Получите нитрат аммония, имея только гидроксид натрия, воду и воздух.

3. При сжигании 0,24 г соединения азота с водородом было получено 0,27 г воды и 168 мл (н.у.) азота. Плотность пара азотсодержащего вещества по воздуху равна 1,1. Какова его молекулярная формула?

4. При каталитическом окислении аммиака избытком кислорода в конечном итоге получаются азотная кислота и вода. Вычислить массовую долю (в %) кислоты, растворенной в образовавшейся воде.

5. Определить объем аммиака, который выделится при нагревании до 50°С 285,43 г насыщенного при 10°С раствора (растворимость аммиака при 50°С равна 22,9 г, а при10°С – 67,9 г).

6. Газ, полученный при нагревании 21,4 г хлорида аммония с избытком гидроксида натрия, был поглощен раствором, содержащим 39,2 г серной кислоты. Какая соль образовалась при этом? Какова ее масса?

7. Какой объем аммиака (н.у.) надо окислить, чтобы образовалось 700 кг раствора с массовой долей азотной кислоты 99%, если в процессе производства в азотную кислоту превращается 98,56% аммиака?

8. Необходимо получить 17 г аммиака. Сколько литров (н.у.) азота и водорода потребуется для этого (выход аммиака 50% от теоретического) и какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей 20% (ρ = 1,1 г/мл) необходим для нейтрализации этого количества аммиака?

9. Через раствор, содержащий 3,42 г гидроксида бария, пропустили 2,5 л (н.у.) газа, содержащего 40% оксида азота (IV). Раствор выпарили. Определить состав (в граммах) сухого осадка.

10. В каком весовом соотношении следует взять две навески меди, чтобы при внесении одной в концентрированную азотную кислоту, в другой – в разбавленную, выделились равные объемы газов?

11. При взаимодействии 5 г магния с раствором азотной кислоты (ω = 30%, ρ = 1,2 г/мл) выделяется азот. Какой объем азотной кислоты израсходуется при этом? Какой объем газа выделяется?

12. Смесь меди и алюминия массой 10 г обработали концентрированной азотной кислотой, при этом выделяется 4,48 л газа (н.у.). Вычислить количественный состав (в граммах) исходной смеси.

13. Восстановили водородом 40 г оксида металла, который проявляет степень окисления +2. Для полного растворения всего полученного металла потребовалось 152,5 мл раствора с массовой долей азотной кислоты 60% (ρ = 1,375 г/мл), которая восстанавливается до оксида азота (IV). Определить относительную атомную массу металла и назвать его.

14. Сколько граммов раствора, с массовой долей йодноватой кислоты HIO_3 20%, образуется при взаимодействии 12,7 г йода с разбавленной азотной кислотой?

15. Сколько миллилитров раствора перманганата калия с концентрацией 0,5 моль/л потребуется для окисления 8,5 г нитрита калия в сернокислом растворе?

16. При термическом разложении 6,62 г нитрата тяжелого двухвалентного металла выделилось 1,12 л (н.у.) смеси двух газов. Определить формулу нитрата металла.

17. Имеется раствор нитрата калия неизвестной концентрации. Для ее определения 200 мл раствора выпарили, полученный твердый остаток прокалили до постоянной массы, при этом выделилось 0,224 л (н.у.) газа. Рассчитать молярную концентрацию раствора нитрата калия.
18. При прокаливании 36,4 г смеси нитратов калия и натрия выделяется 4,48 л газа (н.у.). Вычислить состав смеси (в граммах).

19. При прокаливании некоторого количества нитрата меди выделяется определенное количество газообразных продуктов. Если же это количество соли растворить и раствор подвергнуть электролизу, то образуется 2,24 л газа (н.у.). Определить, какие газы и в каком объеме выделяются при прокаливании нитрата меди.

20. Гидроксид цинка (1,98 г) растворили в азотной кислоте и из полученного раствора выкристаллизовали 5,94 г кристаллогидрата. Установить его формулу.

21. Металл главной подгруппы II группы Периодической системы массой 60 г взаимодействует с азотом, образую нитрид, при реакции которого с водой выделяется аммиак. При каталитическом окислении выделившегося аммиака образуется 11,2 л (н.у.) оксида азота (II). Выход реакции 50%. Определить исходный металл.

22. При взаимодействии смеси железных и медных опилок с разбавленной серной кислотой выделилось 8,996 л газа (н.у.). При обработке такого же образца концентрированной азотной кислотой образовалась соль, при термическом разложении которой выделяется 11,2 л газа (н.у.). Определить процентное содержание меди в смеси.

23. Уравновешены два сосуда с растворами гидроксида натрия и соляной кислотой. В первый добавили 10,7 г хлорида аммония. Сколько граммов карбоната кальция надо добавить во второй сосуд, чтобы они снова уравновесились, если газы выделяются из растворов полностью?

24. В 100 г раствора, содержащего смесь соляной и азотной кислот, растворяется максимум 24 г оксида меди (II). После упаривания раствора и прокаливания масса остатка составляет 29,5 г. Определить массовые доли (в %) соляной и азотной кислот в исходном растворе.

Расчетное задание №8
Фосфор
Вариант №0

1. Сколько фосфора можно получить из 77,5 кг фосфата кальция и сколько кокса, содержащего10% примесей, потребуется для этого?

2. В костях содержится до 58% фосфата кальция. Сколько килограммов фосфора входит в состав 10 кг костей?

3. Оксид фосфора (V), полученный при сгорании 1,55 г фосфора, был употреблен для получения соответствующей соли кальция. С этой целью взято 3,7 л раствора с массовой долей гидроксида кальция 0,1% (ρ = 1 г/мл). Какая соль образовалась в результате реакции?

4. При нагревании водного раствора метафосфорной кислоты образуется ортофосфорная кислота. Рассчитайте массовую долю метафосфорной кислоты в исходном растворе, если при его нагревании получается раствор ортофосфорной кислоты с массовой долей 29,4%.

5. К раствору, содержащему 5,88 г ортофосфорной кислоты, прибавили раствор, содержащий 8,4 г гидроксида калия. Определить состав осадка (по массе), полученного при выпаривании раствора досуха.

6. К раствору, содержащему 16 г гидроксида натрия, прибавили 21,3 г фосфорного ангидрида, после чего объем раствора оказался равным 400 мл. Определить молярные концентрации образовавшихся солей.

7. Продукты взаимодействия смеси красного фосфора и бертолетовой соли растворены в воде и полностью нейтрализованы раствором аммиака. При добавлении раствора хлорида кальция к полученному раствору выпал осадок массой 31 г. Определите массу фосфора в исходной смеси.

8. Некоторую навеску фосфора сожгли в избытке кислорода. Продукт реакции растворили в воде, раствор полностью нейтрализовали аммиаком, а затем добавили к нему избыток ацетата кальция. Масса выпавшего осадка равна 15,5 г. Найти массу сожженного фосфора.

9. Сколько граммов перманганата калия разложилось и сколько граммов фосфора окислилось выделившимся кислородом, если после растворения образовавшегося оксида в воде получилось 100 г раствора с массовой долей ортофосфорной кислоты 4,9%?

10. Какой объем раствора с массовой долей гидроксида натрия 2% (ρ = 1,02 г/мл) потребуется для нейтрализации продукта полного сгорания 1,02 г фосфина?

11. При полном электролизе раствора сульфата железа (II) на катоде выделилось 56 г железа. Сколько граммов фосфора может вступить в реакцию с веществом, выделившимся на аноде, и каков будет состав соли, если полученный продукт реакции растворить в 87,91 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия 28% (ρ = 1,3 г/мл)?

12. Смесь массой 20 г, состоящую из сульфата бария, фосфата кальция, карбоната кальция и фосфата натрия, растворили в воде. Масса нерастворившейся в воде части смеси стала равной 18 г. При действии на нее соляной кислоты выделился газ, и масса нерастворившегося осадка составила 8 г. При действии на этот осадок избытком раствора серной кислоты масса осадка увеличилась до 9,58 г. Определить количественный состав смеси (по массе).

Тест №9
Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы
Вариант №0

1. Укажите схемы реакции, иллюстрирующие кислотный характер оксида кремния (IV):
а) SiO_2+HF → б) SiO_2+ CaO → в) SiO_2+ KOH → г) SiO_2+ Mg →

2. С какими веществами реагирует силикат калия?
а) вода б)соляная кислота в) водный раствор CO2 г) гидроксид натрия

3. Укажите схемы реакции, в результате протекания которых может образоваться кремниевая кислота:

а) $SiO_2 + H_2O \rightarrow$ б) $K_2SiO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow$
в) $Na_2SiO_3 + H_2O + SO_2 \rightarrow$ г) $Si + HNO_3 \rightarrow$

4. Охарактеризуйте строение и свойства карборунда (SiC):
а) степень окисления кремния равна +4 б) тугоплавкое вещество
в) ионная кристаллическая решетка г) атомная кристаллическая решетка

5. Какие вещества можно использовать для полного превращения гидрокарбоната кальция в его карбонат?
а) воду б) гидроксид кальция в) раствор CO_2 в воде г) гидроксид калия

6. Для получения обычного оконного стекла используют:
а) карбонат натрия б) известняк в) силикат калия г) кремнезем

7. С какими веществами реагируют как оксид кремния (IV), так и оксид углерода (IV)?
а) магний б) вода в) углерод г) гидроксид калия

8. Как силикат калия, так и карбонат калия реагируют с:
а) угольной кислотой б) соляной кислотой в) хлоридом бария г) нитратом натрия

9. В водных растворах каких солей среда щелочная?
а) карбонат калия б) силикат натрия в) гидрокарбонат кальция г) хлорид меди(II)

10. При сильном нагревании кремний разлагает воду с образованием водорода и оксида кремния (IV). При этом 1 моль кремния выделает из воды водород в количестве (моль):
а) 2,0
б) 1,0
в) 3,0
г) 1,5

Расчетное задание №9
Углерод
Вариант №0

1. Как химическим путем можно очистить углекислый газ от:
а) оксида серы (IV), б) оксида углерода (II), в) этилена, г) сероводорода?

2. Составить уравнения реакций гидролиза следующих солей: цианида калия, карбоната калия и гидрокарбоната калия.

3. Определить состав смеси (по массе) после проведения реакции 5,6 г оксида кальция с 5,4 г углерода.

4. Для сжигания 68 г смеси водорода и оксида углерода (II) израсходовано 89,6 л (н.у.) кислорода. Определить процентный состав (по объему) исходной смеси газов.

5. Газ, полученный при восстановлении 16 г оксида железа (III) с помощью оксида углерода (II), пропущен через 3 л раствора гидроксида калия с концентрацией 0,1 моль/л. Какой объем оксида углерода (II) при этом израсходуется? Сколько граммов соли образуется?

6. Определить состав смеси газов: азот, оксид углерода (II), оксид углерода (IV) (в % по объему), если при последовательном пропускании 10 л (н.у.) такой смеси, если избыток известковой воды и над нагретым оксидом меди (II) выпадает 10 г осадка и образуется 6,35 г меди.

7. С 200 кг гидроксида натрия прореагировало 89,6 $м^3$ (н.у.) оксида углерода (II). Найти процентный состав (по массе) полученной смеси.

8. Смешали с кислородом 8,96 л смеси оксида углерода (II) и оксида углерода (IV) и взорвали. Объем газов уменьшился на 3,36 л. Какова объемная доля (в %) компонентов исходной смеси?

9. Вычислить массу 2 л (н.у.) смеси, состоящей из равных весовых количеств оксида углерода (IV) и азота. Какая соль образуется при пропускании 2 л этой смеси через 100 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 28%?

10. К 63,3 г раствора хлорида магния с массовой долей 15% прилили 250 г раствора соды с массовой долей 8,48 %. Осадок отфильтровали. К фильтрату прибавляли раствор соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л до прекращения выделения газа. Рассчитать объем израсходованного раствора соляной кислоты.

11. При осторожном нагревании 51,8 г безводной соли неизвестного металла выделились вода и оксид углерода (IV). После пропускания оксида углерода (IV) над раскаленным углем объем газа увеличился на 4,48 л (н.у.). Определить неизвестный металл.

12. Определить состав и массу солей, образующихся при пропускании через раствор, содержащий 3,2 г гидроксида натрия, 1,568 л (н.у.) углекислого газа.

13. Какой процент примеси содержит мрамор, если при реакции со 120 мл раствора с массовой долей азотной кислоты 20% (ρ = 1,41 г/мл) расходуется 45 г мрамора?

14. На чашках весов уравновешены два стакана, в каждом из которых находится по 50 мл раствора азотной кислоты с концентрацией 3,2 моль/л. В один из стаканов насыпали 25 г карбоната кальция, в другой – 25 г карбоната магния. Какой стакан и на сколько граммов станет тяжелее?

15. В каком молярном соотношении нужно смешать карбонат кальция и карбонат магния, чтобы при прокаливании масса смеси уменьшилась вдвое?

16. Для анализа на содержание углекислого газа в воздухе промышленного помещения 1120 л воздуха (н.у.) было пропущено через раствор, содержавший избыток гидроксида бария. Рассчитать объемную долю CO_2 в воздухе, если выпало 3,94 г осадка.

17. Газ, образовавшийся при пропускании избытка оксида углерода (IV) над 0,84 г раскаленного угля, направлен на реакцию с 2,2 г нагретого оксида меди (II). Какой объем раствора азотной кислоты с концентрацией 14 моль/л потребуется для полного растворения образовавшегося в последней реакции вещества?

18. При нагревании смеси карбоната и гидрокарбоната калия массой 13,5 г образовалось 896 мл (н.у.) углекислого газа. Установите состав (в граммах) смеси.

19. Газ, полученный при сжигании смеси этана и пропана общим объемом 5,6 л (н.у.) (плотность по водороду смеси равна 19,9), пропустили через раствор, содержащий 32 г едкого натра (гидроксид натрия). Определить процентный состав (по объему) исходной смеси, а также состав и массы образовавшихся солей.

20. К 100 мл (н.у.) газовой смеси, состоящей из ацетилена, углекислого газа и азота, прибавили 200 мл (н.у.) кислорода. После реакции объем смеси составил 240 мл (н.у.). При пропускании продуктов реакции через раствор гидроксида калия объем уменьшился до 60 мл (н.у.). Каков объемный состав исходной газовой смеси?

21. На нейтрализацию раствора, содержащего смесь карбоната и гидрокарбоната натрия, израсходовано 0,2 г гидроксида натрия. После упаривания полученного раствора и высушивания остатка на воздухе до постоянной массы получено 2,86 г кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Каков состав исходной смеси в процентах?

22. Имеется смесь гидрокарбонатов аммония, натрия и кальция. Если прокалить 48,8 г этой смеси до постоянной массы, то масса твердого остатка составит 16,2 г. При обработке последнего избытком раствора соляной кислоты выделится 2,24 л (н.у.) газа. Определить состав (по массе) исходной смеси.

23. Через раствор соды, содержащий 1000 г воды и 132,5 г безводного карбоната натрия, пропустили избыток углекислого газа. Вычислить массу соли, выпавшей в осадок по окончании реакции, если ее растворимость при температуре опыта составляет 8 г в 100 г воды.

24. Почему при смешивании растворов карбоната натрия и сульфата алюминия образуется белый студенистый осадок, а также выделяется газ?

Расчетное задание №10
Кремний
Вариант №0

1. Вывести формулу изумруда в виде оксидов, если известно, что массовые доли бериллия, кремния и кислорода в нем соответственно равны: 5,07%, 10,05%, 31,48% и 53,40%.

2. При сгорании смеси силана и метана выделяется газ, а масса твердого продукта реакции составляет 6 г. После пропускания газообразного продукта через избыток раствора гидроксида натрия образовалось соединение массой 31,8 г. Определить объемный состав исходной смеси и объем кислорода (н.у.), израсходованный при горении газов.

3. При горении смеси кремния и углерода образовалось 3 г твердого вещества (образованием карборунда пренебречь). Выделившийся газ полностью прореагировал до средней соли с 2 л раствора гидроксида натрия с концентрацией 0,2 моль/л. Определить массу исходной смеси.

4. При обработке смеси железа и кремния раствором гидроксида калия выделяется 8,96 л (н.у.) газа. При обработке того же количества смеси соляной кислоты выделяется 2,8 л (н.у.) газа. Найти массу и процентный состав исходной смеси.

5. Имеется смесь кремния, углерода и карбоната кальция. Определить массу каждого компонента в смеси, если известно, что при обработке раствором гидроксида натрия 34 г этой смеси выделяется 22,4 л (н.у.) газа, а при обработке того же количества смеси соляной кислотой выделяется 0,1 моль газа.

6. Вычислить процентный состав смеси, полученной при сплавлении 5,4 г алюминия с 12 г оксида кремния (IV).

7. При обработке 40 г плавикового шпата (CaF_2) концентрированной серной кислотой образуется такое количество фтороводорода, при взаимодействии которого с оксидом кремния (IV) выделяется 280 мл (н.у.) газообразного тетрафторида кремния. Вычислить, сколько процентов плавикового шпата прореагировало.

8. Какую массу растворимого стекла $Na_2SiO_3 \cdot 9H_2O$ необходимо взять для его реакции с 20 мл соляной кислоты с концентрацией 2,5 моль/л?

9. Для варки стекла были взяты оксид кремния, карбонат натрия и карбонат кальция в молярном соотношении 6 : 1 : 1. В результате реакции выделилось 16,8 $м^3$ газа (н.у.) Установить состав (выразив его в виде формулы через оксиды) и массу образовавшегося стекла.

10. После сгорания смеси силана и оксида углерода (II) получен газ и 12 г твердого продукта. При пропускании этого газа через избыток раствора гидроксида натрия получили 5,3 г соли. Найти объем газовой смеси (н.у.).

11. Смесь кремния и угля массой 20 г обработали избытком концентрированного раствора щелочи. В результате реакции выделился газ объемом 13,44 л (н.у.). Определить массовую долю (в %) кремния в смеси.
12. При обработке смеси кремния, алюминия и карбоната кальция раствором щелочи выделилось 17,92 л газа (н.у.). При обработке такого же количества смеси соляной кислотой выделилось тоже 17,92 л газа (н.у.), при пропускании которого через раствор гидроксида кальция образовалось 16,2 г кислой кальциевой соли. Установить массовый состав смеси.

13. Сколько литров раствора плавиковой кислоты с концентрацией 10,6 моль/л требуется для растворения 1 кг стекла состава $CaO \cdot Na_2O \cdot 6SiO_2$, если стекло не содержит примесей?

14. Прокалили смесь, состоящую из 48 г оксида кремния (IV) и 57,6 г магния. При обработке полученной массы раствором соляной кислоты выделяется 13,44 л (н.у.) водорода. Рассчитать массу образовавшегося кремния.

15. При сплавлении 142 г смеси оксида кремния (IV) и соды масса ее уменьшилась до 115,6 г. Определить состав (по массе) взятой и полученной смесей, если при действии на полученную смесь соляной кислотой выделяется углекислый газ.

Тест №10
Алюминий
Вариант №0

1. В ряду натрия - магний - алюминий металлические свойства элементов:
а) возрастают б) уменьшаются в) не изменяются г) наибольшие у Na, наименьшие у Al

2. Алюминий, в отличие от своего оксида, может реагировать с:
а) разбавленной H_2SO_4 б) растворами щелочей в) расплавами щелочей г) водой

3. Отметьте схемы реакции, в которых продуктом может быть оксид алюминия:
а) $K[Al(OH)_4]$ → б) $Al(OH)_3$ → в) $Al(NO_3)_3$ → г) $Al(OH)_3 + KOH_{(к)}$ →

4. Концентрация какого из ионов, формулы которых приведены ниже, максимально в водном растворе $K[Al(OH)_4]$?
а) Al^{3+} б) OH^- в) K^+ г) H^+
5. С какими веществами реагирует амальгамированный алюминий при комнатной температуре?
а) кислород б) вода в) $HNO_{3(конц)}$ г) раствор гидроксида натрия

6. Растворы каких веществ нельзя кипятить в алюминиевой посуде?
а) карбоната калия б) хлорида калия в) сульфата натрия г) нитрата ртути(II)

7. С какими веществами реагирует гидроксид алюминия?
а) раствор KCl б) раствор NaOH в) раствор HCl г) раствор Na_2SO_4

8. Под амальгамированием понимается:
а) получение сплавов на основе алюминия
б) снятие защитной пленки с алюминия посредством раствора щелочи
в) снятие защитной оксидной пленки с поверхности алюминия с помощью ртути или ее солей
г) получение металлов из их оксидов восстановлением алюминием

9. Каким реактивом можно распознать две пробирки, содержащие растворы хлоридов алюминия и железа(III)?
а) лакмусом б) соляной кислотой в) нитратом серебра г) гидроксидом калия

10. Какой объем (л, н.у.) водорода выделится при взаимодействии 5,4г алюминия с избытком раствора KOH?
а) 2,24 б) 6,72 в) 4,48 г) 8,96

Расчетное задание №11
Металлы
Вариант №0

1. В учебнике химии Амерлинга (1851) говорится: «Если поместить железный гвоздь в раствор соли золота, можно вынуть его позолоченным. Этим экспериментом древние иллюзионисты обманывали как простых людей, так и властителей». В чем состоял обман?

2. Определите формулу оксида четырехвалентого элемента, который реагирует с соляной кислотой также, как оксид марганца (IV), если известно, что в результате реакции взаимодействия 11,95 г этого оксида с избытком соляной кислоты выделилось 1,12 л хлора.

3. Сплав Al и Cu обработали избытком раствора гидроксида натрия, а затем избытком разбавленной азотной кислоты. Напишите уравнения всех реакций и вычислите

массовые доли металлов в сплаве, если известно, что объемы газов, образующихся в реакциях, равны.

4. В раствор сульфата меди (II) поместили пластинку из двухвалентого металла. Определите, какой это металл, если на пластинке выделилось 0,25 моль меди, и пластинка стала тяжелее на 2 г.

5. Определите массовую долю меди в смеси меди и алюминия, если известно, что про обработке 20 г этой смеси соляной кислотой выделяется 11,2 л газа.

6. При растворении 3 г сплава меди и серебра в разбавленной азотной кислоте получено 7,34 г смеси нитратов меди и серебра. Рассчитайте массовую долю серебра в исходной смеси.

7. Масса цинковой пластинки, опущенной в раствор нитрата серебра, после промывание и высушивания изменилась на 3 г. Определить количество молей и атомов серебра, выделившихся на пластинке.

8. В раствор массой 200 г, содержащий 8,5% хлорида магния, 8% хлорида никеля и 13,5% хлорида меди (II) поместили цинк массой 19,5 г. Какие металлы цинк вытеснит из раствора? Определите их массу.

Расчетное задание №12
Алюминий
Вариант №0

1. Определите, какой объем водорода выделится в результате взаимодействия 13,5 г алюминия с 1,5 л 1М раствора гидроксида натрия.

2. При взаимодействии алюминия массой 8,1 г с галогеном образовался галогенид массой 80,1 г. Какой был взят галоген?

3. Алюминий массой 5,4 г сплавили с серой, продукт подвергли полному гидролизу, затем прокалили и растворили в соляной кислоте. Напишите уравнения всех реакций. Рассчитайте массу кристаллогидрата AlCl3·6H2O, который может быть выделен из полученного раствора.

4. Термитная смесь, используемая при сварке, содержит оксид Fe_3O_4 и металлический алюминий. Рассчитайте массу полученного железа при нагревании этой смеси, если масса вступившего в реакцию алюминия 135 г.

5. Для полного растворения смеси, состоящей из алюминия и его оксида, потребовалось 100 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 24%, при этом выделилось 13,44 л газа (н.у.). Определите массовые доли компонентов смеси, учитывая, что образуется соль мета-формы.

6. Сплав меди с алюминием массой 2 г обработали раствором щелочи с массовой долей 40% (ρ = 1,43 г/мл). Нерастворившийся остаток обработали избытком разбавленной азотной кислоты, полученную смесь выпарили и прокалили. Масса остатка составила 0,8 г. Рассчитайте объем израсходованного раствора гидроксида натрия и содержание металлов в сплаве (в % по массе). Образующаяся соль имеет мета-форму.

7. Сколько граммов кристаллогидрата $Al_2(SO_4)_3 \cdot 10H_2O$ образуется, если 1134 г насыщенного при 100°С раствора $Al_2(SO_4)_3$ охладить до 20°С (растворимость безводной соли при 100°С – 89 г, при 20°С – 36,2 г на 100 г воды).

8. Для растворения 1,26 г сплава магния с алюминием использовано 35 мл раствора серной кислоты (ρ = 1,14 г/мл) с массовой долей 19,6%. Избыток кислоты вступил в реакцию с 28,6 мл раствора гидрокарбоната калия с концентрацией 1,4 моль/л с образованием средней соли. Вычислите массовые доли металлов в сплаве и объем газа (н.у.), выделившегося при растворении сплава.

Расчетное задание №13
Медь. Цинк
Вариант №0

1. При взаимодействии метала с концентрированной серной кислотой при нагревании масса выделившегося газа оказалась приблизительно той же, что и масса растворившегося металла. Что это за металл?

2. При действии азотной кислотой на некоторое количество смеси меди и оксида меди (II) выделяется 11,2 л оксида азота (II), причем в реакцию вступило 189 г азотной кислоты. Какой объем серной кислоты с массовой долей 94% (ρ = 1,83 г/мл) потребовался бы для растворения такого же количества исходной смеси?

3. Смесь массой 235,8 г оксида меди (II) с металлической медью нагревали в токе водорода, после чего масса остатка оказалась равной 228,6 г. Какова масса воды, получившейся в результате реакции?

4. На обжиг 19,1 г сульфида некоторого металла потребовалось 6,72 л кислорода (н.у.). В сульфиде и образовавшемся после обжига оксиде металл имеет степень окисления +2. Сульфид какого металла был подвергнут обжигу? Какая масса йода может прореагировать с газом, образовавшимся в результате обжига?

5. При нагревании в токе кислорода порошка сплава цинка, магния и меди масса увеличилась на 9,6 г. Продукт частично прореагировал с раствором гидроксида калия, причем потребовалось 40 мл раствора с массовой долей гидроксида калия 40% (ρ = 1,4 г/мл). Для реакции с такой же порцией сплава потребовалось 0,7 моль соляной кислоты. Вычислите молярные количества компонентов в сплаве.

6. Для извлечения серебра из раствора, содержащего его растворимые соли, раствор прокипятили с гранулированным цинком, после чего масса металла возросла на 7.5 г. Сколько граммов серебра извлечено из раствора?

7. На растворение 14,6 г смеси цинка и оксида цинка израсходовали 400 мл раствора гидроксида калия, при этом выделилось 2,24 л газа. Какова молярная концентрация раствора гидроксида калия?

8. Цинк массой 16,25 г реагирует со 150 г раствора соляной кислоты с массовой долей 36%. Вычислить массу образовавшегося хлорида цинка и его массовую долю в растворе.

9. При растворении в водном растворе гидроксида калия 8 г сплава кремния и цинка выделяется 6,72 л (н.у.) водорода. Определите процентное содержание цинка и кремния в сплаве.

10. Для взаимодействия с 400 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 5% потребовалось 20,25 г аморфного оксида двухвалентного металла. Какой это металл?

11. При обработке образца смеси цинка и железа хлороводородной кислотой выделилось 0,896 л (н.у.) газа, а при действии раствора щелочи на такой же образец смеси получили 0,448 л газа. Определите массовые доли компонентов смеси.

12. Для растворения смеси цинка и оксида цинка массой 10,7 г израсходовали 100 г раствора соляной кислоты с массовой долей растворенного вещества 10,22%. Определите количественный состав (в граммах) исходной смеси.

13. Пробирку с раствором хлорида цинка нагрели и поместили в нее предварительно зачищенный кусочек цинка. Что при этом происходит? Напишите уравнения реакций.

Расчетное задание №14
Титан. Ванадий
Вариант №0

1. С какими простыми веществами взаимодействуют элементы подгруппы титана?

2. Как изменяются кислотно-основные свойства $ЭO_2$ (Э – Ti, Zr, Hf)?

3. Можно ли восстановить Ti (IV) в Ti (III) с помощью реакций с Cd, Zn, $CrCl_2$, $SnCl_2$, NH_2OH, N_2H_4? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в ряду $Ti(OH)_2$ – $Ti(OH)_3$ – $Ti(OH)_4$? Приведите примеры, подтверждающие соответствующие свойства.

5. Какое из двух соединений имеет более высокую степень гидролиза: $TiCl_2$ или $TiCl_4$; $TiCl_4$ или $ZrCl_4$; $TiOSO_4$ или $ZrOSO_4$?

6. Напишите уравнения следующих реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций:

1) $TiO_2 + Na_2CO_3 \xrightarrow{сплавление}$
2) $TiOSO_4 + Zn + H_2SO_4 \rightarrow$
3) $Ti(OH)_3 + O_2 + H_2O \rightarrow$
4) $H_2TiCl_6 + NH_4Cl \rightarrow$
5) $H_2TiCl_6 + H_2O_2 \rightarrow$
6) $Э + HF + HNO_3 \rightarrow$ где Э = Ti, Zr, Hf
7) $TiCl_3 + FeCl_3 \rightarrow$
8) $TiCl_3 + K_2Cr_2O_7 + HCl_{разб} \rightarrow$
9) $TiCl_3 + O_2 + H_2O \rightarrow$
10) $Ti_2(SO_4)_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

7. В результате взаимодействия каких соединений образовались следующие продукты? Напишите уравнения следующих реакций. Для окислительно-

восстановительных процессов в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций:
1) …→ H_2TiCl_6
2) …→ $TiOSO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2SO_4$

8. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Укажите условия их проведения. Для осуществления каждого превращения используйте минимальное число стадий. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций:
1) $K_2TiO_3 \rightarrow TiO_2 \rightarrow TiCl_4 \rightarrow H_2TiCl_6 \rightarrow TiOCl_2 \rightarrow TiO_2Cl_2$
2) $Ti \rightarrow H_2TiCl_6 \rightarrow x \rightarrow TiOSO_4 \rightarrow Ti(OH)_3$

9. Как изменяется кислотно-основная природа соединений в ряду VO - V_2O_3 - VO_2 - V_2O_5? Напишите уравнения реакций, которые подтверждали бы наличие у оксидов основных или кислотных свойств.

10. Что происходит при хранении водного раствора дихлорида ванадия в открытом сосуде; без доступа кислорода? Ведет ли себя также VCl_3?
11. Какие ионы четырехвалентного ванадия существуют в водных растворах? Какие соединения образуются при реакциях $V(OH)_4$ с серной кислотой, со щелочью? Дайте им названия.

12. Одинаковы ли причины неустойчивости ионов V^{2+} и V^{4+} в водном растворе? Ответ аргументируйте.

13. Почему ванадий называют «химическим хамелеоном»? Как окрашены соли двух-, трех-, четырех- и пятивалентного ванадия?

14. Чем объяснить то, что ванадий реагирует с галогенами, взятыми в избытке, образует соединения различного состава: VF_5, VCl_4, VBr_3?

15. Какие типы пероксосоединений характерны для ванадия? В каких условиях они образуются?

16. Напишите уравнения следующих реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций:
1) $V_2O_5 + Na_2CO_3 \xrightarrow{сплавление}$
2) $Na_3VO_4 + H_2SO_4 + Zn \rightarrow$
3) $V_2O_5 + H_2 \xrightarrow{t^0}$
4) $V_2O_5 + H_2SO_4 + SO_2 \rightarrow$
5) $NH_4VO_3 + SnCl_2 + HCl \rightarrow$
6) $VOSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
7) $NH_4VO_3 + H_2C_2O_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
8) $NH_4VO_3 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
9) $NaVO_3 + + SO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
10) $V_2O_5 + HCl_{конц} \rightarrow$

17. В результате взаимодействия каких соединений образовались следующие продукты? Напишите уравнения следующих реакций. Для окислительно-

восстановительных процессов в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций:
1) …→ $Na_3VO_4 + H_2O$
2) …→ $(VO_2)_2SO_4$

18. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Укажите условия их проведения. Для осуществления каждого превращения используйте минимальное число стадий. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций:
1) $V_2O_5 \rightarrow VO_2NO_3 \rightarrow VOSO_4 \rightarrow H_2VO(C_2O_4)_2 \rightarrow V_2O_3 \rightarrow V$
2) $V \rightarrow V_2O_5 \rightarrow x \rightarrow VOSO_4 \rightarrow KV(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$

Тест №11
Хром
Вариант №0

Рассмотрите окислительно-восстановительный процесс
$(NH_4)_2S_2O_8$, $Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow (NH_4)_2Cr_2O_7$, $(NH_4)_2SO_4$, H_2SO_4.

1. Сколько ионов водорода участвует в процессе восстановления $S_2O_8^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

2. Сколько электронов участвует в полуреакции восстановления?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

3.Сколько молекул воды участвует в процессе окисления
$2Cr^{3+} \rightarrow Cr_2O_7^{2-}$?
А 1; Б 3; В 5; Г 7; 9 5.

4. Сколько электронов участвует в полуреакции окисления
А 2; Б 3; В 6; Г 8; Д 3.

5. Сколько электронов принимает участие в окислительно-восстановительном процессе?
А 2; Б 3; В 4; Г 5; Д 6.

6. Составьте уравнение реакции в молекулярном виде и ответьте сколько молекул $Cr_2(SO_4)_3$ участвует в окислительно-восстановительном процессе?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

7.Сколько всего молекул $(NH_4)_2S_2O_8$ участвует в реакции?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

8.Сколько молекул H_2SO_4 образуется в реакции?
А 2; Б 7; В 6; Г 8; Д 3.

9. Чему равен эквивалент окислителя (М.м. $(NH_4)_2S_2O_8$ =228, М.м. $Cr_2(SO_4)_3$=392)?
А 228; Б 228/2; В 228/3; Г 228/4; Д 228/5.

10. Чему равен эквивалент восстановителя?
А 392; Б 392/2; В 392/3; Г 392/4; Д 392/6.

Тест №12
Марганец
Вариант №0

Рассмотрите окислительно-восстановительный процесс

H_2SO_4, H_2O_2, $KMnO_4 \rightarrow O_{2,г}$, K_2SO_4, H_2O

1. Сколько ионов водорода участвует в процессе восстановления $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$?
А 1; Б 2; В 4; Г 6; Д 8.

2. Сколько электронов участвует в полуреакции восстановления?
А 1; Б 3; В 5; Г 4; Д 6.

3.Сколько ионов H^+ участвует в процессе окисления?

$H_2O_2 \rightarrow O_2$?

А 1; Б 2; В 3; Г 5; Д 4.

4. Сколько электронов участвует в полуреации окисления?
А 1; Б 3; В 5; Г 2; Д 4.

5. Сколько электронов принимает участие в окислительно-восстановительном процессе?
А 1; Б 10; В 3; Г 6; Д 4.

6. Составьте уравнение реакции в молекулярном виде и ответьте сколько молекул $KMnO_4$ участвует в окислительно-восстановительном процессе?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

7.Сколько всего молекул H_2SO_4 участвует в реакции?
А 1; Б 2; В 3; Г 4; Д 5.

8.Сколько молекул воды образуется в реакции?
А 2; Б 6; В 8; Г 4; Д 10.

9. Чему равен эквивалент окислителя (М.м. $KMnO_4$=158, М.м. H_2O_2=34)?
А 158/1; Б 158/2; В 158/3; Г 158/4; Д 158/5.

10. Чему равен эквивалент восстановителя?
А 34/1; Б 34/2; В 34/3; Г 34/4; Д 34/6.

Расчетное задание №15
Хром. Марганец
Вариант №0

1. Через раствор дихромата калия, содержащий 25 г соли , пропустили 22,4 л сероводорода (реакцию проводили в кислой среде). Сколько граммов серы образовалось?

2. Определите объём (н.у.) кислорода, пошедшего на окисление сероводорода, если известно, что образовавшимся в этой реакции оксидом серы (IV) можно восстановить в сернокислой среде 5,24 г дихромата натрия до сульфата хрома (III).

3. Соль натрия желтого цвета массой 6,48 г растворили в воде, подкислили серной кислотой, получив оранжевый раствор. При добавлении избытка раствора сульфита натрия образовался

раствор зеленовато-фиолетового цвета. Какая масса металлического хрома может быть выделена при электролизе полученного раствора?

4. Смесь хлоридов алюминия и хрома (III) массой 317 г обработали сначала избытком раствора гидроксида калия, а затем – избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили раствор нитрата бария до полного осаждения 126,5 г желтого осадка (хромата бария). Рассчитайте процентное содержание хлорида хрома в исходной смеси.

5. Смесь хлорида натрия, карбоната кальция и хлорида хрома (II) массой 201,5 г обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 0,2 моля газа. При стоянии на воздухе масса раствора увеличилась на 8 г и затем оставалась постоянной. Определите количественный состав (по массе) исходной смеси.
6. Механическая смесь порошкообразных хрома и марганца массой 50 г обработана избытком хлора без нагревания. При этом поглотилось 11,2 л газа. Сколько хрома было в смеси?

7. Для смачивания обожжённой кожи используется раствор перманганата калия с массовой долей 4%. Сколько граммов воды необходимо добавить к 100 г раствора перманганата калия с массовой долей 25%, чтобы разбавить его до нужной концентрации?

8. Свежеприготовленный гидроксид двухвалентного марганца в количестве 20 г оставили в открытой склянке. Через некоторое время масса осадка увеличилась на 7 г. Почему это произошло? Сколько процентов исходного соединения прореагировало?

9. К 158 г раствора перманганата калия с массовой долей 10% добавили избыток раствора нитрита натрия. Реакцию проводили в нейтральной среде. Выделившийся осадок растворили в избытке соляной кислоты. Сколько литров газа выделилось? Что это за газ?

10. Перманганат калия взаимодействует с 200 мл раствора с массовой долей хлороводорода 36% ($\rho = 1{,}18$ г/мл). Сколько граммов соляной кислоты участвует в окислительно-восстановительном процессе, сколько – в солеобразовании?

Тест №13
Железо
Вариант №0

1. Реагируя с какими веществами железо образует соединения со степенью окисления атомов, равной +2?
а) $HNO_{3(конц)}$ при нагревании б) $Cl_{2(изб)}$ при нагревании в) $AgNO_3$ г) HI

2. Какая формула отражает примерный состав ржавчины?
а) $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ б) FeO в) Fe_2O_3 г) $FeCO_3$

3. Укажите схемы реакции, в которых железо или его ионы проявляют свойства восстановителя:
а) $FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow$ б) $Fe + CuSO_{4(р\text{-}р)}$ в) $FeO + HCl$ г) $FeCl_3 + HI$

4. В отличие от гидроксида Fe(III) гидроксид Fe(II) реагирует с:
а) $HCl_{(р\text{-}р)}$ б) $NaOH_{(р\text{-}р,\ конц)}$ в) кислородом во влажном воздухе г) KCl

5. Укажите схемы реакций, в которых продуктом является $Fe(OH)_3$:
а) $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$ б) $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow$ в) $FeCl_3 + KOH_{(разб,изб)}$ г) $Fe(OH)_2 + H_2O_2 \rightarrow$

6. Какая из двух солей (нитрат железа (II) или нитрат железа (III)) гидролизуется сильнее?
а) обе в равной степени б)нитрат железа (II) в) нитрат железа (III)

7. Действие каких факторов усилит гидролиз хлорида железа (III)
а) добавление HCl б) добавление NaOH в) разбавление H_2O г) повышение температуры

8. В раствор, содержащий 0,01 моль $FeCl_2$, внесли 0,01 моль кальция. После реакции в реакционной смеси содержатся:
а) железо б) гидроксид железа(II) в) хлорид кальция г) гидроксид кальция

9. Ниже указаны формулы солей, в водных растворах которых выдерживались пластинки из кадмия. Укажите формулу соли, в растворе которой масса пластинки уменьшилась:
а) $FeSO_4$ б) $NiSO_4$ в) $AgNO_3$ г) $ZnSO_4$

10. Сколько атомов железа перейдет в раствор при взаимодействии железной пластинки с раствором, содержащим 1,6г сульфата меди (II) (железо находится в избытке)?
а) $6{,}02\cdot10^{21}$ б) $0{,}602\cdot10^{23}$ в) $0{,}0602\cdot10^{20}$ г) $0{,}0602\cdot10^{23}$

Расчетное задание №16
Железо
Вариант №0

1. Железную пластинку массой 10 г держали в 200 г раствора сульфата меди (II) с массовой долей 20% до тех пор, пока ее масса не увеличилась на 2%. Определите массовую долю оставшегося в растворе сульфата меди.

2. Сплав железа с углеродом массой 5 г поместили в соляную кислоту, (кислота в избытке). По окончании реакции объем выделившегося водорода составил 1,96 л (н.у.). Вычислите массовую долю углерода в сплаве.

3. Железо массой 22,4 г прореагировало с хлором объемом 15,68 л (н.у.). Полученный хлорид растворили в воде массой 500 г. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

4. Вычислите количество взятого серного колчедана (FeS_2) и оксида железа (III), образовавшегося при обжиге всего колчедана, если на растворение оксида потребовалось 200 г раствора соляной кислоты с массовой долей 21,9%.

5. Железную пластину опустили в раствор, содержащий смесь хлорида меди (II) и хлорида железа (II). После окончания реакции масса пластины возросла на 1,6 г. Определите массы солей в исходном растворе, если молярные количества солей были одинаковыми.

6. Нагревали 360 г гидроксида железа (III). Масса образца после нагревания составила 287 г. Рассчитать массовую долю гидроксида железа (III) в образце после нагревания.

7. Смесь железных и цинковых опилок массой 2,51 г растворили в 30,7 мл серной кислоты (ρ = 1,14 г/мл) с массовой долей 19,6%. Для нейтрализации избытка кислоты затратили 25 мл раствора гидрокарбоната калия с концентрацией 2,4 моль/л. Определите массовые доли металлов в исходной смеси и объем газа (н.у.), выделившегося при растворении.

8. Для полного хлорирования 3 г смеси железа и меди потребовалось 1,12 л хлора. Определите, какие массы серной кислоты с массовой долей 83,3% и соляной кислоты с массовой долей 36,5% прореагируют с 3 г этой смеси на холоду. Рассчитайте массовые доли металлов в этой смеси.

9. Смесь железа и меди обработали концентрированной азотной кислотой. Твердый остаток отфильтровали и прохлорировали. Получилось 16,25 г хлоридов. Фильтрат выпарили, получившуюся соль высушили и прокалили. Масса остатка после прокаливания составила 15,9 г. Определите молярный состав смеси металлов, а также массу оксида марганца (IV) и массу 36%-ной соляной кислоты, требующихся для получения хлора, если на реакцию хлорирования расходуется 50% полученного хлора.

10. Для установления формулы кристаллогидрата двойного сульфата железа (III) и аммония 19,28 г его растворили в воде, к раствору добавили избыток крепкой щелочи. При этом выделился газ, занявший при нормальных условиях объем 896 мл, и бурый осадок, который, будучи прокаленным, имел массу 3,2 г. Напишите формулу исходного соединения.

11. Определите состав (в % по массе) раствора, полученного после взаимодействия 150 мл соляной кислоты (ρ = 1,1 г/мл) с массовой долей 20% сначала с 10 г железной окалины (Fe_3O_4), а затем с избытком железа.

Приложение Б
Технологическая карта
учебной дисциплины «Неорганическая химия»
семестр 1: 3Е 8, вид аттестации – экзамен, акад. часов 126, баллов рейтинга 400
семестр 2: 3Е 8, вид аттестации – экзамен, акад. часов 126, баллов рейтинга 400

Модуль, раздел (тема)	№ недели	Трудоемкость, ак. час					Форма текущего контроля успев. (в соот. с паспортом ФОС)	Макс. кол-во баллов рейтинга
		Аудиторные занятия				СРС		
		ЛЕК	ПЗ	ЛР	В т.ч. АСРС			
1 СЕМЕСТР **Модуль 1 Физико-химические основы неорганической химии**								
УЭМ 1 Основные классы неорганических веществ и стехиометрические расчеты	**1-5**	**10**	**10**	**15**	**10**	**27**		**85**
1.1 Оксиды, основания, кислоты	1	1	1		2	4	Т1 Т2 Т3 Т4	2,5 2,5 5 5
1.2. Соли: средние, кислые, основные, смешанные	1	1	1	3	2	3	Т5 Т6	10 10
1.3 Основные законы химии и стехиометрические расчеты	2-3	4	4	6	2	10	КР1	20
1.4 Способы выражения содержания веществ в растворах	4-5	4	4	6	4	10	КР2	30
УЭМ 2 Основные закономерности протекания химических процессов	**6-9**	**8**	**8**	**12**	**10**	**27**		**90**
2.1 Энергетика химических реакций, энтальпия	6	2	2	3	2	7	Т1	10
2.2 Направление реакций в изолированной системе. Энтропия. Направление реакций в неизолированной системе. Энергия Гиббса	7	2	2	3	2	10	КР1	35
2.3 Скорость химических реакций	8	2	2	3	2	4	Т2	10
2.4 Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Принцип Ле Шателье – Брауна.	9	2	2	3	4	6	КР2	35
Рубежная аттестация								175
УЭМ 3 Учение о растворах	**10-13**	**8**	**8**	**12**	**10**	**36**		**90**
3.1 Общие свойства разбавленных растворов	10	1	1		1	4	КР1	10
3.2. Растворы электролитов	10	1	1	3	2	10	Т1	10
3.3 Водородный показатель	11	2	2	3	2	8	Т2	10
3.4 Гидролиз солей	12	2	2	3	3	8	Т3	10
3.5 Гетерогенные равновесия и процессы	13	2	2	3	2	6	Т5 КР2	10 40
УЭМ 4 Окислительно-восстановительные реакции.	**14-18**	**10**	**10**	**15**	**12**	**36**		**85**
4.1 Окислительно-восстановительные реакции	14	2	2	3	4	10	Т1 Т2	5 10
4.2 Направление ОВР. Закон эквивалентов	15	2	2	3	2	10	КР1	20

4.3 Гальванические элементы. Химические источники электрической энергии	16	2	2	3	2	4	Т3	10
4.4 Коррозия металлов	17	2	2	3	2	4	Т4	10
4.5 Электролиз	18	2	2	3	2	8	Т5 КР2	10 20
Экзамен								50
Всего за 1 семестр	**1-18**	**36**	**36**	**54**				**400**
2 СЕМЕСТР: Модуль 2 Химия элементов и их соединений								
УЭМ 1 Строение атома. Химическая связь	**1-4**	**8**	**8**	**12**	**14**	**28**		**80**
1.1 Строение атома. Периодические и непериодические свойства атомов элементов	1	2	2	3	2	7	Т1 Т2 КР1 Т3	5 5 5 5
1.2 Типы химических связей. Методы ВС и МО	2	2	2	3	4	7	Т4 Т5 КР2	5 10 20
1.3 Строение и общие свойства координационных соединений	3	2	2	3	4	7	Т6	10
1.4 Равновесия с участием комплексных ионов в растворах	4	2	2	3	4	7	КР3	15
УЭМ 2 Общая характеристика свойств элементов главных подгрупп и их соединений	**5-12**	**16**	**16**	**24**	**16**	**56**		**155**
2.1 Химические свойства водорода и его соединений. *s*-металлы	5	2	2	3	2	7	Р31 Р32 Р33 КР1	5 5 5 10
2.2 Химические свойства VIIA-подгруппы и их соединений	6	2	2	3	2	7	Т1 Р34	15 5
2.3 Химические свойства VIA-подгруппы и их соединений	7	2	2	3	2	7	Т2 Р35 Р36	15 5 5
2.4 Химические свойства VA-подгруппы и их соединений	8-9	4	4	6	4	7	Т3 Р37 Р38	15 5 5
Рубежная аттестация								175
2.5 Химические свойства IVA-подгруппы и их соединений	10	2	2	3	4	14	Т4 Р39 Р310	15 5 5
2.6 Химические свойства IIIA-подгруппы и их соединений	11-12	4	4	6	2	7	Р311 КР2	5 30
УЭМ 3 Химия переходных элементов	**13-18**	**12**	**12**	**18**	**12**	**42**		**115**
3.1 Химические свойства *d*-элементов I-II групп	13-14	2	2	3	4	14	Т1 Р31	15 5
3.2 Химические свойства *d*-элементов IV-V групп	15	2	2	3	2	7	Р32	5
3.3 Химические свойства *d*-элементов VI группы	16	2	2	3	2	7	Т2 Р33	15 5
3.4 Химические свойства *d*-элементов VII группы	17	2	2	3	2	7	Т3	15
3.5 Химические свойства *d*-элементов VIII группы	18	2	2	3	2	7	Т4 Р34 Т5	15 5 35
Экзамен								**50**
Всего за 2 семестр	**1-18**	**36**	**36**	**54**	**42**	**126**		**400**
Всего по дисциплине		**72**	**72**	**108**	**84**	**252**		

Приложение В

Карта учебно-методического обеспечения

Дисциплина Неорганическая химия
Форма обучения очная
Часов: всего 504, лекций 72, практических занятий 72; лаб. раб. 108, СРС – 252
Для специальности 040501.65 – Фундаментальная и прикладная химия
Отделение ЕНПР
Кафедра Фундаментальной и прикладной химии

Таблица 1 – Обеспечение дисциплины учебными изданиями

Библиографическое описание издания (автор, наименование, вид, место и год издания, кол. стр.)	Вид занятия, в котором используется	Число часов, обеспеч. изданием	Кол. экз. в библ. НовГУ	Приме чание
Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2008. 742 с.	ЛК ПЗ СРС	72 72 252	13	
Гельфман, М.И. Неорганическая химия: Учеб.для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. - 2-е изд.,стер. - СПб. : Лань, 2009. – 527 с.	ЛК ПЗ СРС	72 72 252	15	
Свердлова, Н.Д. Общая и неорганическая химия: Экспериментальные задачи и упражнения: Учебное пособие – СПб: Издательство «Лань», 2013, 352 с.	ЛК ПЗ СРС	72 72 252	35	http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=13007

Таблица 2 – Обеспечение дисциплины учебно-методическими изданиями

Библиографическое описание издания (автор, наименование, вид, место и год издания, кол. стр.)	Вид занятия, в котором используется	Кол. экз. в библ. НовГУ	Примечание
Кузьмичева В.П. Рабочая программа по неорганической химии. – НовГУ, Великий Новгород, 2017, 86 с.	ЛК,ПЗ, ЛР, СРС		novsu.ru УМКД – 040501.65 – ФПХ
Химическая посуда. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 19 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1107
Получение солей: Метод. указания к лабораторной работе / Сост. В.П. Кузьмичева, И.В. Летенкова. – НовГУ им. Ярослава Мудрого, Великий Новгород, 2013 г. – 16с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1207
Определение эквивалентной массы металла (Mg, Al или Zn) методом вытеснения водорода. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 9 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1100

Концентрация растворов. Приготовление растворов заданной концентрации. Методические указания к лабораторной работе / Составители: Олисова Г. Н., Ульянова Н.И. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 24 стр.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1595
Определение тепловых эффектов процессов: Метод указания к лабораторной работе / Составители: Н.И. Ульянова, Г.Н. Олисова – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 11 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1598
Кинетика химических реакций: Метод указания к лабораторной работе / Составители: И.В. Летенкова, Е.Н. Бойко. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2012 г. – 18с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1264
Очистка веществ. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 12 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1101
Электролитическая диссоциация: Методические указания к лабораторной работе / Составители: И.В. Летенкова, Е.Н. Бойко. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2012 г. – 15 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1588
Водородный показатель: Методические указания к лабораторной работе / Составители: Е.Н. Бойко; Г.Н. Олисова; Н.И. Ульянова – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2012 г. – 16 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1587
Гидролиз солей. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 16 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1082
Гетерогенные равновесия и процессы. Методические указания к лабораторной работе / Составители: Олисова Г.Н., Ульянова Н.И. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 12 стр.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1593
Химические свойства металлов. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков. – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 15 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1108
Определение концентрации кислорода, растворенного в воде. Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичёва, В.А. Исаков. – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 7 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1099
Окислительно-восстановительные реакции: Методические указания к лабораторной работе / Составители: Е.Н.Бойко, Н.И. Ульянова, Г.Н. Олисова. – НовГУ, Великий Новгород, 2012 г. – 19 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1213
Гальванический элемент. Электрохимическая коррозия металлов: Методические указания к лабораторной работе / Составители: Бойко	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1199

Е.Н., Петухова Е.А. – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 16 с.			
Электролиз водных растворов электролитов: Методические указания к лабораторной работе / Составители: Бойко Е.Н., Петухова Е.А. – НовГУ, Великий Новгород, 2013 г. – 14 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1613
Определение жесткости воды (титриметрический метод анализа): Методические указания к лабораторной работе / Составители: Н.И. Ульянова, Г.Н. Олисова. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г.– 19 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1932
Комплексные соединения: Методические указания к лабораторной работе / Составители: В.П. Кузьмичева, Г.Н. Олисова, Н.И. Ульянова. – Великий Новгород, НовГУ им. Ярослава Мудрого, 2013 г. – 18 с.	ЛР СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1594
ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ. Методические указания к лабораторным работам по неорганической химии для студентов специальности 040501.65 – Фундаментальная и прикладная химия / Составители: В.П. Кузьмичева, Е.А. Пчёлина, В.А. Исаков; НовГУ им. Ярослава Мудрого. – Великий Новгород, 2014 г. – 203 с.	ЛР СРС	55	https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1377
Строение атома и химическая связь / сост.: В. П. Кузьмичева, И. В. Летенкова, В. И. Исаков; НовГУ им. Ярослава Мудрого. – Великий Новгород, 2014 г. – 15 с.	ПЗ СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1951
Основы количественных расчётов в неорганической химии. Закон эквивалентов. Закон объёмных отношений : метод. указания к самостоятельной работе студентов специальности 040501.65 - Фундаметальная и прикладная химия / сост. : В. П. Кузьмичева, В. А. Исаков; НовГУ им. Ярослава Мудрого. – Великий Новгород, 2014 г. – 22 с.	ПЗ СРС		https://novsu.bibliotech.ru/Reader/Book/-1950

Таблица 3 – Дополнительная литература

Библиографическое описание* издания (автор, наименование, вид, место и год издания, кол. стр.)	Кол. экз. в библ. НовГУ	Наличие в ЭБС
1 Угай Я. А., Общая и неорганическая химия : учеб. для студентов вузов. - М. : Высшая школа, 1997. - 528с.	10	
2 Князев Д. А., Неорганическая химия : учеб. для вузов / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. - 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Дрофа, 2004. - 592 с.	4	
3 Степин Б.Д., Неорганическая химия : учеб. для студентов хим. и хим.-технолог. спец. вузов / Под ред.Б.Д.Степина. - М. : Высшая школа, 1994. - 608с.	1	
4 Неорганическая химия : учеб. для вузов : в 3 т. Т. 1 : Физико-химические основы неорганической химии / Авт.М.Е.Тамм,Ю.Д.Третьяков; Под ред. Ю.Д.Третьякова. - М. : Академия, 2004. – 233 с	3	
5 Неорганическая химия : учеб. для вузов : в 3 т. Т. 2 : Химия непереходных элементов / Авт.:А.А.Дроздов и др.; Под ред. Ю.Д.Третьякова. – М. : Академия, 2004. – 366с.	3	

СОГЛАСОВАНО

НБ НовГУ: зав. отделом обслуживания _____ Е.П. Настуняк

Новгородский государственный университет имени Ярослава Мудрого
НАУЧНАЯ БИБЛИОТЕКА

Действительно для 2017/2018 учебного года. Зав. кафедрой ФПХ _____ И.В. Зыкова

Действительно для 2018/2019 учебного года. Зав. кафедрой ФПХ _____ И.В. Зыкова

Действительно для 2019/2020 учебного года. Зав. кафедрой ФПХ _____ И.В. Зыкова