



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

«СОГЛАСОВАНО»
Руководитель ОП

Капустина А.А.
(Ф.И.О. рук. ОП)
«17» сентября 2018 г.

«УТВЕРЖДАЮ»
Заведующая кафедрой общей, неорганической
и элементоорганической химии

Капустина А.А.
(подпись) (Ф.И.О. зав. каф.)
«17» сентября 2018 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Неорганическая химия

Направление —04.03.01 «Химия»

Профиль «Фундаментальная химия»

Форма подготовки (очная)

курс 1 семестр 1,2

лекции 144 час.

практические занятия 18 час.

семинарские занятия 0 час.

лабораторные работы 288 час.

в том числе с использованием MAO лек. 54 час/пр. - /лаб. 40 час.

в том числе в электронной форме лек. ___/пр. ___/лаб. ___ час.

всего часов аудиторной нагрузки 450 час.

в том числе с использованием MAO 94 час.

в том числе в электронной форме ___ час.

самостоятельная работа 234 час.

в том числе на подготовку к экзамену 99 час.

контрольные работы (количество) -1,2

курсовая работа / курсовой проект не предусмотрен

зачет 1 семестр

экзамен 1,2 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями образовательного стандарта, самостоятельно устанавливаемого ДВФУ, утвержденного приказом ректора от 18.02.2016 №12-13-235.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры Общей, неорганической и элементоорганической химии ШЕН протокол № 15 от « 06 » июля 2018 г.

Заведующая кафедрой

Общей, неорганической и элементоорганической химии ШЕН к.х.н., доцент Капустина А.А.

Составитель: Свищунова И.В.

Оборотная сторона титульного листа РПУД

I. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

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

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

II. Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры:

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

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

ABSTRACT

Bachelor's degree in 04.03.01 «Chemistry»

Study profile: Fundamental chemistry

Course title: Inorganic chemistry

Basic part B1.B. 09.01 of Basic Block, 19 credits

Instructor: Svistunova I.V.

At the beginning of the course a student should be able to:

- Knowledge of a school course of Inorganic Chemistry
- Possession of skills of the simplest chemical experiment

Learning outcomes:

- the ability to use the acquired knowledge of the theoretical foundations of chemistry fundamental sections in solving professional problems (GPC-1)
- knowledge of safety rules and the ability to implement them in the laboratory and process conditions (GPC-6)
- the ability to perform standard operations on the proposed methods (PC -1)
- ownership system of fundamental chemical concepts(PC-3)
- possession means safe handling of chemical materials, taking into account their physical and chemical properties(PC-7)

Course description:

generate ideas about the properties of chemical elements and their compounds, based on the Mendeleev periodic law, using the latest information about the structure of matter and the other theoretical concepts of chemistry. After studying the discipline, students should get an idea of the current state and ways of development of inorganic chemistry and its role in the scientific and technical progress.

Main course literature:

1. Akhmetov N.S.. Obschaya i neorganicheskaya himiya [General and inorganic chemistry]. - Moscow: Vysshaya shkola, 2008. -743 p (rus) – Access: <http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:351780&theme=FEFU>
2. Greenwood N., Earnshaw A.. Himiya elementov [Chemical elements].- Moscow: Binom. Laboratoriya znaniy, 2014.- 684 p. (rus) – Access:<http://www.studentlibrary.ru/doc/ISBN9785996313297-SCN0004.html>
3. Lidin R.A.. Spravochnik po Obschaya i neorganicheskaya himiya [Handbook of General and Inorganic chemical].- Moscow: KolosS, 2008.-276 p. (rus) – Access: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785953204651.html>

Form of final control: exam, test.

Аннотация к рабочей программе дисциплины «Неорганическая химия»

Дисциплина разработана для студентов направления 04.03.01- Химия.

Дисциплина "Неорганическая химия" входит в базовую часть профессионального цикла специальности. Данный курс является первоначальным курсом, на базе которого изучаются другие химические дисциплины. Дисциплина основывается на знаниях, полученных в курсе химии и физики средней школы.

Рассматриваются: строение вещества, основные законы химии, теория диссоциации, окислительно-восстановительные реакции, теория комплексных соединений, свойства элементов и их соединений по периодической системе Д.И. Менделеева.

Курс неорганической химии имеет фундаментальное значение в становлении специалиста широкого профиля - химика-исследователя, химика-преподавателя ВУЗа и школы, химика-технолога.

Дисциплина реализуется во 1,2 семестре 1 курса. Общая трудоемкость освоения дисциплины составляет 19 зачетных единиц, 684 ч учебным планом предусмотрены лекционные (144 ч) и лабораторные (288 ч) занятия, самостоятельная работа (234 ч).

Цель дисциплины: сформировать представления о свойствах химических элементов и их соединений, основанные на периодическом законе Д.И.Менделеева, с использованием современных сведений о строении вещества и других теоретических понятий химии. Изучив дисциплину, студенты должны получить представление о современном состоянии и путях развития неорганической химии, ее роли в научно-техническом прогрессе.

Задачи:

1. Формирование знаний основных понятий и законов общей и неорганической химии.
2. Формирование знаний умений и навыков по технике лабораторной работы с неорганическими веществами
3. Формирование знаний, умений и навыков безопасной работы в лаборатории.

У студента должны быть сформированы следующие предварительные компетенции:

- знание школьного курса неорганической химии
- владение навыками простейшего химического эксперимента

В результате изучения данной дисциплины у студентов формируются следующие общепрофессиональные и профессиональные компетенции:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач (ОПК-1);	Знает	Знает теоретические основы фундаментальных разделов химии
	Умеет	Умеет использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач
	Владеет	Сформированное, прочное, уверенное владение навыками использования полученных знаний теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач
знанием норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях (ОПК-6).	Знает	Знание норм техники безопасности
	Умеет	Умение реализовать знания в лабораторных и технологических условиях
	Владеет	Владеет нормами техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях
способностью выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам (ПК -1)	знает	Знает технику лабораторной работы по неорганической химии
	умеет	Умеет применять навыки лабораторной работы по неорганической химии
	владеет	Владеет методами и навыками лабораторной работы по неорганической химии
владением системой фундаментальных химических понятий (ПК-3)	знает	Знает фундаментальные химические понятия
	умеет	Умеет использовать систему фундаментальных химических понятий
	владеет	Владеет системой фундаменталь-ных химических понятий
владением методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств (ПК-7)	знает	Знает методы безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств
	умеет	Умеет использовать методы безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств
	владеет	Владеет методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств

Для формирования вышеуказанных компетенций в рамках дисциплины «Неорганическая химия» применяются следующие методы активного/интерактивного обучения: лекции-беседы, проблемные лекции, исследовательский метод, групповой разбор расчетных и экспериментальных химических задач.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Лекции (126 часов)

1 семестр (72 часа)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 612 часов

Модуль 1. Общая химия (54 часа)

Раздел 1. Основные понятия и законы химии Атомно-молекулярная теория (4 часа)

Тема 1. Основные понятия химии (2 час)

Современное состояние молекулярно-кинетических представлений. Размеры, масса и скорости движения атомов и молекул. Атом. Молекула. Химический элемент. Относительная атомная и относительная молекулярная массы. Понятие элемента, атома, молекулы, вещества. Простые и сложные вещества. Химическая реакция. Закон сохранения массы вещества. Закон постоянства состава. Моль. Молярная масса. Молярный объем. Основные понятия и основные законы химии. Определение атомных масс. Соотношение между атомной массой, эквивалентом и валентностью. Кислородная единица. Современная углеродная единица.

Закономерность расположения атомов и молекул в твердых телах. Понятие о кристаллической решетке. Основные кристаллические формы

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 2. Основные законы химии (4 часа)

Основные газовые законы. Определение молекулярных весов газообразных и летучих веществ. Число Авогадро.

Химические эквиваленты и методы их определения. Закон эквивалентов. Нестехиометрические соединения. Роль периодического закона при определении атомных масс. Закон Дюлонга и Пти. Закон изоморфизма

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Раздел 2. Строение атома и химическая связь (18 часов)

Тема 1. Строение атома (4 часа)

Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резенфорда. Спектр и строение атома водорода. Радиусы атомных орбиталей. Теория Бора. Двойственная природа электрона. Теоретические основы современной теории строения атома - квантовой механики: квантование энергии электрона в атоме, двойственная природа электрона, вероятностный характер законов микромира. Стоячие волны в одно-, двух- и трехмерном пространстве. Гипотеза Луи де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция электрона в атоме. Уравнение Шредингера. Квантовые числа. Атомные орбитали, энергетические уровни и подуровни, основные принципы их заполнения: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Максимальная емкость электронных оболочек

Электронные формулы атомов, валентные электроны. Явление «провала» электрона. Формы атомных орбиталей.

Строение атомного ядра. Открытие нейтронов. Методы исследования состава и строения атомных ядер. Современные представления о строении атомных ядер. Зависимость протонно-нейтронного состава атомных ядер от величины атомного номера. Условия прочности атомного ядра. Дефект массы. Классификация атомных ядер по массе. Эффективный заряд ядра. Изотопы и изобары. Элементы-одиночки и элементы-плеяды. Понятие о методах разделения смесей изотопов.

Тема 2. Периодический закон (2 часа)

Периодический закон Д.И. Менделеева как основа развития неорганической химии, его философское значение. Современное состояние Периодического закона. Перспективы развития Периодической системы.

Периодически изменяющиеся свойства элементов, их связь со строением электронных оболочек атомов. Радиусы атомов. Закономерности в изменении их величин, потенциал ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 3. Химическая связь (10 часов)

Развитие представлений о валентности и химической связи. Формальная степень окисления элемента в его соединениях.

Ионная (или электровалентная) связь. Положительная и отрицательная электровалентность. Ненаправленность и ненасыщаемость электровалентных связей. Зависимость кристаллической структуры от размеров ионов. Основные кристаллические структуры.

Ковалентная связь. Современные теории химической связи. Метод валентных связей. Теория гибридизации. Метод молекулярных орбиталей (основные положения на примере 2-атомных гомонуклеарных молекул и гетеронуклеарных молекул. σ - и π -связь. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Несвязывающие электроны. Строение простейших двухатомных молекул с точки зрения метода молекулярных орбиталей. Понятие о гибридизации связей. Направленность и насыщаемость ковалентных связей. Влияние неподеленных электронных пар на геометрию ковалентных молекул. Координационная и дативная связь как формы ковалентной связи.

Полярная связь. Кристаллическая структура и различия в физических свойствах веществ с ионной, полярной и ковалентной связью (значение температуры кипения, плавления, величина растворимости в полярных и неполярных растворителях). Природа сил Ван-дер-Ваальса.

Понятие о поляризации атомов и ионов. Зависимость поляризуемости и поляризующего действия катионов и анионов от размеров заряда иона и строения его электронной оболочки. Эффект контраполяризации, дополнительное поляризующее действие. Применение учения о поляризации для качественного объяснения характера изменения свойств соединений данного состава в ряду элементов-аналогов.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 4. Агрегатное состояние вещества (2 часа)

Газы. Теория газового состояния. Одноатомные газы - инертные газы. Двухатомные газы.

Жидкости. Теория жидкостного состояния. Температуры кипения и упругости паров жидкостей. Ассоциированные жидкости.

Твердые тела. Кристаллическое и аморфное состояние вещества. Векториальность свойств кристаллов. Основные кристаллические формы. Молекулярные, атомные и ионные кристаллы. Типы кристаллических решеток. Дефекты кристаллических решеток. Зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки.

Элементарная кристаллическая ячейка. Эффективные радиусы атомов и ионов. Полиморфизм. Изоморфизм.

Аморфное состояние. Стеклообразное состояние. Полимерное состояние вещества. Плазменное, сверхтвердое, нейтральное состояние.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Раздел 3. Химическая реакция (10 часов)

Тема 1. Основы химической термодинамики (2 часа)

Типы химических реакций. Колебательные реакции. Классификация химических реакций по типу и числу вступающих и получающихся в реакции веществ, тепловому эффекту, обратимости, наличию катализатора, числу фаз, изменению степени окисления.

Теплота, работа и изменение энергии при химической реакции. Функции состояния (энтальпия, ее изменение при химической реакции). Закон Гесса, его использование для вычисления теплот реакции. Понятие о стандартном состоянии и стандартных теплотах образования. Вычисление теплот реакций по стандартным теплотам образования и по теплотам сгорания реагентов, энергии связей и способы их расчета. Энергии кристаллических решеток.

Энтропия как функция состояния. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии при фазовых переходах. Стандартная энтропия. Стандартное изменение энтропии при химических реакциях. Свободная энергия Гиббса и свободная энергия Гельмгольца. Связь констант равновесия с величинами изменения свободной энергии. Использование

величин стандартных изменений энергии и энтропия при реакции для расчета констант равновесия.

МАО - проблемная лекция (2 часа).

Тема 2. Скорость химических реакций. (4 часа)

Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры.

Понятие о механизме химической реакции. Примеры сложного механизма химических реакций. Несоответствие уравнений, описывающих механизм, стехиометрическим уравнениям реакций. Порядок и молекулярность реакции. Физический смысл константы скорости химической реакции. Размерность констант скорости реакции различного порядка. Определение порядка реакции из опытных данных.

Зависимость констант скорости от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации, ее физический смысл, методы определения из опытных данных. Понятие о теории активных соударений. Понятие об активном комплексе и теории абсолютных скоростей реакции (теория активного комплекса).

Тема 3. Химическое равновесие (2 часа)

Обратимые реакции. Химическое равновесие. Динамика равновесия. Константы равновесия. Условия сдвига химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Условия практической обратимости химических реакций.

Раздел 4. Растворы (14 часов)

Тема 1. Классификация дисперсных систем. Выражение состава растворов (2 часа)

Классификация дисперсных систем. Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Теплота растворения. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты. Физическая теория растворов Вант-Гоффа.

Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворённого вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, моляльная концентрация, мольные доли. Растворимость, коэффициент адсорбции и абсорбции. Перерасчёт одного способа выражения концентрации в другой.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 2. Общие свойства растворов. Коллигативные свойства растворов (2 часа)

Общие свойства растворов. Явления осмоса. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Понижение давления пара растворов. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. Законы Рауля. Определение молекулярных весов веществ в растворах.

Криогидраты. Взвеси. Понятие о коллоидных системах. Золи и гели. Состав дисперсной фазы коллоидных систем. Характеристика свойств коллоидных растворов. Электрофорез. Диализ. Коагуляция и пептизация.

МАО - проблемная лекция (2 часа).

Тема 3. Электролиты и неэлектролиты. ТЭД (6 часов)

Электролиты и неэлектролиты. Отклонение растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Теория электролитической диссоциации. Характер ионов, образующихся в растворах различных электролитов. Сольваты ионов (Каблуков). Кислоты, основания и соли с точки зрения электролитической диссоциации. Зависимость характера диссоциации гидроокиси от заряда и радиуса центрального атома. Амфотерные гидроокиси.

Степень электролитической диссоциации. Ее определение. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Последовательная диссоциация. Закон разведения. Константа диссоциации слабых электролитов. Понятие о современной теории сильных электролитов. Активности ионов и электролитов. Ионная сила раствора.

Тема 4. Диссоциация воды. Ионные равновесия в растворах (2 часа)

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация водородных ионов и водородный показатель. Понятие об индикаторах. Обменные реакции между ионами. Сокращенные ионные уравнения реакций. Произведение растворимости. Реакция нейтрализации.

Тема 5. Гидролиз солей (2 часа)

Понятие о гидролизе солей. Типы солей, подвергающихся гидролизу. Обратимость процесса гидролиза. Количественная характеристика процесса гидролиза. Константа и степень гидролиза. рН среды в растворах солей.

Раздел 5. Окислительно-восстановительные процессы (8 часа)

Тема 1. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа)

Понятие об окислителе и восстановителе. Изменение окислительно-восстановительной способности. Электродный потенциал. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 2. Окислительно-восстановительные процессы (6 часов)

Взаимодействие между ионами и нейтральными атомами. Реакции вытеснения как процессы обмена электронами. Ряд напряжения и его термодинамическое обоснование. Окислительно-восстановительные потенциалы. Формула Нернста. Гальванический элемент. Процессы на катоде и аноде. Электролиз. Процессы на катоде и аноде. Типы анодов. Использование электролиза в технике. Процессы электролиза.

Модуль 2. Введение в неорганическую химию (30 часов)

Раздел 1. Основные понятия геохимии (2 часа)

Тема 1. Распространенность химических элементов (1 час)

Радиальное строение земного шара. Химический состав отдельных геосфер. Распространенность химических элементов в земной коре (Кларк), в земном шаре, на Луне, во Вселенной. Геохимия как наука (В.И.Вернадский). Распространенные, редкие, рассеянные, благородные, радиоактивные, искусственные элементы.

Связь распространенности и распределения химических элементов в земном шаре со строением атомных ядер и электронных оболочек атомов. Основной закон геохимии (Гольдшмидт). Правила Менделеева, Оддо, Гаркинса.

Тема 2. Полезные ископаемые Приморского края (1 час)

Полезные ископаемые Приморского края. Экологические проблемы горнодобывающего комплекса Приморского края.

Раздел 2. Общие свойства неметаллов (32 часа)

Тема 1. Особенности химических свойств неметаллов (4 часа)

Обзор неметаллов. Особенности химических свойств неметаллов. Отношение неметаллов к простым веществам, воде, кислотам, щелочам. Изменение окислительной способности неметаллов.

Химия элементов рассматривается по плану: строение атома, нахождение в периодической системе, характерные степени окисления и координационные числа; распространенность в природе, основные минералы и руды. Получение элементов в свободном состоянии (промышленные и лабораторные способы). Свойства простых веществ; свойства важнейших соединений: гидридов, оксидов, гидроксидов, солей. Изменение свойств в подгруппе. Изменение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств простых веществ и соединений. Применение простых веществ и соединений, их роль в современных технологиях.

Тема 2. Водород. Соединения водорода (2 часа)

Особенности водорода и его место в периодической системе. Распространенность на Земле и в космическом пространстве. Изотопы водорода. Строение, свойства и получение простого вещества. Соединения водорода - гидриды, их классификация и свойства. Применение водорода и гидридов. Перспективы применения водорода в энергетике.

Вода, ее важнейшие реакции и роль в природе. Пероксид водорода.

Тема 3. Галогены. Соединения галогенов (6 часов)

Общая характеристика элементов. Элементы типические и полные электронные аналоги. Получение и применение хлора, брома, йода и их важнейших соединений.

Фтор, его особое место среди галогенов. Образование молекулы простого вещества по методу ВС и МО. Свойства фтора, причины его высокой реакционной способности. Соединения фтора - фтороводород, плавиковая кислота, фториды - их свойства. Получение и применение фтора и его соединений.

Хлор, бром, иод - электронное строение атомов и свойства элементов. Нахождение в природе. Строение и свойства простых веществ, изменение окислительной и восстановительной способности, диспропорционирование в воде и щелочах. Взаимодействие галогенов с водородом, термодинамическая устойчивость и свойства газообразных галогеноводородов. Галогеноводородные кислоты, их сила и окислительно-восстановительные свойства. Галогениды: закономерности изменения их свойств по периодам, группам и семействам элементов. Соединения в положительных степенях окисления (оксиды, кислоты и соли), и термодинамическая устойчивость, основно-кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Межгалогенные соединения, их гидролиз.

Тема 4. Элементы VI (А). Кислород. Подгруппа серы (6 часов)

Общая характеристика элементов. Электронное строение атомов, элементы типические и полные электронные аналоги. Закономерное изменение свойств.

Строение атома и молекулы O_2 . Распространенность, природные соединения, получение, окислительная активность, применение кислорода. Озон: образование и строение молекулы с позиций метода ВС, получение, окислительная активность, применение. Проблемы “Озонового слоя” в жизнедеятельности человека. Пероксид водорода: строение молекулы, свойства, получение, применение. Пероксиды, надпероксиды, озониды. Применение.

Подгруппа серы. Природные соединения. Состав и строение простых веществ. Аллотропия серы. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ, взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Взаимодействие серы, селена и теллура с водородом, сопоставление строения и свойств халькогенидов. Сульфиды металлов: классификация по отношению к кислотам и воде, гидролиз. Сульфоангидриды, сульфокислоты и сульфосоли. Сульфаны и полисульфиды.

Соединения серы, селена и теллура в положительных степенях окисления. Оксид серы (IV): получение, строение молекулы, растворимость в

воде. Сернистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства. Сопоставление свойств соединений серы (IV), селена (IV), полония (IV). Оксид серы (IV), его строение в газообразном, жидком и твердом состояниях, получение, взаимодействие с водой. Серная кислота: получение, водоотнимающие и окислительные свойства. Соли серной кислоты. Сравнение свойств соединений серы (+6), селена (+6), теллура (+6). Состав и наиболее характерные свойства полисерных кислот (“олеум”), тиосерной кислоты и тиосульфатов, надсерной, фтор- и хлорсульфоновой кислот. Политионовые соединения. «Жидкость Вакенродера»

Применение халькогенов и их соединений.

2 семестр

Лекции (54 часа)

Тема 5. Элементы V (A) группы (4 часов)

Электронное строение атомов и общая характеристика свойств.

Азот в природе, получение и свойства простого вещества. Термодинамика и кинетика взаимодействия азота с водородом. Строение молекулы аммиака, его свойства в жидком, газообразном и растворенном состояниях. Гидроксид аммония и соли аммония. Аминокислоты. Нитриды, амиды и имиды. Гидразин и гидроксилламин: состав и строение молекул, свойства.

Оксиды азота: состав и строение молекул, получение и свойства. Азотистая кислота и ее соли нитриты, их получение и свойства, окислительно-восстановительная двойственность. Азотная кислота: получение, окислительные свойства, взаимодействие с металлами и неметаллами. “Царская водка”. Нитраты, их классификация по продуктам термолитиза.

Азотистоводородная кислота и ее соли (азиды). Применение азота и его важнейших соединений. Азотные удобрения.

Нахождение фосфора в природе. Получение, аллотропные модификации и свойства простого вещества. Фосфин, его получение и свойства, дифосфин, фосфида металлов. Оксиды фосфора: получение, состав молекул, отношение к воде. Фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты (состав и строение молекул, получение, диссоциация, окислительно-восстановительные свойства) и их соли. Соединение фосфора с галогенами. Применение фосфора и его важнейших соединений. Фосфорные удобрения.

Мышьяк, сурьма, висмут. Нахождение в природе. Получение, свойства простых веществ. Водородные соединения, их сравнение с водородными соединениями азота и фосфора. Оксиды, гидроксиды (кислоты и основания)

и соли мышьяка, сурьмы и висмута в с.о. +3,+5. Закономерности изменения их основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Соединения с серой и галогенами. Применение мышьяка, сурьмы, висмута и их важнейших соединений.

МАО - лекция – беседа (4 часа).

Тема 6. Элементы IV (A) группы (2 часа)

Электронное строение атомов, общая характеристика элементов, закономерности изменения свойств.

Нахождение углерода в природе, аллотропия простого вещества (алмаз, графит, карбин, фуллерен), их строение и свойства. Карбиды металлов. Оксид углерода (II), получение, строение молекулы, свойства. Карбонилы металлов. Оксид углерода (IV), получение, строение молекулы, свойства. Угольная кислота и ее соли. Цианистоводородная, циановая, роданистоводородная кислоты и их соли. Соединения углерода с серой и галогенами. Применение углерода и его важнейших соединений.

Нахождение кремния в природе, получение и свойства простого вещества. Оксид кремния (IV), его аллотропные модификации, взаимодействие с кислотами и щелочами. Кремниевые кислоты, силикагель. Простые силикаты, стекла. Сложные природные силикаты, алюмосиликаты, цеолиты. Соединения кремния с водородом (силаны), с металлами (силициды), с углеродом (карборунд), с галогенами. Применение кремния и его важнейших соединений.

Германий, олово и свинец в природе, получение простых веществ. Аллотропные модификации олова. Взаимодействие простых веществ с кислотами и щелочами. Оксиды, гидроксиды, их соли: получение, основно-кислотные свойства, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства. Соединения с водородом, галогенами. Применение германия, олова, свинца и их важнейших соединений.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 7. Элементы III (A) группы (2 часа)

Электронное строение атомов, общая характеристика элементов, закономерное изменение свойств.

Получение бора, строение и свойства простого вещества. Взаимодействие с кислотами, щелочами и активными металлами. Соединения с водородом (бораны): их получение и свойства. “Мостиковые связи” в диборане. Бориды. Оксид бора, борные кислоты, бораты. Соединения бора с галогенами, серой, азотом. Бороорганические соединения. Применение бора и его важнейших соединений.

Распространенность алюминия в природе, получение, свойства. Взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Оксид и гидроксид алюминия, алюминаты, соли алюминия. Применение алюминия и его важнейших соединений.

Галлий, индий, таллий. Нахождение в природе, получение и свойства простых веществ. Соединения в с.о. +3: Оксиды, гидроксиды, соли. Соединения одновалентного таллия. Применение галлия, индия и их важнейших соединений.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Раздел 3. Общие свойства металлов (46 часов)

Тема 1. Химия s - элементов (4 часа)

Общая характеристика S-элементов: электронное строение атомов, закономерное изменение свойств в подгруппах.

Элементы первой группы. Нахождение в природе, получение простых веществ, их отношение к неметаллам, воде, кислотам. Оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли. Получение гидроксида натрия и кальцинированной соды. Применение щелочных металлов и их важнейших соединений.

Элементы второй группы. Нахождение в природе, получение простых веществ, их взаимодействие с неметаллами, водой, кислотами и щелочами. Негашенная и гашеная известь. Жесткость воды, виды жесткости, методы устранения жесткости. Применение бериллия, магния и щелочноземельных металлов и их важнейших соединений.

МАО - лекция – беседа (4 часа).

Тема 2. Комплексные соединения (10 часов)

Строение комплексных соединений. Координационная теория Вернера. Номенклатура. Диссоциация. Константа нестойкости. Устойчивость комплексных соединений. Изомерия (геометрическая, оптическая, гидратная). Закономерность трансвлияния (Черняев). Типы комплексов. Теория кристаллического поля (ТКП). Симметрия комплексов. Окраска. Магнитный момент. Энергия стабилизации, спаривание электронов, изменение энергии комплекса. Расчет энергии и изменения энергии комплексных соединений. Классификация комплексов (высокоспиновые, ионные и внешнеорбитальные; низкоспиновые, ковалентные, внутриорбитальные). Особые формы комплексных соединений: многоядерные и внутренние комплексы. Изополикислоты и изополисоли. Гетерополикислоты, гетерополисоли. Комплексные соединения триады железа. Комплексные соединения платиновых металлов. Двойные соли - комплексные соединения.

МАО - лекция – беседа (4 часа).

Тема 3. d – металлы побочных подгрупп. Общая характеристика d-элементов. (2 часа)

Положение в периодической системе, электронное строение атомов. Закономерности изменения свойств: радиус атомов, энергий ионизации, степеней окисления, их сопоставление со свойствами p-элементов. Природные соединения, классические и современные способы их обработки. Способы их рафинирования. Физико-химические свойства простых веществ: отношение к неметаллам, воде, кислотам и щелочам, положение в ряду напряжений, температуры плавления, твёрдость. Классификация металлов. Общие закономерности изменения основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 4. Подгруппа скандия. (2 часа)

Особое положение скандия и его аналогов среди d-элементов. Редкоземельные элементы. Нахождение в природе, получение, свойства простых веществ. Свойства оксидов и гидроксидов. Состав и свойства солей. Применение металлов.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 5. Подгруппа титана. (2 часа)

Электронное строение атомов, и их возможные степени окисления. Нахождение в природе и получение титана, циркония, гафния. Поперечное сечение тепловых нейтронов. Проблема разделения циркония и гафния, способы её решения. Свойства простых веществ, положение в ряду напряжения, пирофорность, взаимодействие с кислотами и щелочами. Соединения: оксиды, гидроксиды, соли, галогениды, карбиды, комплексные соединения, их свойства.

Тема 6. Подгруппа ванадия. (2 часа)

Электронное строение атомов, и их возможные степени окисления и координационные числа. Нахождение в природе и получение ванадия, ниобия и тантала. Свойства простых веществ, положение в ряду напряжения, отношение к кислороду, щелочам и кислотам. Соединения: (оксиды, гидроксиды, соли, карбиды, комплексные соединения), закономерности изменения их свойств по подгруппе и с увеличением степени окисления атома d-элемента. Применение ванадия, ниобия, тантала.

Тема 7. Подгруппа хрома. (4 часа)

Электронное строение атомов, и их возможные степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение хрома, молибдена, вольфрама. Соединения: (оксиды, гидроксиды, соли),

закономерности изменения их свойств по подгруппе и с увеличением степени окисления атома. Хроматы и дихроматы, их взаимные переходы, окислительные свойства. Комплексные соединения. Применение хрома, молибдена, вольфрама и их важнейших соединений.

Тема 8. Подгруппа марганца. (4 часов)

Электронное строение атомов, и их возможные степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение марганца, технеция, рения. Свойства простых веществ. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Кислоты марганца и рения, и их соли. Окислительные свойства перманганатов. Карбонилы, химическая связь в карбонилах с позиции метода ВС. Применение марганца и рения и их важнейших соединений.

Тема 9. Семейство железа. (4 часов)

Электронное строение атомов, и их возможные степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе. Доменный и внедоменный способы получения железа. Пиро- и гидрометаллургический способы получения кобальта и никеля. Свойства простых веществ: положение в ряду напряжений, взаимодействие с неметаллами, кислотами. Коррозия железа и борьба с ней. Оксиды и гидроксиды, закономерности изменения их свойств в семействе. Соли, их окислительно-восстановительные свойства и гидролиз. Комплексные соединения. Ферриты и ферраты. Карбонилы. Применение металлов и их важнейших соединений.

МАО - лекция – беседа (4 часа).

Тема 10. Платиновые металлы. (2 часа)

Электронное строение атомов, степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение. Свойства простых веществ. Состав и свойства некоторых наиболее изученных соединений. Применений платиновых металлов и их соединений.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 11. Подгруппа меди. (2 часа)

Электронное строение атомов, степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение. Свойства простых веществ. Оксиды, гидроксиды и соли меди, их устойчивость и окислительно-восстановительные свойства. Оксид, гидроксид и соли серебра. Светочувствительность галогенидов, их растворимость в воде и комплексообразующих реактивах. Соединений золота: оксиды, гидроксиды и комплексные соединения. Применение меди, серебра, золота и их важнейших соединений

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 12. Подгруппа цинка. (2 часа)

Особое положение цинка и его аналогов среди d-элементов. Нахождение в природе и получение. Свойства простых веществ. Соединения цинка и кадмия: оксиды, гидроксиды, соли. Соединений ртути, их свойства. Применение металлов и их соединений.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

Тема 13. Химия f – элементов (4 часа)

Лантаноиды и их деление на два подсемейства. Нахождение в природе, проблемы получения и разделения. Свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов, типы солей. Применение. Actиноиды, их сходство с лантаноидами и d-элементами. Уран: нахождение в природе, получение, современные способы разделения изотопов урана. Устойчивые степени окисления. Свойства простого вещества, оксидов, гидроксидов, солей. Применение урана в атомной энергетике. Принцип действия атомного реактора. Искусственные элементы - актиноиды. Получение и применение.

МАО - лекция – беседа (4 часа).

Раздел 3. благородные газы (2 часа)

Электронное строение, нахождение в природе, физические свойства простых веществ, закономерности их изменения в подгруппе. Сверхтекучесть гелия, химическая инертность гелия, неона и аргона. Соединения ксенона с фтором и кислородом, история их получения, свойства. Применение благородных газов и их соединений.

МАО - лекция – беседа (2 часа).

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Практическая часть курса включает в себя лабораторные работы в объеме 270 часов

Темы лабораторных работ (270 часов)

1 семестр (144 часа)

1. Лабораторная работа №1. Методы очистки веществ (12 часов)

Изучаются методы очистки веществ в зависимости от их агрегатного состояния. Осуществляется очистка твердых веществ (перекристаллизация, возгонка); жидкостей (перегонка), газов. Приобретаются навыки важнейших лабораторных операций. Проводятся сопутствующие расчеты растворимости, выхода, используется справочная литература. Проводятся измерения показателя преломления, температуры, давления.

МАО – исследовательский метод (8 часов).

2. *Лабораторная работа № 2.* Строение атома. (4 часа)

Изучаются современные представления о строении атома. Исследуются закономерности изменения химических свойств в зависимости от строения атома.

3. *Лабораторная работа № 3.* Теории химической связи (8 часов)

Изучаются современные представления о химической связи, причинах и механизмах ее образования, характеристиках, видах, свойствах. Изучаются теории химической связи. Решаются задачи

4. *Лабораторная работа № 4.* Определение химического эквивалента (8 часов).

Проводятся расчеты и решаются задачи связанные с определением эквивалентов и эквивалентных масс. Осуществляется эксперимент по определению неизвестного металла по его эквивалентной массе.

МАО – исследовательский метод (4 часа).

5. *Лабораторная работа № 5.* Приготовление растворов и определение точной концентрации (8 часов).

Проводятся расчеты и решаются задачи по приготовлению растворов и определению их концентраций. Выполняется лабораторная работа по приготовлению раствора заданной концентрации и определению ее методом титрования.

6. *Лабораторная работа № 6.* Скорость химических реакций (8 часов)

Проводятся расчеты и решаются задачи по нахождению скорости химической реакции. Выполняется лабораторная работа по исследованию факторов, влияющих на скорость химической реакции.

7. *Лабораторная работа № 7.* Химическое равновесие (8 часов).

Решаются задачи по расчету констант равновесия, определению состава равновесных смесей, степеней превращений, давления и т.п. Выполняется лабораторная работа по исследованию смещения химического равновесия.

8. *Лабораторная работа № 8.* Общие свойства растворов неэлектролитов-(8 часов).

Исследуются явления гигроскопичности, уменьшения объемов при растворении, тепловые эффекты растворения, сольватация. Решаются задачи.

7. *Лабораторная работа № 9.* Общие свойства растворов электролитов (8 часов).

Решаются задачи по определению степеней и констант ионизации. Изучается ТЭД. Проводится лабораторная работа по исследованию закономерностей диссоциации сильных и слабых электролитов, ионным взаимодействиям.

9. *Лабораторная работа № 10.* Определение рН (8 часов).

Решаются задачи по определению рН. Изучается диссоциация воды. Проводится лабораторная работа по определению и расчету рН сильных и слабых электролитов, буферных растворов.

10. *Лабораторная работа № 11.* Гидролиз солей (8 часов).

Решаются задачи по определению рН в растворах солей. Проводится лабораторная работа по определению и расчету рН в растворах солей, исследуются закономерности гидролиза.

МАО – исследовательский метод (4 часа).

11. *Лабораторная работа № 12.* Водород. Перекись водорода (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств перекиси водорода и водорода.

12. *Лабораторная работа № 13.* Получение и свойства свободных галогенов (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств свободных галогенов.

13. *Лабораторная работа № 14.* Водородные соединения галогенов (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств водородных соединений галогенов.

14. *Лабораторная работа № 15.* Кислородсодержащие соединения галогенов (12 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств кислородсодержащих соединений галогенов.

15. *Лабораторная работа № 16.* Кислород (4 часа).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств кислорода и его соединений.

16. *Лабораторная работа № 17.* Элементы подгруппы серы. (16 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по

исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы серы.

МАО – исследовательский метод (4 часа).

2 семестр (126 часов)

17. *Лабораторная работа № 18.* Азот, фосфор. Гидриды и оксиды (14 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы азота.

МАО – исследовательский метод (4 часа).

18. *Лабораторная работа № 19.* Сурьма, висмут (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы азота.

18. *Лабораторная работа № 20.* Элементы подгруппы углерода (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы углерода.

МАО – исследовательский метод (4 часа).

Лабораторная работа № 21. Бор и его соединения (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы бора.

19. *Лабораторная работа № 22.* Соединения алюминия (4 часа).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы бора.

20. *Лабораторная работа № 23.* Комплексные соединения (20 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств комплексных соединений.

МАО – исследовательский метод (4 часа).

Лабораторная работа № 24. Металлы I-II главные подгрупп (4 часа).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов металлов I-II главных подгрупп.

МАО – исследовательский метод (4 часа).

23. Лабораторная работа № 25. Подгруппа титана (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы титана.

21. Лабораторная работа № 26. Подгруппа ванадия (12 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы ванадия.

22. Лабораторная работа № 27. Подгруппа хрома (12 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы хрома.

МАО – исследовательский метод (4 часа).

23. Лабораторная работа № 28. Подгруппа марганца (12 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы марганца.

24. Лабораторная работа № 29. Соединения железа, кобальта, никеля (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы железа.

25. Лабораторная работа № 30. Подгруппы меди, цинка (8 часов).

Решаются задачи, изучаются способы составления окислительно-восстановительных реакций. Выполняется лабораторная работа по

исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгрупп меди и цинка.

III. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся по дисциплине «Неорганическая химия» представлено в Приложении 1 и включает в себя:

- план-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию;
- характеристика заданий для самостоятельной работы студентов и методические рекомендации по их выполнению;
- требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы;
- критерии оценки выполнения самостоятельной работы.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

№ п/п	Контролируемые модули/разделы / темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций		Оценочные средства - наименование	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Атомно-молекулярная теория	ОПК-1	Знает	Подготовка теории по лабораторной работе № 1, отчет, (ПР-6) семинар № 1 (УО-2), домашняя работа № 1	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам № 1, (ПР-6) контрольная работа № 1(ПР-2)	
			Владеет	отчеты по лабораторным работам № 1, (ПР-6) контрольная работа № 1 (ПР-2) подготовка с семинару № 1	

				(УО-2), домашняя работа № 1	
		ПК-3	Знает	Подготовка теории по лабораторной работе № 1(ПР-6) , отчет подготовка с семинару № 1, домашняя работа № 1	Зачет, экзамен промежуточ ный (вопросы 1- 30), экзамен семестровый (вопросы 31- 60)
	Умеет		подготовка теории и отчетов по лабораторным работам № 1 (ПР-6), контрольная работа № 1(ПР-2)		
	Владеет		отчеты по лабораторным работам (ПР- 6), контрольная работа № 1(ПР-2)		
2	Строение атома. Химическая связь	ОПК-1	Знает	Подготовка теории по лабораторной работе № 2,3 отчет(ПР-6)	Зачет, экзамен промежуточ ный (вопросы 1- 30), экзамен семестровый (вопросы 31- 60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам №2,3,4(ПР-6) контрольная работа № 2(ПР-2)	
			Владеет	отчеты по лабораторным работам (ПР- 6), контрольная работа № 2(ПР-2)	
		ПК-3	Знает	Подготовка теории по	Зачет, экзамен

				лабораторной работе № 2,3,4 отчет (ПР-6), семинару № 2 (УО-2), Домашняя работа №2	промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам (ПР-6), Домашняя работа № 2,3 контрольная работа № 2(ПР-2)	
			Владеет	отчеты по лабораторным работам (ПР-6), Домашняя работа № 2,3,4 контрольная работа № 3 (ПР-2)	
3	Химическая термодинамика и кинетика	ОПК-6	Знает	Выполнение лабораторных работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	Выполнение лабораторных работ № 6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	
			Владеет	Выполнение лабораторных работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6 контрольная работа № 5 (ПР-2)	
		ПК-7	Знает	Выполнение лабораторных работ №6-7 (ПР-6)	Зачет, экзамен промежуточный

				Домашние работы 5, 6 Семинар(УО-2)	(вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	Выполнение лабораторных работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	
			Владеет	Выполнение лабораторных работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	
		ПК -1	Знает	Выполнение лабораторных работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6. Отчеты	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	Выполнение лабораторных работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	
			Владеет	Выполнение лабораторных работ № 6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6. Отчеты	
4	Растворы	ПК-3	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) Домашние работы 7-11	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораториям(ПР-6)	

			Владеет	Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) контрольная работа № 6-7(ПР-2)	
		ОПК-6	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) Домашние работы 7-11	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) Домашние работы 7-11	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) Домашние работы 7-11	
5	Окислительно-восстановительные реакции	ПК-3	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 12(ПР-6) Домашние работы 12	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)

			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 12 (ПР-6) Домашние контрольные работы (ПР-2)	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 12(ПР-6) Домашние работы 12	
		ОПК-6	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 12 (ПР-6) Домашние работы 12	Зачет, экзамен промежуточный, экзамен семестровый
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 12 (ПР-6) Домашние работы 12	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ	

				работ № 12(ПР-6) Домашние работы 12 контрольная работа № 9(ПР-2)	
6	Элементы главных подгрупп	ОПК-1	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24 контрольная работа № 10-15 (ПР-2)	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24	
		ПК-7	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 13-22(ПР-6)	Зачет, экзамен промежуточный, экзамен семестровый

				Домашние работы 13-24	
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24	
8	Комплексы	ОПК-1	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 23 (ПР-6) контрольная работа № 16 (ПР-2)	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 23 (ПР-6)	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ	

				работ № 23 (ПР-6)	
		ПК -1	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 23 (ПР-6)	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
	Умеет		подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 23 (ПР-6) Домашние работы 23		
	Владеет		подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 23 (ПР-6)		
9	Элементы побочных подгрупп	ПК-3	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32 контрольная работа № 17-20 (ПР-2)	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
	Умеет		подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ		

				работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	
		ПК -1	Знает	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	

Контрольные и методические материалы, а также критерии и показатели необходимые для оценки знаний, умений, навыков и характеризующие этапы

формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы представлены в Приложении 2.

V. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов /Н.С. Ахметов. М: Высшая школа. 2008. -743 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:351780&theme=FEFU>

2. Химия элементов [Электронный ресурс]: в 2-х томах 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо, пер. с angl.-2-е изд. (Е.). - Электрон. Текст дается. (1 файл в формате PDF: 684 стр.). - М.: БИНОМ. Лаборатория знаний 2014

<http://www.studentlibrary.ru/doc/ISBN9785996313297-SCN0004.html>

3. Лидин Р. А. Справочник по общей и неорганической химии.- 2-е изд., испр. и доп. - М.: КолосС, 2008.

<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785953204651.html>

Дополнительная литература

1. Бессонова, В.И. Химия элементов побочных подгрупп, учебное пособие / В.И. Бессонова, И.В. Свистунова, С.Г. Красицкая, И.Г. Хальченко – Владивосток: Изд-во ДВФУ, 2016 – 95С.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:8034&theme=FEFU>

2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия/Я.А. Угай// М. Высшая школа. 2007.- 527

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:353896&theme=FEFU>

3. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия: Учебник для вузов. - 5-е изд., исправл. - СПб: Химиздат, 2007. - 624 с

<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5938081297.html>

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети

«Интернет»

1 <http://e.lanbook.com/>

2 <http://www.studentlibrary.ru/>

3 <http://znanium.com/>

4 <http://www.nelbook.ru/>

5 Электронная библиотека учебных материалов по химии. Сайт Московского государственного университета им. М.В. Ломоносова:

<http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/welcome.html>

6 А.В. Шевельков Лекции I курса химического факультета МГУ по дисциплине «Общая и неорганическая химия»

http://www.nanometer.ru/2011/11/07/13206486807540_263881.html

7Л.Н. Мишенина. Неорганическая химия. Учебно-методический комплекс <http://ido.tsu.ru/schools/chem/data/res/neorg/uchpos/>

8Учебно-методические пособия кафедры неорганической химии ЮУрГУ: <http://inorgchem.susu.ac.ru/Lit.html>

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Содержание методических указаний включает:

- рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины;
- описание последовательности действий студента, или алгоритм изучения дисциплины;
- рекомендации по использованию материалов учебно-методического комплекса;
- рекомендации по работе с литературой;
- список методических разработок и рекомендаций
- методические рекомендации к выполнению лабораторных работ (Приложение 3).

Рекомендации по планированию и организации времени, отведенного на изучение дисциплины

Время, отведённое на самостоятельную работу, должно быть использовано обучающимся планомерно в течение семестра.

Планирование – важнейшая черта человеческой деятельности. Для организации учебной деятельности эффективным вариантом является использование средств, напоминающих о стоящих перед вами задачах, и их последовательности выполнения. В роли таких средств могут быть ИТ-технологии (смартфоны, планшеты, компьютеры и т.п.), имеющие приложения/программы по организации распорядка дня/месяца/года и сигнализирующих о важных событиях, например, о выполнении заданий по дисциплине «Неорганическая химия».

Регулярность – первое условие поисков более эффективных способов работы. Рекомендуется выбрать день/дни недели для регулярной подготовки по дисциплине «Неорганическая химия», это позволит морально настроиться на выполнение поставленных задач, подготовиться к ним и выработать правила выполнения для них, например, сначала проработка материала лекций, чтение первоисточников, затем выделение и фиксирование основных идей. Рекомендуемое среднее время два часа на одно занятие.

Описание последовательности действий, обучающихся при изучении дисциплины

В соответствии с целями и задачами дисциплины студент изучает на занятиях и дома разделы лекционного курса, готовится к практическим

занятиям, проходит контрольные точки текущей аттестации, включающие разные формы проверки усвоения материала (собеседование, тестирование и др.).

Освоение дисциплины включает несколько составных элементов учебной деятельности:

1. Внимательное чтение рабочей программы учебной дисциплины (помогает целостно увидеть структуру изучаемых вопросов). В ней содержится перечень контрольных испытаний для всех разделов и тем, включая экзамен; указаны сроки сдачи заданий, предусмотренных учебной программой курса дисциплины «Неорганическая химия».

2. Неотъемлемой составной частью освоения курса является посещение лекций и их конспектирование. Глубокому освоению лекционного материала способствует предварительная подготовка, включающая чтение предыдущей лекции, работу с учебниками.

3. Регулярная подготовка к практическим занятиям и активная работа на них, включающая:

- повторение материала лекции по теме;
- знакомство с планом занятия и списком основной и дополнительной литературы, с рекомендациями по подготовке к занятию;
- изучение научных сведений по данной теме в разных учебных пособиях;
- чтение первоисточников и предлагаемой дополнительной литературы;
- посещение консультаций с целью выяснения возникших сложных вопросов при подготовке к практическим занятиям.

4. Подготовка к экзамену (в течение семестра), повторение материала всего курса дисциплины.

Рекомендации по работе с литературой

Изучение дисциплины следует начинать с проработки тематического плана лекций, уделяя особое внимание структуре и содержанию темы и основных понятий. Изучение «сложных» тем следует начинать с составления логической схемы основных понятий, категорий, связей между ними. Целесообразно прибегнуть к классификации материала, в частности при изучении тем, в которых присутствует большое количество незнакомых понятий, категорий, теорий, концепций, либо насыщенных информацией типологического характера.

При работе с литературой обязательно выписывать все выходные данные по каждому источнику. Можно выписывать кратко основные идеи автора и иногда приводить наиболее яркие и показательные цитаты (с указанием страниц). Ищите аргументы «за» или «против» идеи автора.

Чтение научного текста является частью познавательной деятельности. Ее цель – извлечение из текста необходимой информации. От того насколько осознанна читающим собственная внутренняя установка (найти нужные сведения, усвоить информацию полностью или частично, критически проанализировать материал и т.п.) во многом зависит эффективность осуществляемого действия.

Используйте основные установки при чтении научного текста:

1. информационно-поисковая (задача – найти, выделить искомую информацию);

2. усваивающая (усилия читателя направлены на то, чтобы как можно полнее осознать и запомнить как сами сведения излагаемые автором, так и всю логику его рассуждений);

3. аналитико-критическая (читатель стремится критически осмыслить материал, проанализировав его, определив свое отношение к нему);

4. творческая (создает у читателя готовность в том или ином виде – как отправной пункт для своих рассуждений, как образ для действия по аналогии и т.п. – использовать суждения автора, ход его мыслей, результат наблюдения, разработанную методику, дополнить их, подвергнуть новой проверке).

Для работы с научными текстами применяйте следующие виды чтения:

1. библиографическое – просматривание карточек каталога, рекомендательных списков, сводных списков журналов и статей за год и т.п.;

2. просмотровое – используется для поиска материалов, содержащих нужную информацию, обычно к нему прибегают сразу после работы со списками литературы и каталогами, в результате такого просмотра читатель устанавливает, какие из источников будут использованы в дальнейшей работе;

3. ознакомительное – подразумевает сплошное, достаточно подробное прочтение отобранных статей, глав, отдельных страниц, цель – познакомиться с характером информации, узнать, какие вопросы вынесены автором на рассмотрение, провести сортировку материала;

4. изучающее – предполагает доскональное освоение материала; в ходе такого чтения проявляется доверие читателя к автору, готовность принять изложенную информацию, реализуется установка на предельно полное понимание материала;

5. аналитико-критическое и творческое чтение – два вида чтения близкие между собой тем, что участвуют в решении исследовательских задач. Первый из них предполагает направленный критический анализ, как самой информации, так и способов ее получения и подачи автором; второе –

поиск тех суждений, фактов, по которым или в связи с которыми, читатель считает нужным высказать собственные мысли.

Основным для студента является изучающее чтение – именно оно позволяет в работе с учебной литературой накапливать знания в профессиональной области.

При работе с литературой можно использовать основные виды систематизированной записи прочитанного:

1. Аннотирование – предельно краткое связное описание просмотренной или прочитанной книги (статьи), ее содержания, источников, характера и назначения.

2. Планирование – краткая логическая организация текста, раскрывающая содержание и структуру изучаемого материала.

3. Тезирование – лаконичное воспроизведение основных утверждений автора без привлечения фактического материала.

4. Цитирование – дословное выписывание из текста выдержек, извлечений, наиболее существенно отражающих ту или иную мысль автора.

5. Конспектирование – краткое и последовательное изложение содержания прочитанного.

Подготовка к практическим и лабораторным занятиям

При подготовке к практическим занятиям рекомендуется пользоваться материалами лекций, рекомендованной литературой и ресурсами интернет. Вопросы, которые вызывают затруднение при подготовке, должны быть заранее сформулированы и озвучены во время занятий в аудитории для дополнительного разъяснения преподавателем. Ответы, выносимые на обсуждение, должны быть тщательно подготовлены и по ним составлена схема (план), которой студент пользуется на занятии. При ответе надо логически грамотно выражать и обосновывать свою точку зрения, свободно оперировать понятиями и категориями. При самостоятельном решении задач нужно обосновывать каждый этап решения, исходя из теоретических положений курса.

Подготовка к экзамену

В процессе подготовки к экзамену, следует ликвидировать имеющиеся пробелы в знаниях, углубить, систематизировать и упорядочить знания. Особое внимание следует уделить организации подготовки к экзаменам. Для этого важны следующие моменты - соблюдение режима дня: сон не менее 8 часов в сутки; занятия заканчивать не позднее, чем за 2-3 часа до сна; прогулки на свежем воздухе, неутомительные занятия спортом во время перерывов между занятиями. Наличие полных собственных конспектов лекций является необходимым условием успешной сдачи экзамена. Если

пропущена какая-либо лекция, необходимо ее восстановить, обдумать, устранить возникшие вопросы, чтобы запоминание материала было осознанным. Следует помнить, что при подготовке к экзаменам вначале надо просмотреть материал по всем вопросам сдаваемой дисциплины, далее отметить для себя наиболее трудные вопросы и обязательно в них разобраться. В заключение еще раз целесообразно повторить основные положения.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Лекционная аудитория (мультимедийный проектор, настенный экран, ноутбук),

Химические лаборатории с вытяжными шкафами, водоснабжением, муфельные печи, сушильные шкафы, рН-метры, нагревательные приборы, химическая посуда, реактивы. Дистиллятор. Наглядные пособия: периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблица растворимости, таблица окислительно-восстановительных потенциалов.



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**
по дисциплине «Неорганическая химия»
Направление —04.03.01 «Химия»
Профиль «Фундаментальная химия»
Форма подготовки (очная)

Владивосток
2018

План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1.	15.09-22.09.17	Подготовка к лабораторной работе № 1. Домашнее задание №1	6 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
2.	16.09-19.09.17	Подготовка к лабораторной работе № 2, Семинару №1 Домашнее задание № 2.	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
2.	20.09-24.09.17	Подготовка к лабораторной работе № 3. Домашнее задание № 3	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
3	24.09-30.09.16	Подготовка к лабораторной работе № 4, Семинару № 2 Домашнее задание № 4.	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
4	01.10-05.10.17	Подготовка к лабораторной работе № 5. Домашнее задание № 5	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
5	05.10-10.10.16	Подготовка к лабораторной работе № 6, Семинару №3 Домашнее задание № 6.	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
6	12.10-17.10.17	Подготовка к лабораторной работе № 7. Домашнее задание № 7	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
7	26.10-31.10.17	Подготовка к лабораторной работе № 8, Семинару №4 Домашнее задание № 8.	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.

8	02.11-07.11.17	Подготовка к лабораторной работе № 9. Домашнее задание № 9	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
9	09.11-14.11.17	Подготовка к лабораторной работе № 10, Семинару № 5 Домашнее задание № 10.	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
10	16.11-21.11.17	Подготовка к лабораторной работе № 11. Домашнее задание № 11	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
11	24.11.17	Промежуточный экзамен	25 часов	Опрос
12	26.11.17	Подготовка к лабораторной работе № 12, Семинару № 6 Домашнее задание № 12.	2 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
13	30.11.15-05.11.16	Подготовка к лабораторной работе № 13. Домашнее задание № 13	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
14	05.12.17-11.12.17	Подготовка к лабораторной работе № 14, Семинару №7 Домашнее задание № 14.	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
15	14.12.15-19.12.16	Подготовка к лабораторной работе № 15. Домашнее задание № 15	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
16	21.12.17-28.12.17	Подготовка к лабораторной работе № 16, Семинару № 8. Домашнее задание № 16.	14 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
17	28.12.17-02.01.18	Зачетная неделя	25 часов	зачет
18	По расписанию	экзамен	36 часов	экзамен

19	08.02-19.02.18	Подготовка к лабораторной работе № 17. Домашнее задание № 17	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
20	22.02-27.02.18	Подготовка к лабораторной работе № 18, Семинару № 9. Домашнее задание № 16.	8 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
21	29.02-05.03.18	Подготовка к лабораторной работе № 19. Домашнее задание № 19	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
22.	07.03.18-12.03.18	Подготовка к лабораторной работе № 20, Семинару №10. Домашнее задание № 20.	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
23.	14.03-17.03.18	Подготовка к лабораторной работе № 21. Домашнее задание № 21	2 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
24	17.03-02.04.17	Подготовка к лабораторной работе № 22, Семинару № 11. Домашнее задание № 22.	10 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
25	04.04-06.04.18	Промежуточный экзамен	10 часов	опрос
26	07.04-13.04.18	Подготовка к лабораторной работе № 23. Домашнее задание № 23	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
27	14.04-16.04.18	Подготовка к лабораторной работе № 24, Семинару № 12. Домашнее задание № 24.	2 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
28	18.04-23.04.18	Подготовка к лабораторной	4 часа	Опрос перед началом занятия.

		работе № 25. Домашнее задание № 25		Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
29	25.04-04.05.18	Подготовка к лабораторной работе № 26, Семинару № 13. Домашнее задание № 26.	4 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
30	05.05-14.05.18	Подготовка к лабораторной работе № 27. Домашнее задание № 27-28	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
31	16.05-25.05.18	Подготовка к лабораторной работе № 28, Семинару № 14 Домашнее задание № 28-29.	4 часов	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
32	27.05-30.05.18	Подготовка к лабораторной работе № 29. Домашнее задание № 30-32	4 часа	Опрос перед началом занятия. Принятие отчета о выполнении лабораторной работы.
	31.05.18-04.06.18	зачет	4 часа	опрос
	По расписанию	экзамен	54 часа	опрос

Самостоятельная работа обеспечивают подготовку студента к текущим аудиторным занятиям. Результаты этой подготовки проявляются в активности студента на занятиях, выполненных контрольных работ, тестовых заданий и др. форм текущего контроля.

Для реализации самостоятельной работы созданы следующие условия:

1. Студенты обеспечены информационными ресурсами (учебниками, справочникам, учебными пособиями);

2. Для проведения практических и лабораторных занятий по общей и неорганической химии разработаны учебные пособия. Студент имеет возможность заранее (с опережением) подготовиться к занятию, ответить на контролирующие вопросы, и обратиться за помощью к преподавателю в случае необходимости.

3. Разработаны контролирующие материалы в тестовой форме, позволяющие оперативно оценить уровень подготовки студентов.

4. Организованы еженедельные консультации.

Самостоятельная работа включает в себя:

1. Подготовку к лабораторным занятиям (домашние задания);
2. Подготовку к контрольным работам и семинарам;
3. Подготовку к рубежному промежуточному и семестровому экзамену.

Домашние работы:

Домашняя работа № 1. Тема: Методы очистки веществ

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Чем измеряется растворимость веществ, в каких единицах она может быть выражена и от каких факторов зависит?
2. Какие растворы называют ненасыщенными, насыщенными и пересыщенными?
3. Что называют кривыми растворимости? Какое практическое применение они находят?
4. Чем определяются неизбежные потери вещества при его очистке методом перекристаллизации?
5. Почему растворимость газов в воде уменьшается с повышением температуры? Как она зависит от давления?
6. Чем объясняется возможность как повышения, так и уменьшения растворимости твердых веществ с ростом температуры?
7. Определите коэффициент растворимости KCl при 25°C, если при этой температуре для насыщения воды массой 25г требуется соль массой 8.75 г.
8. Для перекристаллизации нитрат калия был растворен в воде массой 200 г при 80°C до получения насыщенного раствора, который был затем охлажден до 0°C. Какую массовую долю составят при этом неизбежные потери и выход чистой соли? K(KNO₃) при 80°C - 169 г, а при 0°C - 13.3г.
9. При охлаждении насыщенного при 100°C раствора NaNO₃ до 20°C выделилась соль массой 120 г. В каких массовых отношениях были взяты для перекристаллизации нитрат натрия и вода? Коэффициент растворимости соли при указанных температурах равен 176 и 88 г.
10. Коэффициент растворимости KNO₃ при 35 и 75°C соответственно равен 55 и 150 г. Соль какой массы потребуется для приготовления насыщенного при этих температурах растворов массой 60 г каждый?
11. Коэффициент растворимости солей:
 - а) Pb(NO₃)₂ при 60 и 10°C соответственно равен 90 и 46 г;
 - б) NH₄Cl при 50°C – 50 г.

Чему равна массовая доля этих солей в растворах, насыщенных при указанных температурах? Какой массы чистый нитрат свинца можно получить при охлаждении такого раствора до 10°C , если на его приготовление была затрачена вода объемом 200 мл?

12. В насыщенном при 90°C растворе $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ массовая доля соли составляет 45.2%. Какова растворимость $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при этой температуре, выраженная величиной коэффициента растворимости?

13. Какая масса KNO_3 выделится из раствора массой 1.344 кг, насыщенного при 80°C и охлажденного до 10°C , если растворимость соли при этих температурах соответственно равна 169 и 21.2 г?

14. Для получения насыщенного при 75°C раствора NaNO_3 была взята вода объемом 500 мл. Полученный раствор охлажден до 10°C . Определите выход перекристаллизованной соли, если для нее коэффициент растворимости при указанных температурах соответственно равен 142 и 80 г.

15. Какой массы NH_4Cl надо взять для перекристаллизации, если выход чистой соли должен определяться массой 400 г при температуре в интервале $90-0^{\circ}\text{C}$? Какой объем воды потребуется и какую массовую долю составят неизбежные потери? $K(\text{NH}_4\text{Cl})$ при 90°C равна 70, при 0°C – 30 г.

16. Растворимость $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при 70°C составляет 36.2%. Найдите массу соли, которая останется нерастворенной, если для получения насыщенного при 70°C раствора были взяты 60 г дихромата калия и 80 мл воды.

17. Коэффициент растворимости KNO_3 при 0 и 75°C соответственно равен 13 и 150 г. Какой выход чистой соли можно получить перекристаллизацией загрязненного нитрата массой 1 кг в указанном интервале температуры? Какова массовая доля неизбежных потерь?

18. Найдите массу KClO_3 , который выделится из 32%-ного раствора массой 200 г, насыщенного при 100°C , если охладить его до 0°C . Коэффициент растворимости соли при указанных температурах соответственно равен 58 и 3.3 г. Какой массовой долей выразится растворимость KClO_3 при 0°C ?

19. Определите массу насыщенного раствора сульфата магния, приготовленного при 70°C ($K = 58$ г), если его охлаждение до 20°C ($K = 38$ г) сопровождается выделением кристаллогидрата $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ массой 228 г.

20. Для перекристаллизации был взят медный купорос массой 1 кг, в котором массовая доля примесей составляет 2%. Какой выход чистого кристаллогидрата должен быть получен при охлаждении до 10°C раствора,

насыщенного при 100°C? Коэффициент растворимости CuSO_4 при указанных температурах – 16 и 72 г.

21. Массовое соотношение соли и воды в растворах NiSO_4 , насыщенных при 70 и 10°C, соответственно равно 6.1:10 и 3.3:10. Найдите массу чистого сульфата в расчете на безводную соль и на кристаллогидрат $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, который выделится при охлаждении до 10°C насыщенного при 70°C раствора массой 805 г.

22. При некоторой температуре растворимость H_2S в спирте ($\rho = 0.8$ г/мл) выражается объемным соотношением 10:1. Найдите массовую долю H_2S в таком растворе.

23. Растворимость в воде кислорода и азота выражается соответственно объемным отношением 1:0.048 и 1:0.024. Вычислите объемные доли (в процентах) кислорода и азота, содержащихся в воздухе, растворенном в воде.

Домашняя работа № 2. Тема "Строение атома"

1. История развития представлений о строении атома (первые модели атома).
2. Строение атома водорода по Бору. Постулаты Бора.
3. Объяснение линейчатого спектра атома водорода. Теоретический расчет спектра атома водорода.
4. Развитие теории Бора Зоммерфельдом.
5. Основные недостатки теории Бора- Зоммерфельда.
6. Волновые свойства материальных частиц. Волны де-Бройля.
7. Двойственная природа света - двойственная природа электрона.

Принцип неопределенности.

8. Квантовая механика и уравнение Шредингера.
 9. Квантомеханическое объяснение строения атома водорода.
- Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа (n , l , m_l , m_s).
10. Электронные структуры атомов. Принцип Паули. Правило Хунда.
 11. Последовательность энергетических состояний электрона атома.
 12. Периодическая система Д.И.Менделеева и строение атомов элементов; заполнение электронных слоев согласно энергетическому состоянию электрона.

13. Энергетические характеристики атомов - энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности изменения их величин в периодах и группах периодической системы Д.И.Менделеева.

Домашняя работа № 3. Тема "Химическая связь"

1. Природа ковалентной связи.

2. Основные характеристики химической связи - длина, направленность, прочность.

3. Метод локализованных пар или валентных связей (ВС):

а) насыщенность и направленность ковалентной связи;

б) ординарные и кратные связи;

в) σ -, π -, δ -связь.

4. Полярность ковалентной связи (дипольный момент).

5. Гибридизация электронных облаков и геометрия молекул. Условия устойчивости гибридизации.

6. Квантовомеханическое объяснение ковалентной связи и сопоставление теоретических и экспериментальных данных.

7. Метод молекулярных орбиталей (МО). Линейная комбинация атомных орбиталей (ЛКАО-МО).

8. Молекулярные орбитали - молекулярная функция состояния электрона (σ , π , ϕ орбитали).

9. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали (МО).

10. Схемы образования двухатомных гомонуклеарных молекул по методу МО. Запрет Паули. Правило Хунда. (Li_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 и др.).

11. Объяснение парамагнитных свойств кислорода на основе метода МО.

12. Схемы образования и электронные формулы двухатомных гетероядерных частиц по методу МО (NO , CO , BN , CO^+ , NO^+ , CN^- и др.).

13. Изоэлектронные молекулы (N_2 , CO , NO^+ , CN^-).

14. Объяснить, почему в молекуле F_2 энергия связи (36 ккал/моль) меньше, чем в молекуле Cl_2 (57 ккал/моль).

15. Ионная связь. Основные свойства, характеризующие связь (ненасыщенность, ненаправленность). Энергия кристаллической решетки.

16. Донорно-акцепторная связь.

17. Водородная связь.

18. Теории металлического состояния вещества.

Домашняя работа № 4. Тема: Химический эквивалент

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Дайте определение понятий: "химический эквивалент вещества", "молярная масса химического эквивалента вещества", "эквивалентный объем вещества".

2. Является ли химический эквивалент постоянной характеристикой вещества?

3. Как рассчитываются химические эквиваленты простых и сложных веществ: кислот, оснований, солей, оксидов?

4. Сформулируйте закон эквивалентов.

5. Способы определения химических эквивалентов веществ.

6. Чему равна молярная масса эквивалента металла, если его навеска массой 20 г вытесняет из кислоты водород объемом 7.5 л при 18°C и 101.3 кПа?

7. При нагревании оксида металла массой 4.3 г получен кислород объемом 0.58 л при 17°C и 113.3 кПа. Определите молярную массу эквивалента металла.

8. Молярная масса эквивалента металла равна 23.24 г/моль. С сульфатом аммония он дает квасцы, изоморфные хромовым квасцам. Определите относительную атомную массу элемента, его степень окисления. Как называется этот элемент?

9. Найдите относительную атомную массу металла, его степень окисления и формулу хлорида, если известно, что удельная теплоемкость металла 0.238 Дж/г·град., а хлорид содержит 61.2% металла и 38.8% хлора.

10. Найдите относительную атомную массу трехвалентного элемента, зная, что из 1.5 г элемента получается 3.63 г хлорида. Какова абсолютная масса (в кг) атома данного элемента?

Домашняя работа № 5. Тема: Скорость химической реакции

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Постройте график зависимости концентрации некоторого вещества от времени реакции по следующим экспериментальным данным:

Время, τ , мин.		0	0	0	0	0	00	30	70	00
Концентрации, С моль/л	00	35	85	45	85	44	00	69	41	28

Определите среднюю скорость реакции для интервалов времени от 10-той минуты до 20-той; от 10-той минуты до 30-той; от 10-той минуты до 50-той; от 10-той минуты до 200-той. Почему получаются разные результаты? Какой вывод можно сделать о выборе интервала времени для расчета истинной скорости на 10-той минуте реакции?

2. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.

3. Какой физический смысл имеет константа скорости химической реакции? От каких факторов она зависит?

4. Рассчитайте, какая из четырех реакций протекает с наибольшей скоростью, если известно, что за равный промежуток времени в равном

объеме при первой реакции образуется 1 г водорода, при второй – 30 г хлористого водорода, при третьей – 92 г серной кислоты и при четвертой – 150 г оксида свинца(IV).

5. В сосуде объемом 1 м^3 за 5 часов выкристаллизовалось 80 кг глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте среднюю скорость образования соли: а) в $\text{кг}/\text{м}^3 \cdot \text{час}$; б) в $\text{г}/\text{л} \cdot \text{сек}$; в) в $\text{моль}/\text{л} \cdot \text{мин}$.

6. При температуре 510°C из 50 см^3 гремучего газа в течение 5 минут превращается в пары воды 2.5 см^3 газа. Вычислите, во сколько времени получится тот же результат реакции при температуре 560°C и при температуре 20°C . Температурный коэффициент равен 2.

7. Каким образом можно увеличить скорость реакции между веществами А и В, не повышая температуру и не используя катализатор, если:

- а) вещества А и В – несмешивающиеся жидкости;
- б) вещества А и В – твердые?

Домашняя работа № 6. Тема: Химическое равновесие

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Приведите примеры обратимых и необратимых реакций гомогенных и гетерогенных систем. Какие внешние признаки обуславливают практически необратимую реакцию? Почему химическое равновесие называется динамическим?

2. Учитывая агрегатное состояние веществ в системе, составьте уравнение константы равновесия для следующих реакций:

- а) аммиака с хлороводородом (газы);
- б) взаимодействие цинка с соляной кислотой;
- в) восстановление оксида меди(II) водородом;
- г) термический распад карбоната кальция.

3. Руководствуясь принципом Ле-Шателье, решите, при каких условиях следует проводить эндотермическую реакцию получения оксида азота(II) из кислорода и азота с тем, чтобы получить максимальный выход оксида.

4. При некоторых условиях в равновесии находятся: 1 моль азота, 0.5 моль водорода и 6 моль аммиака. Определите исходные количества азота и водорода.

5. Равновесие реакции получения фосгена $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ установилось при концентрациях: $[\text{Cl}_2] = 0.6 \text{ моль}/\text{л}$; $[\text{CO}] = 0.3 \text{ моль}/\text{л}$; $[\text{COCl}_2] = 5 \text{ моль}/\text{л}$. Вычислите константу равновесия. Во сколько раз уменьшилось давление в равновесной системе по отношению к первоначальному?

6. Реакция протекает по уравнению $A + B \leftrightarrow C + D$. Определите равновесные концентрации веществ в системе, если $K = 1$, а исходные концентрации $[A] = 2$ моль/л, $[B] = 7$ моль/л.

Домашняя работа № 7. Тема: Концентрация растворов

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Определите $\omega(\%)$ (H_3PO_4) в растворе, полученном при растворении 20 г ее в 1 л воды.

2. Какой объем воды надо прибавить к 1 л 65%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1.4$ г/мл), чтобы получить 30%-ный раствор? Определите молярную концентрацию исходного раствора.

3. В воде объемом 1 л растворяется 4.37 л сероводорода. Определите процентное содержание H_2S в сероводородной воде, насыщенной под давлением 95 мм рт.ст.

4. Какая масса кислорода и азота растворена в 1 л воды, насыщенной воздухом, если в 100 объемах воды растворяется 4.8 объема кислорода и 2.4 объема азота?

5. Какой объем оксида серы(IV) следует растворить при $17^\circ C$ и 750 мм рт.ст. для получения 0.01 М раствора?

6. Какой объем раствора массовой долей серной кислоты 98% ($\rho = 1.84$ г/мл) надо взять для приготовления 500 мл 1 н раствора? Какова молярность этого раствора?

7. Какова массовая доля(%) сульфата натрия в растворе, полученном смешением 90.2 г $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ и 159.8 мл воды? Определите молярную и нормальную концентрацию безводной соли и кристаллогидрата в полученном растворе (плотность раствора 1.1 г/мл).

8. Определите нормальность раствора серной кислоты, если для нейтрализации 20 мл его требуется 9.8 мл 1.034 н раствора гидроксида натрия.

Домашняя работа № 8. Тема: Общие свойства растворов

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Сформулируйте законы Рауля, напишите их математическое выражение.

2. Какое явление называется осмосом? Сформулируйте закон Вант-Гоффа и запишите его математическое выражение. Почему законы Рауля и Вант-Гоффа применимы для разбавленных растворов неэлектролитов?

3. Какие методы можно использовать для определения молекулярных масс твердых веществ?

4. Давление насыщенного пара водного раствора неэлектролита при 100°C равно 720 мм рт.ст. Определите, сколько моль воды приходится на 1 моль растворенного вещества в этом растворе.

5. Определите молекулярную массу камфары, если раствор 0.552 г ее в 17 г эфира кипит на 0.451° выше, чем чистый эфир.

6. При какой температуре замерзнет раствор 1 г нитробензола в 10 г бензола, если чистый бензол замерзает при 6°C ?

7. Определите формулу вещества, содержащего 39.56% углерода, 7.69% водорода и 52.75% кислорода, если осмотическое давление раствора, содержащего 36 г этого вещества в 1 л, равно 4.5 атм при 0°C .

Домашняя работа № 9. Тема: Общие свойства растворов электролитов

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Какова роль воды при электролитической диссоциации?

2. Какие классы соединений диссоциируют в водных растворах? Дайте определение кислот, оснований, солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.

3. От каких факторов зависит смещение ионных равновесий в растворах?

4. Что является количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Какие электролиты относятся к слабым, сильным, средней силы?

5. Приведите математическое выражение закона разбавления Оствальда. Каково его значение?

6. Найдите степень диссоциации 0.05 М раствора мышьяковистой кислоты, если первая константа диссоциации ее равна $5.8 \cdot 10^{-10}$.

7. Вычислите степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в растворе с массовой долей синильной кислоты 3% ($\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/мл}$). $K_{\text{HCN}} = 7.2 \cdot 10^{-10}$.

Домашняя работа № 10. Тема: pH растворов

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Что называется ионным произведением воды? Какая связь существует между константой диссоциации и ионным произведением воды?

2. В каком соотношении находятся концентрации водородных и гидроксильных ионов в чистой воде? Чему равна величина ионного произведения воды при 22°C ? Чему равна величина водородного показателя (pH) чистой воды при 22°C ? Изменяется ли величина водородного показателя воды с увеличением температуры?

3. Чему равна величина водородного показателя (рН) растворов, концентрация ионов водорода которых равна $1 \cdot 10^{-7}$, $1 \cdot 10^{-3}$, $1 \cdot 10^{-8}$?

4. Концентрация ионов водорода в растворе $1 \cdot 10^{-8}$. Каково значение гидроксильного показателя (рОН)?

5. В воде объемом 1 л растворен аммиак объемом 5.6 л(н.у.). Определите рН раствора, если константа диссоциации электролита $1.8 \cdot 10^{-5}$.

6. В воде объемом 500 мл растворено 10 г раствора с $\omega(\%) \text{HNO}_3$ 10% (плотность раствора равна 1 г/мл). Определите рН раствора, считая, что кислота диссоциирует полностью.

7. В воде объемом 200 мл растворено 4 г гидроксида натрия. Определите рН раствора, считая, что щелочь диссоциирует полностью.

Домашняя работа № 11. Тема: Гидролиз солей

Цель: Подготовится к лабораторной работе, научится делать расчеты по теме работы

1. Какую реакцию на лакмус имеют водные растворы солей: хлорида алюминия, карбоната натрия, хлорида калия? Объясните, почему нарушается равенство концентраций водородных и гидроксильных ионов в воде при растворении в ней некоторых солей.

2. Приведите математическое выражение констант гидролиза солей слабого основания и сильной кислоты, сильного основания и слабой кислоты, слабого основания и слабой кислоты. Как взаимосвязаны константы и степени гидролиза?

3. Какие факторы сдвигают равновесие гидролиза в сторону прямой реакции, в сторону обратной реакции?

4. В каком случае гидролиз солей проходит до конца?

5. Рассчитайте рН 0.1 М раствора карбоната натрия, учитывая только первую степень гидролиза.

6. Рассчитайте рН 0.1 М раствора сульфата алюминия, учитывая только первую степень гидролиза.

7. Объясните, почему алюминий не растворяется в воде, но растворяется в растворах солей: хлорида аммония, карбоната натрия?. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Домашняя работа № 12. Тема: Водород

Цель: Подготовится к лабораторной работе, научится делать расчеты по теме работы

1. Объясните, почему водород в периодической системе элементов помещен как в первой, так и в седьмой группах.

2. Какое строение атома имеют изотопы водорода: протий, дейтерий, тритий? Как можно получить атомный водород? Чем его свойства отличаются от свойств обычного водорода?

3. Опишите по ММО молекулярные образования H_2 , H_2^+ , H_2^- . Как изменяется в этом ряду длина химической связи, энергия связи и почему?

4. Какие способы получения водорода имеют промышленное значение? Опишите их с помощью химических уравнений. Назовите наиболее важные применения водорода в промышленности.

5. Как называются соединения водорода с металлами и неметаллами? Приведите примеры соединений, в которых водород проявляет неполярный, полярный и ионный характер связи.

6. Напишите электронные уравнения реакций. Укажите окислитель, восстановитель:



7. Какой объем водяного газа может образоваться из 1 кг каменного угля, содержащего 60% углерода?

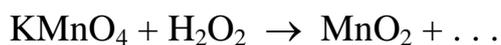
8. На восстановление оксида металла массой 1.8 г потребовался водород объемом 833 мл при нормальных условиях. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

9. Опишите строение молекул пероксида водорода.

10. Напишите уравнения реакций получения пероксида водорода. К какому классу соединений можно отнести пероксид водорода?

11. Что называется пергидролем? Бывает ли перекись водорода безводной?

12. Допишите уравнения реакций и подберите коэффициенты, пользуясь электронно-ионными схемами:



13. К водному раствору массой 30 г, содержащему пероксид водорода, прибавили немного оксида марганца(IV). В результате полного разложения пероксида водорода было получено 200 мл кислорода при нормальных условиях. Определите массовую долю (%) пероксида водорода в исходном растворе.

Домашняя работа № 13. Тема: Галогены

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Приведите формулы и названия минералов, содержащих в своем составе галогены.

2. Приведите уравнения реакций получения галогенов в свободном состоянии.

3. Приведите примеры реакций, показывающих, что окислительные свойства галогенов уменьшаются в ряду F_2 Cl_2 Br_2 I_2 .

4. Напишите уравнения реакций взаимодействия фтора с водой, сероводородом, аммиаком, оксидом кремния(IV).

5. Что называется хлорной водой? Как доказать, что в хлорной воде одновременно находятся соляная кислота, хлорноватистая кислота, растворенный хлор?

6. Напишите уравнения реакций, показывающих хорошую растворимость хлора и брома в щелочах.

7. Почему растворимость иода в водном растворе иодида калия значительно выше, чем в воде? Напишите уравнение реакции.

8. Напишите уравнения реакций получения фтороводорода в лаборатории и в промышленности. Почему фтороводород получают в медных, свинцовых или платиновых сосудах, а не в стеклянных или стальных?

9. Почему при получении хлороводорода берут сухой хлорид натрия и концентрированную серную кислоту?

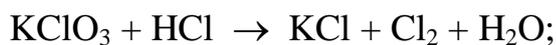
10. Объясните, почему при взаимодействии концентрированной серной кислоты с хлоридом натрия получается чистый хлороводород, а с бромидом и иодидом калия галогенводороды загрязнены свободными галогенами и сернистым газом? Напишите соответствующие уравнения реакций.

11. Сравните величины степеней диссоциации галогенводородных кислот. Почему сила этих кислот в ряду от HF к HI увеличивается? Почему фтороводородная кислота является слабой кислотой?

12. Как изменяется сила кислот в ряду $HOCl$, $HOBr$, HOI ? Напишите уравнения реакций их диссоциации. Можно ли получить эти кислоты в свободном состоянии? Как изменяется окислительное действие этих кислот, если известно, что реакция между гипохлоритом и гипоиодитом протекает по схеме: $NaOCl + NaOI + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + NaIO_3 + HCl$. Уравняйте реакцию, используя ионно-электронную схему.

13. Как изменяется устойчивость в ряду кислот $HClO$ $HClO_2$ $HClO_3$ $HClO_4$? Почему? Как в этом ряду изменяются окислительные и кислотные свойства?

14. При взаимодействии бертолетовой соли с кислотами протекают следующие реакции:



Уравняйте реакции с использованием ионно-электронных схем.

Домашняя работа №14. Тема: Кислород

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Объясните строение молекулы кислорода по методу молекулярных орбиталей.

2. Напишите реакции получения кислорода и озона.

3. Строение молекулы озона. Свойства озона.

4. Какой объем кислорода при нормальных условиях получится, если разложится: а) 25 г хлората калия KClO_3 ; б) 25 г перманганата калия KMnO_4 ?

5. Пробу воздуха объемом 28 л (при 20°C и 750 мм рт.ст.) пропустили через подкисленный раствор иодида калия, при этом выделилось 0.1 г иода. Другую пробу воздуха того же объема при тех же условиях пропустили через слабощелочной раствор иодида калия, при этом образовалось 0.5 г иодата калия KIO_3 . Рассчитайте объемный процент озона в пробах воздуха.

Домашняя работа № 15. Тема: Сера и ее соединения

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Напишите электронные формулы серы, селена, теллура и укажите их характерные степени окисления.

2. С помощью уравнений реакции охарактеризуйте отношение серы, селена, теллура к кислотам и щелочам.

3. Приведите примеры реакций, в которых сера проявляет окислительные, восстановительные свойства.

4. Какие водородные соединения образуют сера, селен, теллур? Как их получают? Каково их строение?

5. Какие молекулы и ионы находятся в равновесии в водном растворе сероводорода? Напишите уравнение реакции.

6. Какие процессы протекают последовательно при пропускании сероводорода в раствор едкого натра и при добавлении едкого натра в насыщенный раствор сероводорода? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

7. Как можно объяснить различное действие соляной кислоты на сульфиды железа и меди? Как можно классифицировать сульфиды металлов по их растворимости в воде и кислотах?

8. Почему при действии сероводорода на раствор сульфата железа(II) наблюдается выпадение осадка серы? Какие свойства проявляет сероводород в этой реакции? Напишите уравнение реакции.

9. Какое свойство проявляет сероводород при взаимодействии с галогенами, с подкисленными растворами перманганата калия и дихромата калия? Напишите уравнения реакций с использованием ионно-электронных схем.

10. Приведите формулы оксидов серы, селена, теллура. К какому классу оксидов они относятся? Приведите формулы и названия соответствующих им гидроксидов.

11. Какие равновесия устанавливаются при растворении сернистого газа в воде? Одинакова ли растворимость сернистого газа в воде и растворах кислот и щелочей? Напишите уравнения реакций.

12. Почему серная кислота является более сильной и более устойчивой кислотой, чем сернистая? Какая из них является более сильным окислителем в водном растворе?

13. Напишите уравнения реакций взаимодействия железа, цинка, меди с разбавленной и концентрированной серной кислотой.

14. Объясните, почему при действии хлора и иода на раствор тиосульфата натрия образуются различные продукты? Напишите уравнения реакций.

15. Водородное соединение элемента подгруппы серы массой 2.43 г занимает при 27°C и 750 мм рт.ст. объем 750 мл. Какой это элемент?

16. Через 300 мл 0.2 М раствора брома пропустили 2 л сернистого газа (н.у.). Обесцветилась ли при этом бромная вода?

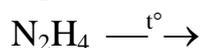
Домашняя работа № 16. Тема: Азот, соединения азота

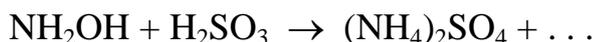
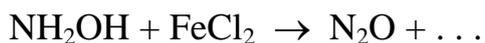
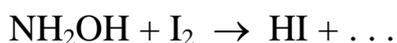
Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Как распределены электроны в молекуле азота по молекулярным орбиталям? Чем можно объяснить малую реакционную способность азота?

2. Как получают азот в лаборатории и в промышленности?

3. Напишите формулы соединений, которые азот образует с водородом. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем следующие реакции:





Какие свойства проявляют гидразин и гидроксилламин в этих реакциях?

4. Какими способами можно получить аммиак в лаборатории? Какое вещество следует брать в качестве осушителя для получения "сухого" газообразного аммиака?

5. Напишите уравнение реакции взаимодействия аммиака с водой. Какие молекулы и ионы существуют в водном растворе аммиака?

6. Напишите уравнения реакций термического разложения следующих солей: NH_4NO_2 , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

7. Напишите формулы всех оксидов азота. Объясните причину димеризации некоторых из них. Какие оксиды азота являются кислотообразующими?

8. Объясните малую устойчивость азотистой кислоты. Какие свойства проявляют азотистая кислота и ее соли? Приведите примеры реакций, в которых нитрит натрия является окислителем, восстановителем.

9. Приведите уравнение реакции получения азотной кислоты в лаборатории. Как азотная кислота будет взаимодействовать с серой, фосфором, медью? Уравнения реакций.

10. Почему действием азотной кислоты можно получить углекислый газ из карбоната натрия и нельзя получить сернистый газ из сульфита натрия? Напишите уравнения реакций.

11. Что называется "царской водкой"? Каково ее действие на золото, платину? Напишите уравнения этих реакций.

12. Рассчитайте pH 0.1 М раствора нитрита натрия.

Домашняя работа № 17. Тема: Фосфор, соединения фосфора

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Какое положение занимает фосфор в периодической системе Д.И. Менделеева? Напишите электронную конфигурацию атома фосфора. Какие орбитали атома фосфора принимают участие в образовании химической связи в следующих соединениях и ионах: PH_3 , PH_4^+ , P_4 , PCl_3 , PF_6^- , PCl_5 , PO_4^{3-} , HPO_3^{2-} ?

2. Какие аллотропные модификации фосфора известны? Каковы условия взаимного превращения модификаций?

3. В виде каких соединений фосфор встречается в природе? Как получают фосфор в свободном виде? Какие еще соединения фосфора можно получить из фосфорита?

4. Напишите уравнения реакций взаимодействия фосфора с азотной кислотой, раствором гидроксида натрия.

5. Какое строение имеет ион фосфония? В каких условиях могут быть получены соли фосфония? Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида фосфония с водой.

6. Напишите уравнение реакции получения фосфорноватистой кислоты из белого фосфора. Каковы ее основность и окислительно-восстановительные свойства? Приведите примеры реакций.

7. Как получают фосфористый ангидрид? Существует ли разница взаимодействия фосфористого ангидрида с холодной и горячей водой? Напишите уравнения реакций.

8. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и объясните, какие свойства проявляет фосфористая кислота в процессах:



9. Какие процессы происходят при гидратации фосфорного ангидрида? Напишите уравнения диссоциации фосфорных кислот и их графические формулы. Какими качественными реакциями можно различить метафосфорную, ортофосфорную, пиррофосфорную кислоты и их соли?

10. Напишите уравнения гидролиза одно-, двух- и трехзамещенных фосфатов натрия. Объясните, почему в этих трех случаях величина водородного показателя (рН) раствора различна.

11. Напишите уравнения реакций, протекающих при нагревании и прокаливании следующих соединений: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

12. К какому классу соединений относятся галогениды фосфора? Напишите уравнения реакций гидролиза треххлористого и пятихлористого фосфора. Как распознать продукты их гидролиза?

13. Для фосфора получены хлориды состава PCl_3 и PCl_5 , а для азота лишь NCl_3 . Чем это объясняется?

Домашняя работа № 18. Тема: Сурьма и висмут

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Какое положение в ряду активности металлов занимают сурьма и висмут? Как относятся сурьма и висмут к кислотам, щелочам? Напишите уравнения реакций.

2. Объясните, почему выпадает осадок оксида сурьмы(III) при сливании раствора хлорида сурьмы(III) с раствором соды при нагревании. Напишите уравнение реакции.

3. Допишите уравнения реакций:



4. Какие вещества образуются при действии воды на хлорид и нитрат висмута? Как готовятся растворы хлорида и нитрата висмута?

5. Как можно получить соединения висмута в высшей степени окисления? Каковы их свойства? Приведите уравнения реакций.

6. Напишите уравнения реакций:



Домашняя работа № 20. Тема: Углерод, соединения углерода

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Напишите электронную конфигурацию атома углерода. Будет ли устойчива молекула углерода состава C_2 (по методу ММО)? Какую кристаллическую решетку образуют атомы углерода в алмазе и графите?

2. Какие орбитали атомов углерода принимают участие в образовании химических связей соединений CF_4 , CO , CO_2 , CO_3^{2-} ?

3. Какое равновесие устанавливается при растворении углекислого газа в воде? Как смещается установившееся равновесие при добавлении растворов щелочей и кислот?

4. Как получают окись углерода в лаборатории и промышленности? Какими свойствами обладает окись углерода и где применяется?

5. Рассчитайте pH 0.1 М раствора карбоната натрия, учитывая гидролиз по первой ступени

Домашняя работа № 21. Тема: Кремний, соединения кремния

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия кремния с кислотами и щелочами.

2. Какие известны водородные соединения кремния, как они получаются?

3. Каким образом можно из двуокиси кремния получить растворимые в воде соединения кремния? Напишите уравнение реакции.

4. Сравните физико-химические свойства (строение, устойчивость, отношение к воде) аналогичных по составу соединений углерода и кремния



Объясните различие их свойств.

Домашняя работа № 22. Тема: Соединения олова и свинца

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Какое положение в ряду активности металлов занимают олово и свинец? Как реагируют олово и свинец с кислотами и щелочами? Напишите уравнения реакций.

2. Чем отличаются структуры α -оловяной и β -оловяной кислот? Как осуществить превращение α -оловяной кислоты в β -оловяную и наоборот?

3. Кислотные или основные свойства преобладают у гидроксида олова(II), у гидроксида олова(IV)? Напишите уравнения реакций, подтверждающих эти свойства.

4. Какое из двух соединений, SnCl_2 или SnCl_4 , гидролизуется сильнее? Напишите уравнения реакций их гидролиза.

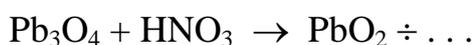
5. Напишите уравнения реакций:



6. Сульфид олова(IV) может быть растворен в односернистом аммонии, в соляной кислоте и в щелочи. Напишите уравнения реакций. Какие свойства проявляет сульфид олова(IV) в этих реакциях?

7. Для свинца известны четыре оксида PbO , Pb_3O_4 , Pb_2O_3 и PbO_2 . Как они называются? Какую степень окисления проявляет свинец в этих соединениях?

8. Допишите следующие уравнения реакций и подберите коэффициенты:



9. Какой из гидроксидов обладает более сильными основными свойствами, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ или $\text{Pb}(\text{OH})_2$? Почему?

10. Какая из солей, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, Na_2PbO_2 или Na_2SnO_2 , гидролизуется сильнее? Почему?

Домашняя работа № 23. Тема: Бор и его соединения

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Молекула B_2 парамагнитна, постройте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей для этой молекулы. Какая кратность связи в молекуле бора?

2. В виде каких соединений бор встречается в природе? Как получают бор в свободном состоянии?

3. Напишите уравнения реакций, которые могут происходить при нагревании смеси Mg и B_2O_3 . Как выделить бор из продуктов этого взаимодействия?

4. Какой состав и строение имеет простейший боран? Напишите уравнение реакции его получения.

5. Как можно получить борный ангидрид? Какое вещество образуется при растворении его в воде?

6. Напишите уравнение реакции нейтрализации борной кислоты.

7. Напишите уравнение реакции получения этилового эфира борной кислоты. Изобразите графическую формулу этого соединения.

8. Напишите уравнение гидролиза тетрабората натрия.

9. Что называется "перлом буры"? Как его получают? Напишите уравнение реакции образования "перла буры" из буры и нитрата кобальта.

10. Напишите уравнение реакции получения пербората натрия из метабората натрия. Где используются перекисные соединения бора?

Домашняя работа №2 4. Тема: Алюминий

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. В виде каких соединений алюминий встречается в природе? Как получают металлический алюминий в промышленности?

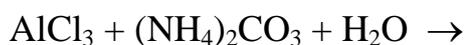
2. Охарактеризуйте с помощью уравнений реакций отношение алюминия к воде, кислотам, щелочам.

3. Напишите уравнения реакций получения из оксида алюминия следующих соединений: алюмината натрия, хлорида алюминия, алюмокалиевых квасцов.

4. Какое из веществ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или NaOH следует взять для полного осаждения гидроксида алюминия? Почему? Напишите уравнения реакций.

5. Как изменяется окраска индикаторов (лакмус) в растворах сульфата алюминия, алюмината натрия? Какое из этих соединений гидролизуется сильнее и почему?

6. Напишите уравнения реакций:



Домашняя работа № 25. Тема: Элементы III (B)

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Составить электронные конфигурации для атомов и ионов следующих элементов: а) лантана, гадолиния, лютеция; б) церия (+3), неодима (+3).

2. Записать взаимодействие скандия, иттрия, лантана и актиния с водой и кислотами.

3. Сравнить гидролизуемость солей:



4. Составить формулы комплексных соединений скандия с фторид-, оксалат- и сульфат-ионами.

5. Записать формулы основных и амфотерных гидроксидов 4f-элементов. Подтвердить свойства уравнениями реакций.

6. Записать уравнение реакции получения и термического разложения оксалата лантана. Составить уравнение растворения оксалата лантана в избытке щавелевой кислоты.

7. Какие реакции протекают при взаимодействии $\text{CeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ с кислотами и щелочами?

8. Масса колбы с газообразным фторидом урана равна 45.2 г, масса той же колбы с кислородом - 13.2 г, а с воздухом - 12.9 г. Установить формулу фторида урана.

9. Какие актиноиды, тяжелые или легкие, ближе по свойствам к лантаноидам? Почему?

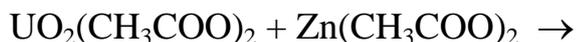
10. Составить уравнения реакций взаимодействия урана со фтором, хлором, водородом, кислородом, водой, соляной и азотной кислотами. Какую степень окисления имеет уран в полученных соединениях?

11. Написать уравнение реакции взаимодействия оксида урана(VI) с азотной кислотой и водой. Какой катион образуется? Какое у него строение?

12. Соли уранила можно получить из гидроксида уранила (диоксоурана(VI)). Написать уравнения реакций.

13. Ион уранила существует в растворе в гидратированной форме $[\text{UO}_2(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и построен в виде гексагональной бипирамиды. Нарисовать строение этой частицы. В нитрате часть воды замещена на бидентатные нитратные группы. Нарисовать строение частицы $[\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2]^0$.

14. Составить уравнения реакций получения комплексных солей уранила:



15. Образование желтого осадка натрий-цинкуранилацетата используется для определения ионов натрия. Составить уравнение реакции взаимодействия триацетатоуранато(VI) цинка с хлоридом натрия.

16. Написать уравнение реакции получения диураната аммония из нитрата аммония и аммиака. По составу диуранат-анион напоминает дихромат-ион. Написать уравнение реакции взаимодействия диураната аммония с разбавленной соляной кислотой и уравнение реакции разложения его при нагревании.

17. Соединения урана(IV) окрашены в зеленый цвет и получают при восстановлении солей уранила цинком в сернокислотном растворе. Написать уравнение реакции.

18. Гидроксид урана(IV) и фторид урана(IV) нерастворимы в воде. Написать уравнения реакций их получения из сульфата урана(IV).

19. Сульфат урана(IV) обесцвечивает подкисленный раствор перманганата калия. О каких свойствах соединений урана(IV) это говорит? Написать уравнение реакции.

20. Как можно получить хлорид урана(III)? Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает это соединение?

21. Одним из важнейших оксидов урана является U_3O_8 . Как еще можно представить его формулу? В каких степенях окисления содержится в этом оксиде уран?

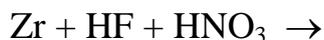
Домашняя работа № 26. Тема: Элементы IV (Б)

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

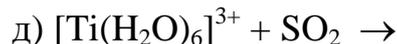
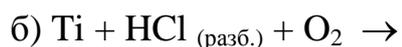
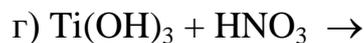
1. Отношение элементов подгруппы титана к кислотам и щелочам.
2. Получение и свойства титановой кислоты.
3. Написать уравнения реакций получения и гидролиза солей TiCl_4 , Na_2TiO_3 .
4. Соединения титана в низших степенях окисления. Получение и свойства.

5. Какая масса титаната калия получится при сплавлении смеси, состоящей из диоксида титана массой 1 г и карбоната калия массой 10 г, если выход продукта реакции 70%?

6. Написать уравнения реакций:



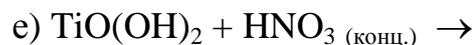
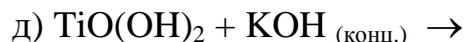
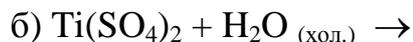
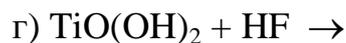
7. Составить уравнения следующих реакций:



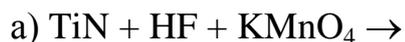
8. Может ли катион титана(III) взаимодействовать с катионом железа(III), дихромат-ионом и хлорат-ионом? Составить уравнения реакций.

9. Составить координационные формулы трех гидратных изомеров состава $\text{TiCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Предложить химический метод идентификации лигандов, входящих в состав внутренней сферы изомерных комплексных соединений.

10. Составить уравнения следующих реакций:



11. Известно большое число бинарных соединений титана - нитридов, фосфидов, карбидов, среди которых наиболее подробно изучены TiN, TiP, TiC. Составить уравнения реакций с их участием:



12. Цирконий и гафний переводятся в раствор только под действием смесей $\text{HCl} + \text{HNO}_3$ и $\text{HF} + \text{HNO}_3$. Что произойдет при нейтрализации полученных растворов концентрированным раствором щелочи? Написать уравнения реакций.

13. Написать уравнение реакции, отражающее поведение раствора хлорида циркония(III) при стоянии на воздухе.

14. Цирконий в степени окисления +4 склонен к образованию ацидокомплексов. Привести примеры таких ацидокомплексов. Чему равно координационное число центрального атома в таких комплексах?

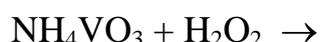
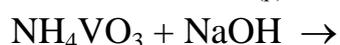
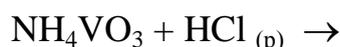
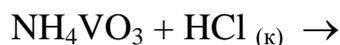
15. В кристаллической решетке $\text{ZrOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ обнаружены комплексные ионы $[\text{Zr}_4(\text{H}_2\text{O})_{16}(\text{OH})_8]^{8+}$. Изобразить геометрическое строение такого катиона, зная, что атомы циркония(IV) образуют квадрат и связаны попарно двумя мостиковыми гидроксолигандами.

Домашняя работа № 27. Тема: Элементы V (Б)

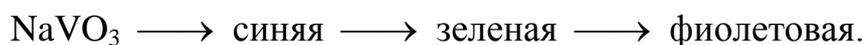
Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

1. Какой объем раствора с массовой долей карбоната натрия 10% ($\rho_{\text{р-ра}} = 1.05$ г/мл) необходимо приготовить для реакции с оксидом ванадия(V) массой 1 г, если соотношение реагентов 1.2:1? Какая масса ванадата аммония может быть получена при взаимодействии полученного раствора с раствором хлорида аммония, если выход продукта реакции 60%?

2. Закончить уравнения реакции:



3. Написать уравнения реакций, соответствующих изменению окраски:



↓

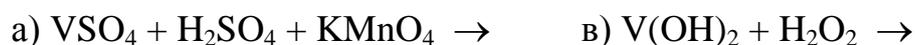
красная

4. Закончить уравнения реакций:



5. По правилу Сиджвика определить состав карбонильного комплекса ванадия. Будет ли он диамагнитным или парамагнитным? Объяснить, почему этот комплекс легко реагирует с калием с образованием однозарядного аниона.

6. Составить уравнения реакций:



Какие химические свойства ванадия(II) отражают эти реакции?

7. Относительно устойчивые в водном растворе катионы оксованадия(IV) могут быть восстановлены до катионов гексаакваванадия(III) иодоводородом. Написать уравнение реакции. Предложить другие подходящие восстановители для катиона ванадила.

8. Известно, что ванадий не образует высшего хлорида. Дать объяснение этому факту. При составлении ответа примите во внимание, что хлорид ванадия(IV) образуется только в безводных условиях. Почему? Привести примеры реакций его получения. Написать уравнение реакции разложения

хлорида ванадия(IV) при температуре кипения. Каков тип связи в низших хлоридах ванадия VCl_3 и VCl_2 ?

Домашняя работа № 28. Тема: Элементы VI (Б)

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций

1. Выписать из справочника формулы основных минералов хрома. Предложить способы "вскрытия" этих минералов. Какие еще технически ценные металлы в них содержатся?

2. Охарактеризовать уравнениями реакций отношение элементов подгруппы хрома к кислотам и щелочам.

3. Привести уравнения реакций получения всех оксидов хрома и их взаимодействия со следующими веществами: а) хлороводородной кислотой; б) концентрированной азотной кислотой; в) гидроксидом натрия (в растворе, при сплавлении).

4. Рассчитать массу оксида хрома(III) и пиросульфата калия, необходимую для получения сульфата хрома массой 6 г, если выход продукта реакции 80%.

5. Написать уравнение реакции сплавления оксида хрома(III) с гидроксидом натрия.

6. Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерные свойства гидроксида хрома(III).

7. Используя уравнения реакций, описать, как изменяются свойства оксидов в ряду: $CrO — Cr_2O_3 — CrO_3$. Почему?

8. Рассчитать pH 0.1 М раствора сульфата хрома(III), учитывая его гидролиз по I ступени.

9. Написать уравнения реакций взаимодействия иодида калия с дихроматом калия в кислой и нейтральной средах.

10. Написать уравнение реакции взаимодействия хромата калия с сульфидом калия в щелочной среде.

11. К раствору сульфата хрома(III) добавляют раствор сульфида аммония до прекращения образования осадка и выделения газа. Написать уравнение реакции. Указать окраску конечного раствора, цвет и состав осадка, свойства выделившегося газа. Предложить способы идентификации вещества в осадке и выделившегося газа.

12. Составить координационные формулы и названия всех возможных комплексных соединений состава $CrCl_3 \cdot nH_2O$, где $n = 3$ или 6. Какие из них будут гидратными изомерами?

13. Указать различия в строении и химической связи в комплексах хрома(III): $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ и $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_4]^-$; $[\text{Cr}(\text{En})_3]^{3+}$ и $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$.

14. Дихромат калия в сернокислом водном растворе обрабатывают этанолом при нагревании, полученную смечь охлаждают. Какое вещество кристаллизуется из раствора при упаривании? Написать уравнение реакции.

15. Составить уравнения реакций, протекающих при переводе в раствор молибдена действием смеси фтороводородной и концентрированной азотной кислот и вольфрама сплавлением с пероксидом натрия или со смесью нитрата и гидроксида калия.

16. Написать уравнение реакции образования молибденовой сини (взяв в качестве одного из составляющих ее оксид Mo_4O_{11}) действием сероводорода на подкисленный раствор молибдата аммония.

Домашняя работа № 29. Тема: Элементы VII (Б)

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций

1. Привести формулы не менее трех распространенных минералов марганца. Предложить способы химического растворения ("вскрытия") этих минералов.

2. Привести формулы всех известных оксидов марганца и способы их получения. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов с возрастанием степени окисления марганца? Написать уравнения реакций взаимодействия оксидов марганца с хлороводородной кислотой.

3. Написать уравнения реакций взаимодействия перманганата калия с сульфитом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

4. Какой объем кислорода при 20°C и 760 мм ртутного столба образуется при термическом разложении перманганата калия массой 20 г, если выход продукта реакции 90%?

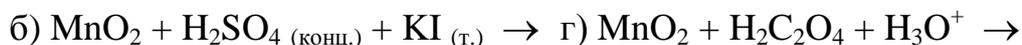
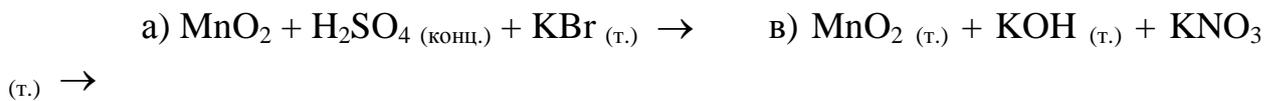
5. Какой объем раствора с массовой долей аммиака 25% ($\rho_{\text{р-ра}} = 0.91 \text{ г/мл}$) необходимо добавить к 100 мл 0.1 н раствора сульфита марганца(II), чтобы выпал осадок?

6. Вычислить нормальность 0.1 М раствора перманганата калия, используемого для окисления сульфида натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

7. Написать уравнение реакции получения гидроксида марганца(II). Каков кислотно-основной характер этого соединения? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

8. Предложить способы получения кристаллогидрата $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, исходя из реагентов: а) KMnO_4 ; б) K_2MnO_4 ; в) MnO_2 ; г) Mn . Ответы подтвердить уравнениями реакций.

9. Составить уравнения следующих реакций:



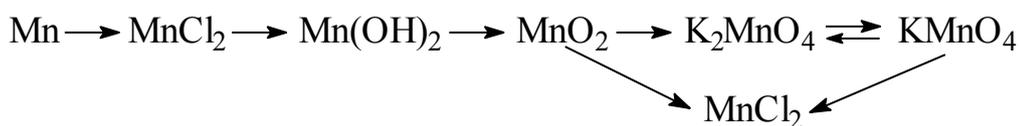
10. С позиций метода валентных связей и теории кристаллического поля рассмотреть геометрическое и электронное строение ионов MnO_4^- , MnO_4^{2-} , MnO_4^{3-} . Указать окраску этих ионов. Обладают ли они магнитным моментом?

11. Перманганат калия в сильнощелочном растворе постепенно превращается вначале в манганат калия, а затем в оксид марганца(IV) с одновременным выделением газа. Составить уравнения происходящих при этом реакций.

12. Требуется обесцветить раствор, содержащий небольшое количество перманганата калия, но так, чтобы не происходило выпадение осадка. Предложить возможные пути решения этой задачи. Написать уравнения реакций.

13. В одну пробирку помещена навеска стружки марганца, в другую - рения. В обе пробирки добавлен концентрированный раствор пероксида водорода. Написать уравнения происходящих реакций.

14. Осуществить ряд превращений:



Домашняя работа № 30. Тема: Элементы триады железа

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций

1. Привести все возможные доводы целесообразности изучения химических свойств элементов VIII Б группы по следующей схеме: Fe-Co-Ni; Ru-Os; Rh-Ir; Pd-Pt. Указать преимущества и недостатки схем изучения химических свойств по трем вертикальным рядам Fe-Ru-Os, Co-Rh-Ir, Ni-Pd-Pt и по триадам Fe-Co-Ni, Ru-Rh-Pd, Os-Ir-Pt.

2. Изменение устойчивых степеней окисления элементов VIII Б подгруппы по горизонтальным и вертикальным рядам.

3. В каких условиях стабилизируется для кобальта и никеля степень окисления +3?

4. Распространенность элементов VIII Б подгруппы в природе и наиболее характерные минералы.

5. Отношение элементов VIII Б подгруппы к кислотам и щелочам.

6. Сделать вывод об изменении восстановительной способности гидроксидов $M(OH)_2$ для $M = Fe, Co, Ni$ и о возможности их самопроизвольного окисления кислородом воздуха.

7. Изменение устойчивости и кислотно-основных свойств оксидов в ряду $Fe_2O_3 — Co_2O_3 — Ni_2O_3$.

8. Подобрать окислители, подходящие для перехода $M(OH)_2 \rightarrow Me(OH)_3$, где $M = Fe, Co, Ni$. Написать уравнения реакций.

9. Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерность оксида и гидроксида железа(III).

10. Не проводя расчеты, указать, какова среда 0.1 М растворов перхлоратов железа(II), кобальта(II), никеля(II). Для какого из растворов значение рН будет выше? Написать уравнения реакций.

11. Написать уравнения реакций, с помощью которых минерал пирит можно перевести в следующие вещества: а) сульфат железа(II); б) оксид железа(III); в) оксид железа(II); г) сульфат железа(III); д) нитрат железа(III).

12. Предложить способ получения нитрата железа(II). Почему получение этого вещества является трудной химико-технологической задачей?

13. Составить уравнения следующих реакций:

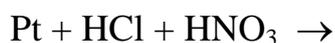


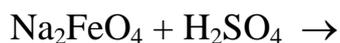
14. В двух пробирках имеется приготовленный заранее раствор сульфата железа(II). В первую пробирку добавляют три капли раствора тиоцианата аммония, а во вторую - сначала избыток хлорной воды, а затем три капли раствора тиоцианата аммония. Указать, какую окраску принимают оба конечных раствора. Объяснить, почему интенсивность окраски в одной из пробирок больше. Написать уравнения реакций.

15. Написать уравнения реакций, протекающих на железном катоде и никелевом аноде при электролизе раствора сульфата никеля(II). С какой целью железные изделия покрывают никелем?

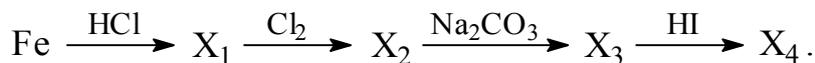
16. Имеется смесь железа, меди, платины. Путем обработки кислотами разделить эту смесь и выделить металлы в индивидуальном состоянии.

17. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:





18. Осуществить ряд превращений:



19. Известно, что оксид осмия(VIII) реагирует с водой, при этом раствор не становится заметно кислым или щелочным. В виде каких частиц осмий(VIII) находится в этом растворе? Объяснить, почему в присутствии избытка щелочи протекает реакция нейтрализации.

20. При растворении в воде гексагидроксоплатината(IV) натрия среда становится щелочной. Написать уравнение реакции.

21. Составить уравнения реакций термического разложения:
а) гексахлороплатината(IV) аммония; б) сульфата пентаакванитрозилий железа(I); в) тетракарбонилгидрокобальта; г) дицианотетраакваникеля; д) тетраоксорутената(VI) аммония.

Домашняя работа № 31. Тема: Элементы подгруппы меди

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций

1. Степени окисления, проявляемые элементами подгруппы меди в химических соединениях. Какие из них устойчивы? Какие проявляют восстановительные, окислительные свойства?

2. Почему электроны (n-1)d-орбитали у элементов подгруппы меди могут участвовать в образовании химической связи?

3. Отношение элементов подгруппы меди к кислотам и щелочам.

4. Характер оксидов и гидроксидов элементов подгруппы меди в различных степенях окисления. Устойчивость оксидов и гидроксидов при обычной температуре и при нагревании.

5. Написать уравнение реакции взаимодействия оксида меди(III) с соляной кислотой.

6. Привести примеры соединений меди(I), серебра(I) и золота(I). Сравнить их устойчивость.

7. Какие из металлов I Б группы и в каких условиях реагируют: а) с кислородом; б) с галогенами; в) с серой. Написать уравнения реакций.

8. Привести названия наиболее распространенных сплавов меди, указать их химический состав. Какими химическими методами можно перевести в раствор эти сплавы? Написать уравнения реакций.

9. Составить уравнения реакций:

Домашняя работа № 32. Тема: Элементы подгруппы цинка

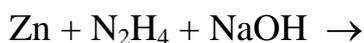
Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций

1. Какие меры предосторожности и почему необходимо соблюдать при работе со ртутью и ее соединениями? Какие из перечисленных мер можно и следует предпринимать, если в помещении разлита ртуть:

- а) собрать капельки ртути медной пластинкой, смоченной азотной кислотой;
- б) засыпать порошкообразной серой;
- в) залить раствором хлорида железа(III);
- г) обработать раствором перманганата калия;
- д) засыпать содой;
- е) залить водой.

Написать уравнения соответствующих реакций.

2. Составить уравнения реакций:



3. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов в ряду элементов подгруппы цинка? Написать уравнения соответствующих реакций.

4. Как и почему изменяется устойчивость в ряду гидроксидов $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — $\text{Hg}(\text{OH})_2$?

5. Аналогичны ли по своему составу продукты, образующиеся при пропускании аммиака в растворы хлоридов $\text{Zn}(\text{II})$, $\text{Cd}(\text{II})$ и $\text{Hg}(\text{II})$? Написать уравнения соответствующих реакций.

6. При получении в лаборатории водорода взаимодействием технического цинка с разбавленной серной кислотой основными газообразными примесями будут арсин, сероводород и диоксид серы. Предложить способы очистки водорода от этих примесей. Написать уравнения реакций.

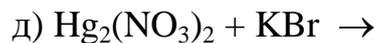
7. К водному раствору, содержащему катионы тетрааквацинка(II), добавляют по каплям избыточное количество раствора щелочи. Какие видимые изменения будут наблюдаться в этой системе? Написать уравнения реакций.

8. Тетрагидроксоцинкат(II) калия растворяют в воде и добавляют разбавленную серную кислоту (по каплям до избытка ионов H_3O^+). Что будет наблюдаться в этом опыте? Почему при растворении исходной соли в воде может выпасть осадок? Написать уравнения реакций.

9. Почему сульфид цинка(II) имеет белую окраску, а сульфиды кадмия(II) и ртути(II) окрашены?

10. Смесь цинка и сульфида цинка обрабатывают концентрированной азотной кислотой. Какие продукты будут преобладать в реакционной смеси? Написать уравнения реакций.

11. Составить уравнения реакций:



12. Предложить наиболее простой способ выделения ртути из амальгамы, содержащей серебро и золото.

13. Почему хлорид ртути(II) значительно лучше растворим в бензоле, чем хлорид цинка(II)? В ответе сопоставить тип химической связи в этих веществах.

14. Что такое реактив Несслера и где он применяется? Написать уравнение реакции.

15. Смесь массой 17.7 г, состоящую из кремния, цинка и железа, обработали раствором гидроксида натрия, при этом выделился газ объемом 6.72 л (н.у.). При действии на то же количество смеси избытка соляной кислоты выделился газ объемом 5.6 л (н.у.). Определите массы компонентов смеси.

16. Газы, полученные при термическом разложении смеси нитратов натрия и меди(II) общей массой 27.25 г, пропустили через воду объемом 115 мл. При этом 1.12 л газа не поглотилось. Определите массовые доли веществ в исходной смеси и массовую долю вещества в растворе, полученном после поглощения газов.

17. Имеется смесь металлов Zn, Fe, Cu, Au. Как разделить эти металлы и выделить каждый из них в чистом виде? Написать уравнения реакций.

Домашние контрольные работы по химии элементов:

Элементы I группы главной подгруппы

Вариант 1

1. Чем объяснить, что многие характеристики атомов и ионов, а также ряд свойств металлов довольно резко изменяются от лития к натрию?

2. В чем проявляется отличие химии лития от химии остальных щелочных металлов? Приведите примеры.

3. Можно ли чисто химическим путем получить щелочные металлы в свободном состоянии из их соединений? Запишите уравнения реакций.

4. Напишите уравнения всех реакций, протекающих при хранении металлических лития и калия на воздухе при комнатной температуре.

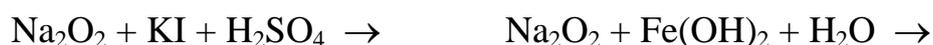
5. Почему щелочные металлы не применяются для восстановления менее активных металлов из водных растворов их солей?

6. Охарактеризуйте особенности структуры и свойств гидридов щелочных металлов. Приведите примеры характерных реакций.

7. Как можно получить оксиды лития, натрия и калия? В каком случае можно использовать реакцию прямого окисления металла кислородом?

8. На чем основано использование пероксидов щелочных металлов для регенерации кислорода в замкнутых системах, в которых накапливается углекислый газ?

9. Закончите уравнения реакций:



10. Каков химический состав соды каустической, кристаллической, кальцинированной, питьевой?

11. Приведите уравнения реакций получения карбоната натрия из сульфата натрия.

12. Как относятся к нагреванию карбонаты и гидрокарбонаты калия и натрия?

13. Какие соединения щелочных металлов применяются для осушки газов?

14. Через водный раствор гидроксида калия барботируют следующие газы: диоксид серы, селеноводород, бромоводород, смесь иодоводорода и диioda. Какие частицы (молекулы, ионы) образуются в результате протекающих реакций при недостатке и избытке реагентов?

Вариант 2

1. Что служит основанием для деления s-элементов группы на литий, натрий, калий и остальные элементы?

2. Чем обусловлено сходство лития и магния и в чем оно проявляется?

3. Какие условия должны обязательно соблюдаться при электролитическом получении щелочных металлов? Приведите уравнение получения натрия методом электролиза.

4. Насколько обоснован вопрос о том, какой из щелочных металлов наиболее активен? Сравните положение лития и цезия в ряду активности металлов и их отношение к воде, кислороду, азоту.

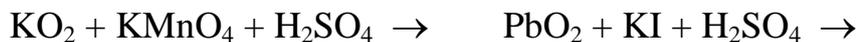
5. При взаимодействии сплава рубидия с другим щелочным металлом массой 4.6 г с водой образуется водород объемом 2.24 л (при н.у.). Какой щелочной металл был взят?

6. Как получить гидрид лития из оксида лития? Каковы его свойства?

7. Какие ионы находятся в узлах кристаллической решетки пероксидов Na_2O_2 и KO_2 ; озонида KO_3 ? Как получить эти соединения? Каковы их свойства?

8. Для окисления веществ при повышенных температурах используется окислительная смесь пероксида и карбоната натрия (1:1). Какова роль каждого из компонентов смеси?

9. Закончите уравнения реакций:



10. Предложите методику перевода в водном растворе хлорида калия в сульфат калия и сульфата калия в хлорид калия, по которой из раствора в каждом случае можно было бы выделить кристаллы чистого вещества.

11. Как в технике получают поташ? Почему его нельзя получать способом, аналогичным аммиачному способу получения соды?

12. Как без нагревания гидрокарбонат калия перевести в карбонат?

13. Какие газы можно осушить, применяя твердый гидроксид натрия?

14. Через водный раствор гидроксида натрия пропускают следующие газообразные вещества: хлор, хлороводород, сероводород, диоксид углерода. Напишите уравнения протекающих реакций и назовите все образующиеся частицы (молекулы и ионы).

Элементы II группы главной подгруппы

Вариант 1

1. К каким из s-элементов II группы относится следующая характеристика: элементы входят в состав соединений в виде двухзарядных катионов; у элементов слабо выражена способность к комплексообразованию; металлы химически активны; элемент в газообразном состоянии не образует молекул; элемент образует устойчивые пероксиды; при растворении в воде оксидов образуются щелочи; гидриды элемента имеют ионную структуру?

2. Какой из металлов IIА группы является наиболее сильным восстановителем в реакциях: с кислородом, с водой?

3. Почему ион Be^{2+} является лучшим комплексообразователем, чем ионы остальных s-элементов II группы? Приведите примеры комплексных соединений бериллия.

4. Составьте уравнения реакций между магнием и следующими веществами: а) разбавленная серная кислота; б) разбавленная азотная кислота; в) сульфат аммония (раствор).

5. Напишите схему электролиза расплава бромида стронция. Какие электроды можно использовать при этом?

6. Объясните, почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлорида кальция осадок CaCO_3 не выпадает, а при пропускании диоксида углерода через раствор гидроксида кальция - выпадает.

7. В три пробирки, содержащие равные объемы растворов CaCl_2 , SrCl_2 и BaCl_2 одинаковой молярности, добавляют раствор Na_2CO_3 . В какой пробирке осадок появится при наименьшем (наибольшем) объеме введенного раствора Na_2CO_3 ? Выпадут ли в итоге и при каких условиях осадки во всех пробирках?

8. Объясните, почему хромат стронция реагирует с уксусной кислотой, а хромат бария не реагирует. Почему оба хромата реагируют с хлороводородной кислотой?

9. Чем отличаются по структуре гидриды бериллия и магния от гидридов щелочноземельных металлов? Как эти различия сказываются на химических свойствах гидридов?

10. Как и почему изменяются термическая устойчивость, растворимость и кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов бериллия-бария?

11. Каков состав имеет натронная известь? Какие из перечисленных газов ею можно сушить: Cl_2 , SO_2 , O_2 , H_2 , H_2S , NH_3 , CH_4 ?

Вариант 2

1. В чем проявляется отличие химии бериллия от химии остальных элементов подгруппы, сходство химии бериллия и химии алюминия? Чем объясняются особенности химии бериллия?

2. Объясните, почему магний не взаимодействует с водой при комнатной температуре, но реагирует при нагревании; почему магний может растворяться в водном растворе хлорида аммония?

3. Почему гибридизация атомных орбиталей бериллия в его соединениях никогда не осуществляется по типу sp^3d^2 ? Укажите типы гибридизации атомных орбиталей и геометрию ионов: $[\text{BeF}_4]^{2-}$; $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$; $[\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

4. Для получения кальция прокаливают карбонат кальция в смеси с алюминием. Укажите способ разделения образующихся продуктов.

5. Почему гидроксид магния реагирует с сульфатом аммония в растворе, а гидроксид бериллия нет?

6. Какие продукты образуются при барботировании через раствор гидроксида бария следующих газов: диоксида углерода, сероводорода, иодоводорода, хлора? Составьте уравнения реакций.

7. Укажите различия в протекании реакций гидролиза следующих соединений: BaS , Be_2C , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$, CaC_2 .

8. В лаборатории оказались без этикеток банки с нитратами стронция и бария. Предложите способы идентификации каждой соли (выбор реактивов не ограничен).

9. В каких условиях, в газовой или твердой фазе, в водном или неводном растворе, возможна следующая реакция $\text{BeCl}_2 + 2\text{LiH} \rightarrow \text{BeH}_2 + 2\text{LiCl}$?

10. Можно ли для получения гидроксидов каждого из s-элементов II группы использовать обменные реакции в растворе, действуя при этом щелочами или аммиаком на их соли?

11. Какие различия в свойствах соединений магния и бериллия используются для разделения: $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$; BeCO_3 и MgCO_3 ; BeF_2 и MgF_2 ? Напишите уравнения реакций.

Элементы III группы главной подгруппы

Вариант 1

1. Как объяснить резкое изменение свойств элементов при переходе от бора к алюминию? Какие факты можно использовать для иллюстрации сходства химии бора и алюминия?

2. С какими кислотами взаимодействует алюминий? Почему алюминий растворяется в концентрированном растворе карбоната натрия? Напишите уравнения реакций.

3. Охарактеризуйте отношение элементов подгруппы галлия к кислотам и щелочам.

4. Имеются два газа – А и Б, молекулы которых трехатомны и состоят из атомов только двух элементов. При добавлении каждого из них к раствору алюмината калия выпадает осадок. Предложите возможные формулы А и Б и напишите уравнения происходящих реакций.

5. Обсудите возможность взаимодействия между следующими веществами:

а) оксидом алюминия и карбонатом калия;

б) бромидом алюминия и диэтиламинол;

в) нитратом алюминия и железом.

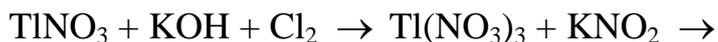
Напишите уравнения реакций.

6. Объясните образование мостиковых связей В–Н–В в диборане. Составьте уравнение реакции между дибораном и водой.

7. Составьте уравнения реакций гидролиза трихлорида и трифторида бора. Укажите все возможные продукты этих реакций.

8. Напишите уравнения реакций взаимодействия монофосфида алюминия: с горячей водой, с хлороводородной кислотой, с азотной кислотой, с гидроксидом натрия.

9. Составьте уравнения следующих реакций в растворе:



10. Проанализируйте возможность применения к полиборным кислотам следующих характеристик: полимерные кислоты, конденсированные кислоты, изополикислоты, многоядерные комплексы.

11. Какой тип гибридизации атомных орбиталей характерен для бора в ионах $(\text{BO}_2)_n^{n-}$; $(\text{BO}_2)_3^{3-}$; $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$?

12. Приведите примеры следующих соединений бора: борида, борана, бората, пербората, борила.

13. Расположите в ряд по склонности к гидролизу соли: TlCl , $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ga}(\text{CH}_3\text{COO})_3$. Напишите ионные уравнения гидролиза.

14. Закончите уравнения реакций:



Вариант 2

1. Какие факты можно использовать для иллюстрации сходства химии бора и кремния: склонность атомов обоих элементов к образованию полярных связей; способность атомов к образованию фторидных комплексов; сходство типов (ионные, ковалентные, внедрения) боридов и силицидов; высокая устойчивость соединений со связями Э-О-Э и низкая со связями Э-Э; способность оксидов существовать в стеклообразном состоянии; кислотный характер гидроксидов; склонность гидроксидов к полимеризации; существование боратов и силикатов разного состава; одинаковый процесс гидролиза галогенидов; существование гидридов одинакового состава $\text{Э}_2\text{H}_6$; Низкая устойчивость гидридов; восстановительные свойства гидридов.

2. В четыре пробирки, содержащие соответственно разбавленную серную кислоту, очень разбавленную азотную кислоту, концентрированный раствор хлорида аммония и концентрированный раствор щелочи, вносят порошкообразный алюминий. Напишите уравнения происходящих реакций.

3. Для растворения сплава магния с алюминием массой 1.26 г использован раствор объемом 35 мл (плотность раствора 1.14 г/мл) с массовой долей H_2SO_4 19.6%. Избыток кислоты вступил в реакцию с раствором объемом 28.6 мл с концентрацией гидрокарбоната калия 1.4 моль/л. Определите массовые доли металлов в сплаве и объем газа при 20°C и 101.3 кПа, выделившийся при растворении сплава.

4. Объясните, почему различный порядок прибавления реактивов (гидроксид натрия и сульфат алюминия) по каплям приводит к разному характеру наблюдаемых изменений. Напишите уравнения реакций.

5. Определите состав и массу твердого остатка, полученного при прокаливании осадка, образовавшегося при сливании по 25 г растворов хлорида алюминия и гидроксида натрия с массовой долей каждого вещества 8%.

6. Тетрагидридоборат (III) натрия вносят в горячую воду, при этом наблюдают выпадение осадка и выделение газа. Установлено, что выделение газа уменьшается (до почти полного прекращения) при увеличении щелочности среды; при подкислении реакция с выделением газа возобновляется. Объясните результаты опыта, напишите уравнения реакций.

7. Укажите, как образуется химическая связь в аддукте трифторида бора с аммиаком $\text{BF}_3 \cdot \text{NH}_3$. Составьте координационную сферу и систематическое название этого соединения.

8. Укажите тип реакций, протекающих между реагентами: а) тетрагидридоалюминатом (III) лития и водой; б) тетрагидридогаллатом (III) натрия и хлороводородной кислотой. Почему эти реакции необратимы?

9. Какие из веществ (уголь, водород, магний, алюминий) можно использовать в качестве восстановителя при получении бора из борной кислоты? Почему таким путем трудно получить чистый бор?

10. Сравните способность бора и кремния образовывать изополикислоты. Чем объяснить такую способность этих элементов?

11. Какие ионы могут находиться в разбавленном растворе тетрабората натрия? Ответ обоснуйте.

12. Напишите уравнения следующих реакций:

а) азотная кислота вводится в разбавленный раствор буры;

б) трифторид бора пропускается через раствор карбоната натрия;

в) прокаливается смесь дифторида кальция, оксида бора и ортофосфорной кислоты.

13. Рассмотрите закономерности в изменении основных свойств в ряду гидроксидов $\text{Ga}(\text{OH})_3$ - $\text{Tl}(\text{OH})_3$. В чем проявляются амфотерные свойства гидроксидов этого ряда?

14. Закончите уравнения реакций:



Элементы IV группы главной подгруппы

Вариант 1

1. Уравняйте реакции:



2. Закончите уравнение реакции, используемое для получения CO в лаборатории:



3. Закончите уравнение реакции:



4. Напишите уравнение реакции, используемой в промышленном производстве цианидов: сплавление цианамид кальция с углем и содой.

5. В каком направлении и почему будет происходить смещение равновесия при насыщении оксидом углерода(IV) водного раствора Na_2SiO_3 .

6. Как отделить SnS от SnS_2 ? Напишите уравнение реакции.

7. Напишите уравнения последовательных реакций, с помощью которых можно превратить GeO_2 в гексафторогерманат калия.

8. Закончите уравнения реакций:



9. Сравнить химические свойства углерода и кремния на примере отношения этих веществ к концентрированным HNO_3 , H_2SO_4 , KOH .

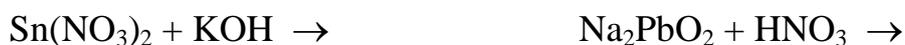
10. Какие химические реакции лежат в основе промышленных методов получения мышьяка и свинца?

11. Почему свинец, стоящий в ряду напряжений левее водорода, практически не растворяется в таких разбавленных сильных кислотах, как соляная, бромоводородная, серная? Как влияет повышение концентрации этих кислот на процесс растворения?

12. Предложите методы разделения угарного газа и водорода.

13. Дисульфид олова растворяется в растворе сульфида натрия, в концентрированной соляной кислоте, в растворе гидроксида калия. Однотипны ли по химизму протекающие при этом процессы?

14. Закончите уравнения реакций (кислота и щелочь берутся с некоторым избытком):

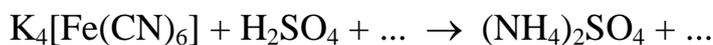


Вариант 2

1. Уравняйте реакции:



2. Закончите уравнение реакции, используемое для получения СО в лаборатории:



3. Закончите уравнение реакции:



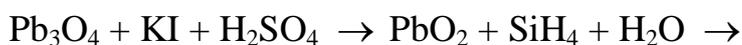
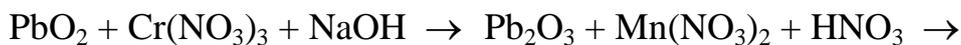
4. Напишите уравнение реакции, используемой в промышленном производстве цианидов: взаимодействие аммиака с накаливаемой смесью угля и поташа.

5. Напишите уравнение гидролиза Na_2SiO_3 , если продуктом реакции является дисиликат натрия.

6. Как отделить GeS от GeS_2 ? Напишите уравнение реакции.

7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно перевести тетрафторид олова в дисульфид, а затем в тиостаннат натрия.

8. Закончите уравнения реакций:



9. Напишите уравнения реакций растворения в щелочи хлора, серы, фосфора и кремния. В чем сходство и различие этих процессов?

10. Какие химические реакции лежат в основе промышленных методов получения германия и олова?

11. Какие малорастворимые вещества могут быть выделены из растворов, образующихся при действии на олово разбавленных и концентрированных кислот: соляной, серной, азотной?

12. Какие вещества и в какой последовательности используются в системе, предназначенной для очистки СО от примесей CO_2 , O_2 и H_2O ?

13. Дисульфид германия растворяется в растворе сульфида калия, в концентрированной соляной кислоте, в растворе гидроксида натрия. Однотипны ли по химизму протекающие при этом процессы?

14. Закончите уравнения реакций (кислота и щелочь берутся с некоторым избытком):



Элементы V группы главной подгруппы

Вариант 1

1. Почему азот при обычных условиях - газ, остальные р-элементы подгруппы азота - твердые кристаллические вещества?

2. Почему молекула азота состоит из двух атомов N_2 , а молекула фосфора и мышьяка - из четырех: P_4 , As_4 ?

3. В нагретый насыщенный раствор сульфата аммония добавляют по каплям насыщенный раствор нитрита натрия. Выделившийся газ освобождают от следов NH_3 , NO и O_2 , последовательно пропуская через растворы H_2SO_4 , $FeSO_4$, а затем над раскаленной медью. Напишите уравнения реакций. Рассчитайте, какой объем азота (н.у.) может быть получен из 10 г смеси $(NH_4)_2SO_4$ и $NaNO_2$, взятых в молярном отношении 1:2 соответственно.

4. Рассчитайте, в каком случае выделится больше азота: 1) при разложении 5 г нитрита аммония или азиды натрия; 2) при разложении 1 моль каждого из веществ. В каком случае получается наиболее чистый азот?

5. Напишите уравнения реакций получения и гидролиза соединений следующих элементов с азотом: 1) K, Ca, Al; 2) Si, Cl, S, B.

6. Рассчитайте плотность аммиака при нормальных условиях. Объясните, можно ли аммиак собирать в перевернутый вверх дном сосуд.

7. Смесь хлорида аммония и гидроксида кальция в молярном соотношении 2:1 нагревали до прекращения выделения газа. Масса оставшегося продукта на 9.63 г меньше массы исходной смеси. Каков объем выделившегося газа? Считать, что реакция прошла до конца.

8. 1000 м³ (н.у.) азотоводородной смеси (объемное соотношение азота и водорода 1:3) пропустили через колонку синтеза, при этом получилось 91.07 кг аммиака. Определите массовую долю выхода аммиака (в процентах).

9. Закончите уравнения реакций:



10. Изобразите электронную и структурную формулы азотистоводородной кислоты. Приведите примеры, в которых ее соль проявляет свойства восстановителя.

Вариант 2

1. Почему для азота, в отличие от фосфора, нехарактерна аллотропия?

2. Чем объяснить увеличение максимального координационного числа от 4 у азота к 6 у сурьмы?

3. Нагрели смесь сульфата аммония и дихромата калия (отношение массовых частей 1:2). Выделившийся газ собрали в мерный цилиндр методом

вытеснения воды. Объем его оказался равным 23 мл (н.у.). Определите массу исходной смеси.

4. В лаборатории имеются следующие реактивы: NH_4NO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaNO_2 , NH_3 , Fe - и все необходимое оборудование. Опишите все возможные способы получения азота в лаборатории. Начертите схемы соответствующих лабораторных установок.

5. При взаимодействии с водой иодида и хлорида азота образуется аммиак, а при гидролизе фтористого азота NF_3 получается оксид азота(III). Напишите уравнения соответствующих реакций и сделайте вывод о степени окисления азота в его галогенопроизводных.

6. Аммиачно-воздушная смесь, объемная доля аммиака в которой составляет 25%, взорвалась в закрытом сосуде. Определите состав смеси после взрыва в объемных долях (в процентах).

7. При некаталитическом окислении аммиака получились те же газообразные продукты и в том объеме, что при разложении 15.6 г смеси нитрита и нитрата аммония, взятых в массовом соотношении 8:5; вода при этом конденсировалась. Определите объем окисленного аммиака (н.у.).

8. Равновесные концентрации компонентов реакции $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ при температуре 472°C равны: $[\text{H}_2] = 0.12$ моль/л; $[\text{N}_2] = 0.04$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 0.0027$ моль/л. Рассчитайте K_c и K_p реакции.

9. При действии NaOCl на определенное количество аммиака получается хлорамин. Напишите уравнения реакций его получения и гидролиза. Чем обусловлено дезинфицирующее действие растворов NH_2Cl ?

10. Напишите уравнение реакции взаимодействия азотистоводородной кислоты с медью, с сероводородом.

Кислородные соединения азота

Вариант 1

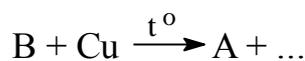
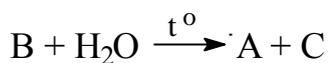
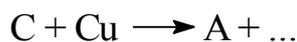
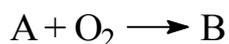
1. Напишите уравнение реакции взаимодействия серы с концентрированной азотной кислотой.

2. Напишите уравнение реакции получения азотноватистой кислоты. Изобразите ее графическую формулу. Напишите уравнение реакции, подтверждающее восстановительные свойства кислоты.

3. Составьте энергетические диаграммы образования связи по ММО для частиц NO^+ , NO . Укажите характер изменения порядка, энергии и длины связи в ряду.

4. Как очистить азотную кислоту от примесей: а) соляной кислоты; б) серной кислоты?

5. Назовите вещества А, В и С, если известно, что они вступают в реакции, описываемые схемами:



Напишите полные уравнения реакций.

6. Какую массу меди можно перевести в раствор при действии раствора объемом 60 мл с массовой долей HNO_3 33% (плотность раствора 1.2 г/мл)? Какой объем оксида азота(II) выделится при 20°C и 101.3 кПа?

7. Какая масса нитрита калия потребуется для выделения всего иода из 50 мл 0.01 М раствора KI, подкисленного серной кислотой?

8. Какие продукты получают при прокаливании нитратов: натрия, меди, серебра? Напишите уравнения реакций.

9. Растворите золото в царской водке. Объясните сильные окислительные свойства царской водки.

10. Составьте уравнения реакций, уравняйте их с использованием ионно-электронных схем:



Вариант 2

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия серы с концентрированной азотной кислотой.

2. Напишите уравнение реакции, подтверждающее окислительные и восстановительные свойства азотистой кислоты. Изобразите ее графическую формулу.

3. Составьте энергетические диаграммы образования связи по ММО для частиц NO , NO^- . Укажите характер изменения порядка, энергии и длины связи в ряду.

4. Как можно выделить азот из его смеси с оксидом азота(IV)?

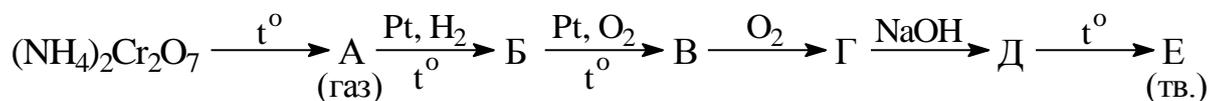
5. Какую массу иода и какой объем раствора с массовой долей HNO_3 36% (плотность раствора 1.22 г/мл) следует взять для получения 0.1 М раствора HIO_3 объемом 1 л? Какой объем оксида азота(IV) при 20°C и 101.3 кПа образуется?

6. Какой объем 0.05 М раствора $KMnO_4$ потребуется для окисления в сернокислом растворе 0.1 М раствора KNO_2 объемом 25 мл?

7. Какие продукты получают при прокаливании нитратов: калия, свинца, ртути? Напишите уравнения реакций.

8. Растворите платину в смеси азидоводородной и соляной кислот. Объясните сильные окислительные свойства смеси.

9. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей цепочке:



10. Составьте уравнения реакций, уравняйте их с использованием ионно-электронных схем:



Кислородные соединения фосфора

Вариант 1

1. На нейтрализацию 7.3 г фосфороватистой кислоты потребовалось 4.44 г едкого натра. На основании этих данных напишите структурную формулу фосфороватистой кислоты.

2. Напишите структурные формулы оксокислот фосфора(III): мета-, пиро-, ортоформ.

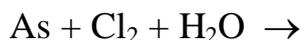
3. Смешали 150 мл раствора фосфата натрия ($C(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0.33$ моль/л) и 50 мл дигидрофосфата натрия ($C(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 1$ моль/л). Какая соль образовалась, и какова ее концентрация в растворе?

4. Определите рН раствора ортофосфата калия ($C(\text{K}_3\text{PO}_4) = 0.1$ моль/л), считая, что гидролиз протекает только по первой ступени.

5. Рассчитайте массу фосфорной кислоты, которую можно получить из 5 т $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ экстракционным способом. Какая масса 63%-ного раствора серной кислоты для этого потребуется?

6. Для определения содержания мышьяка в природном трисульфиде мышьяка навеску этого минерала массой 2.98 г окислили смесью NaOCl и NaOH . Образовавшиеся ионы хлора связали с помощью нитрата серебра, получив при этом осадок массой 2.0 г. Определите массовую долю сульфида мышьяка в минерале.

7. Закончите уравнения:



8. Напишите уравнения реакций взаимодействия простых веществ, образованных элементами подгруппы мышьяка, с концентрированными H_2SO_4 и HNO_3 .

9. Покажите с помощью уравнений реакций амфотерные свойства оксида сурьмы(III).

10. Сравните гидролизуемость следующих соединений в растворе: AsCl_3 и BiCl_3 . Напишите уравнения реакций.

11. Напишите уравнения реакций получения висмутата калия.

Вариант 2

1. На титрование 7.3 г фосфористой кислоты объемом 50 мл ($C_{\text{кислоты}} = 0.1$ моль/л) израсходовано 100 мл раствора щелочи ($C_{\text{щелочи}} = 0.055$ моль/л). Определите основность фосфористой кислоты.

2. Напишите структурные формулы оксокислот фосфора(V): мета-, пара-, ортоформ.

3. При действии нитрата серебра на раствор фосфорной кислоты объемом 50 мл выпал осадок массой 0.35 г. Определите молярную концентрацию H_3PO_4 .

4. Определите степень гидролиза раствора KH_2PO_4 ($C = 0.06$ моль/л).

5. Фосфор массой 0.5 кг сожгли, оксид его растворили в воде объемом 1500 л. Определите массовую долю получившейся фосфорной кислоты в растворе. Какой объем кислорода (н.у.) потребовался для этого?

6. При действии горячей концентрированной HNO_3 на As_2S_3 получили 0.7 л оксида азота(II) при температуре 25°C и давлении $0.998 \cdot 10^5$ Па. Составьте уравнение реакции и вычислите массы всех участвующих в реакции веществ.

7. Закончите уравнения:



8. Висмут растворяется в разбавленной азотной кислоте, но не растворяется в разбавленных соляной и серной кислотах. Какой вывод можно сделать о положении висмута в ряду напряжений. Напишите уравнение реакции взаимодействия висмута с разбавленной азотной кислотой.

9. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов мышьяка(III), сурьмы(III), висмута(III)? Как отделить друг от друга $\text{Sb}(\text{OH})_3$ и $\text{Bi}(\text{OH})_3$?

10. Сравните гидролизуемость следующих соединений в растворе: SbCl_3 и SbCl_5 . Напишите уравнения реакций.

11. Напишите уравнение реакции взаимодействия висмутата калия с серной кислотой.

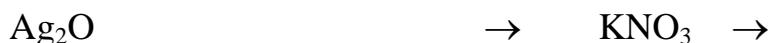
Элементы VI группы главной подгруппы

Вариант 1

1. Объясните закономерности изменения энергии ионизации, энергии сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов VIA группы. В каких свойствах эти изменения проявляются?

2. Аллотропия серы. Какие полиморфные превращения она претерпевает при нагревании?

3. Напишите реакции термического разложения:



4. Охарактеризуйте отношение селена к кислотам и щелочам. Уравняйте реакции с использованием ионно-электронных схем.

5. Определите pH 0.13 М раствора сероводородной кислоты, учитывая ее диссоциацию по первой ступени.

6. К раствору сульфата алюминия прибавили раствор сульфида калия. Напишите уравнение происходящей реакции.

7. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем:



8. Можно ли для получения сероводорода из сульфидов использовать азотную кислоту? Почему? Как собрать сероводород: методом вытеснения воды или воздуха?

9. Продукты полного взаимодействия натрия массой 0.69 г и серы массой 0.8 г осторожно внесли в воду и образовавшийся прозрачный раствор разбавили до объема 50 мл. Определите молярные концентрации соединений в образовавшемся растворе. Вычислите максимальную массу брома, который может прореагировать с полученным раствором.

Вариант 2

1. Охарактеризуйте валентные возможности и степени окисления элементов VIA группы.

2. По методу молекулярных орбиталей объясните возможность существования молекулярных ионов O_2^+ , O_2^- , O_2^{2-} . Как изменяется устойчивость в этом ряду?

3. Напишите реакции термического разложения:



4. Охарактеризуйте отношение серы к кислотам и щелочам. Уравняйте реакции с использованием ионно-электронных схем.

5. В 1 л воды растворяется при 20°C и 101.3 кПа сероводород объемом 2.5 л. Определите массовую долю сероводорода в воде и молярную концентрацию.

6. К раствору хлорида железа(III) прибавили раствор сульфида натрия. Напишите уравнение происходящей реакции.

7. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем:



8. Напишите уравнения реакций получения сероводорода в лаборатории различными способами. Можно ли осушить сероводород, пропуская его через концентрированную серную кислоту?

9. Через раствор нитрата свинца(II) объемом 500 мл пропустили сероводород до полного осаждения ионов свинца. Черный осадок обработали концентрированным раствором пероксида водорода до превращения его в белый осадок, масса которого 0.5 г. Определить молярную концентрацию нитрата свинца(II).

Кислородные соединения элементов VI группы главной подгруппы

Вариант 1

1. Опишите строение молекул SO_2 с позиций метода валентных связей. Охарактеризуйте взаимодействие оксида с водой.

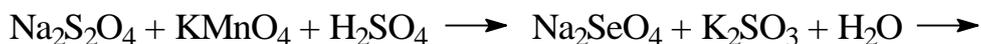
2. Какой объем при 20°C и 101.3 кПа оксида серы(IV) можно получить при обработке пирита массой 1 г, содержащего 5% примесей?

3. При 20°C в одном объеме воды растворяется 40 объемов SO_2 . Рассчитать молярную концентрацию кислоты в растворе и массовую долю (%) SO_2 , если известно, что химически взаимодействует с водой объемная доля SO_2 , равная 30% .

4. Получение и свойства хлористого тионила.

5. Почему нельзя долго хранить растворы сульфитов? Уравнение реакции.

6. Напишите уравнения реакций с использованием ионно-электронных схем:



7. Охарактеризуйте отношение концентрированной серной кислоты к металлам и неметаллам. Напишите примеры реакций.

8. Получите трисерную кислоту. Напишите ее структурную формулу и опишите свойства.

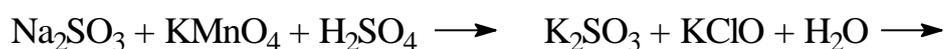
9. Имеется смесь газов: SO_2 , O_2 , N_2 . Предложите способ определения количественного состава смеси.

10. Охарактеризуйте взаимодействие селена с кислотами и щелочами. Напишите уравнения реакций.

11. Получите пентатионовую кислоту и напишите уравнение реакции ее взаимодействия с кислым раствором гипохлорита натрия.

Вариант 2

1. Аллотропия оксида серы(VI).
2. Какой объем оксида серы(IV) можно получить при 20°C и 101.3 кПа из технической серы массой 5 г, содержащей 10% примесей?
3. Какой объем оксида серы(IV) при нормальных условиях следует пропустить через раствор гидроксида натрия объемом 100 мл ($C_M(\text{NaOH}) = 2$ моль/л) для превращения его: а) в гидросульфит; б) в сульфит.
4. Получение и свойства хлористого сульфурла.
5. Напишите уравнение реакции разложения твердого сульфита натрия при нагревании.
6. Напишите уравнения реакций с использованием ионно-электронных схем:



7. Охарактеризуйте отношение концентрированной селеновой кислоты к металлам и неметаллам. Напишите примеры реакций.
8. Получите тетрасерную кислоту. Напишите ее структурную формулу и опишите свойства.
9. В реакции соединения двух жидких при обычной температуре оксидов А и В образуется вещество С, концентрированный раствор которого обугливает сахарозу. Приведите формулы А, В, С и уравнения всех реакций.
10. Охарактеризуйте взаимодействие теллура с кислотами и щелочами. Напишите уравнения реакций.
11. Получите тетратионовую кислоту и напишите уравнение реакции ее взаимодействия с кислым раствором перманганата калия.

Элементы VII группы главной подгруппы

Вариант 1

1. Как изменяются в ряду HClO HClO_2 HClO_3 HClO_4 : а) устойчивость; б) окислительные свойства; в) кислотные свойства - и почему?
2. Определите pH 0.1 н раствора NaClO .
3. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем:
$$\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

→
4. Имеется NaI , MnO_2 и соляная кислота, получите иодноватую кислоту и оксид иода(V).

5. При обработке смеси кристаллических фторида и хлорида калия массой 41.6 г избытком концентрированной серной кислоты образовалось 14.42 л газа (20°C и 101.3 кПа). Определите массовые доли веществ в смеси.

6. Как изменяются окислительные свойства в ряду HClO HBrO HIO - почему?

Как изменяются в этом ряду отбеливающие свойства - почему?

7. Определите pH 0.1 н раствора NaBrO_3 .

8. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем:



9. Получите хлорную известь, исходя из карбоната кальция, хлорида натрия и воды.

10. Газовую смесь объемом 3.6 л, предназначенную для синтеза хлороводорода (плотность смеси по водороду равна 20), пропустили через раствор массой 200 г, содержащий 26.12 г смеси бромида и иодида калия. Хлор и соли прореагировали до конца. Определите массовые доли иодида и бромида калия в исходном растворе и состав исходной смеси газов (в процентах по объему).

Вариант 2

1. Как изменяются устойчивость, окислительные свойства и кислотные свойства в ряду кислородсодержащих кислот иода? Почему?

2. Определите pH 0.1 н раствора NaIO .

3. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем:



4. Исходя из KBr , KMnO_4 и соляной кислоты, получите бромноватую кислоту.

5. Через трубку с порошкообразной смесью хлорида и иодида натрия, массой 3 г, пропустили хлор объемом 1.3 л при 42°C и 101.3 кПа. Полученное вещество прокалили при 300°C, при этом осталось 2 г вещества. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

6. При пропускании хлора через раствор сильной кислоты **A** выделяется простое вещество **B**, и раствор приобретает темную окраску. При дальнейшем пропускании хлора **B** превращается в кислоту **C**, и окраска исчезает. Назовите вещества **A**, **B**, **C**. Напишите уравнения реакций.

7. Определите pH 0.1 н раствора гипохлорита калия.

8. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем:



9. Исходя из негашеной извести, хлорида натрия и воды, получите хлорную известь.

10. При нагревании бертолетовой соли в отсутствие катализатора ее распад идет по двум направлениям. Рассчитайте, сколько процентов бертолетовой соли разложилось по каждой из реакций, если при полном разложении 73.5 г соли получено 33.5 г хлорида калия.

Элементы III группы побочной подгруппы

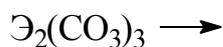
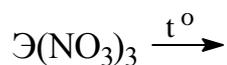
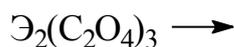
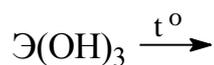
Вариант 1

1. Укажите характерные степени окисления и координационные числа элементов подгруппы скандия.

2. Почему все лантаноиды обнаруживают большое сходство в химических свойствах? Как изменяется радиус атома в ряду лантаноидов и как это отражается в изменении свойств оксидов?

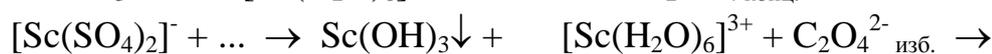
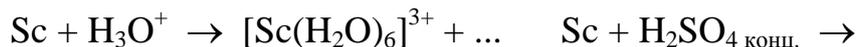
3. Охарактеризуйте отношение элементов подгруппы скандия к кислотам и щелочам.

4. Охарактеризуйте возможность использования для получения оксидов d-элементов III группы приведенных реакций:

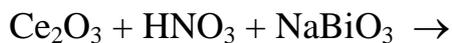


5. Сравните гидролизуемость солей: ScCl_3 и LaCl_3 ; ScCl_3 и $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$; $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ и $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$.

6. Составьте уравнения следующих реакций:



7. Закончите уравнения реакций:



8. Как изменяется сила оснований в ряду $\text{Ce}(\text{OH})_3$ — $\text{Lu}(\text{OH})_3$?

9. Какие из галогенидов лантаноидов проявляют восстановительные свойства? Приведите примеры реакций.

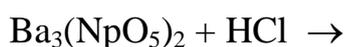
10. Закончите уравнения реакций:



11. Добавьте недостающий реагент и уравняйте реакции:



12. Закончите уравнения реакций:



Вариант 2

1. Перечислите лантаноиды, которые в соединениях проявляют степени окисления +2, +4. Приведите примеры соединений.

2. Какая форма соединений, катионная или анионная, более характерна для скандия и его аналогов?

3. Охарактеризуйте отношение лантаноидов к кислотам и щелочам.

4. Учитывая характер изменения кислотно-основных свойств в ряду d-элементов III группы, указать, какие из них способны образовывать гидроксокомплексы.

5. Почему в водном растворе нельзя получить карбонат алюминия, но можно получить карбонат скандия? Напишите уравнения реакций.

6. Составьте уравнения следующих реакций:



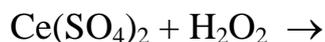
7. Закончите уравнения реакций:



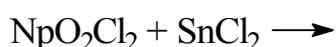
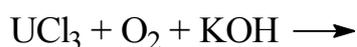
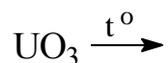
8. Напишите уравнения реакций взаимодействия $\text{CeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ с кислотами и щелочами.

9. С помощью каких восстановителей можно получить сульфат самария(II) из сульфата самария(III), чтобы при этом продукт реакции не загрязнился продуктами окисления восстановителя? Напишите уравнения реакций.

10. Закончите уравнения реакций:



11. Закончите уравнения реакций:



Элементы IV группы побочной подгруппы

Вариант 1

1. Как меняется радиус атома элементов подгруппы? В чем причина близости атомных и ионных радиусов циркония и гафния?

2. Предложите возможно большее число реактивов, с помощью которых можно перевести металлический титан в раствор. Напишите уравнения реакций.

3. Какой из металлов IV Б группы растворяется в концентрированных соляной и серной кислотах? Напишите уравнения реакций.

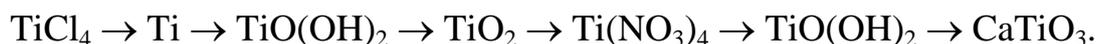
4. Объясните механизм действия смеси концентрированной азотной и плавиковой кислот на металлические цирконий и гафний.

5. Как объяснить, что тетрахлорид титана плавится при более низкой температуре (-24.1°C), чем трихлорид титана (сублимируется при $\sim 430^\circ\text{C}$)?

6. Можно ли приготовить водные растворы тетра- и трихлорида титана путем растворения этих веществ в воде?

7. Определите, будут ли взаимодействовать с катионом титана(III) следующие реагенты: сульфит-ион, цинк в кислотной среде, кислород.

8. Напишите уравнения реакций в соответствии со схемой:



9. К кислому раствору, содержащему катион дигидроксотетраакватитана(IV), добавляют пероксид водорода; появляется желтая окраска, характерная для катионного пероксокомплекса титана(IV). При введении избытка пероксида натрия окраска меняется на красную вследствие образования тетрапероксотитаната IV-иона. Составьте уравнения протекающих реакций. Сравните окислительные свойства исходного гидрооксоакватитана титана(IV) и его пероксопроизводных.

Вариант 2

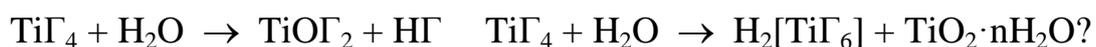
1. Укажите характерные степени окисления и координационные числа элементов IVB подгруппы.

2. Чем объяснить, что гафний, не растворимый в соляной кислоте, растворяется в плавиковой?

3. При одинаковых ли условиях протекают реакции взаимодействия титана и циркония со щелочами? Напишите уравнения реакций.

4. Существование каких из ионов Ti^{4+} , $[Ti(H_2O)_6]^{4+}$, TiO^{2+} , $[Ti(OH)_2(H_2O)_4]^{2+}$, $[TiCl_6]^{2-}$ или полимерных соединения, содержащих в цепи титаноксано-вые связи, наиболее вероятно в водном растворе тетраоксида титана? Как влияет pH раствора на устойчивость этих ионов?

5. В какой мере и при каких условиях применимы приведенные схемы уравнений гидролиза к описанию процесса гидролиза каждого из тетрагалогенидов титана TiF_4 , $TiCl_4$, $TiBr_4$, TiI_4 :



6. Подкисленный раствор трихлорида титана (фиолетового цвета) в открытом сосуде постепенно обесцвечивается. Объясните наблюдаемое явление.

7. Известно, что нитрат- и перхлорат-ионы устойчивы к действию большинства восстановителей. Объясните, почему они могут быть восстановлены катионом Ti^{3+} до ионов NH_4^+ и Cl^- соответственно. Составьте уравнения реакций.

8. Составьте уравнения реакций хлорида циркония(III) со следующими реагентами: водой, соединениями титана(IV) в водном растворе.

9. Халькогениды титана(IV), образующиеся при прямом синтезе из простых веществ, малорастворимы в воде. Объясните, почему они не выпадают из водного раствора солей титана(IV) при добавлении растворимых сульфидов? Халькогениды титана(IV) растворимы в концентрированных кислотах (H_2SO_4 , HNO_3) и щелочах (NaOH, KOH). Составьте уравнения всех описанных реакций титана(IV).

Элементы V группы побочной подгруппы

Вариант 1

1. Учитывая приведенные характеристики, объясните, почему ниобий и тантал по свойствам ближе друг к другу, чем к ванадию:

	r_a , нм	I, эВ	Валентность
b	0.136	6.74	(II, III), IV, V
	0.147	6.88	(I, II, III, IV), V
a	0.149	7.88	(I, II, III, IV), V

2. Предложите реактивы, с помощью которых можно перевести металлический ванадий в раствор. Напишите уравнения реакций.

3. В каком валентном состоянии ванадий в наибольшей степени склонен образовывать ионные связи?

4. Для удаления примеси кислорода из благородных газов можно использовать кислый раствор соединений ванадия(II). Какая реакция лежит в основе этого метода? Предложите схему лабораторной установки для очистки технического аргона (из баллона) от кислорода.

5. Раствор, содержащий ортованадат-ионы, подкисляют серной кислотой, а затем добавляют к нему металлический цинк. В результате с течением времени раствор приобретает фиолетовую окраску. К фиолетовому раствору прибавляют хлорат калия. Какие окраски может иметь раствор в этом случае? Напишите уравнения всех возможных реакций.

6. Катион ванадила можно перевести в ионы $H_2V_{10}O_{28}^{4-}$ с помощью дихромат- и перманганат-ионов. Составьте уравнения соответствующих реакций. Что можно сказать об устойчивости степени окисления +IV у ванадия?

7. При подкислении концентрированного раствора ортованадата натрия образуются вначале ионы $V_{10}O_{28}^{6-}$, затем VO_2^+ . Напишите уравнения реакций этого перехода.

8. Как изменяются кислотно-основные свойства соединений ванадия при повышении его степени окисления от +2 до +5? Приведите примеры.

9. Напишите уравнения реакций взаимодействия сульфата оксованадия(IV) с перманганатом калия; с концентрированной азотной кислотой.

10. Какие из галогенидов ванадия, ниобия и тантала относятся к числу солей? Для какого из этих элементов наиболее характерны кластерные галогениды?

Вариант 2

1. Почему химия ванадия намного богаче и сложнее химии его аналогов - ниобия и тантала?

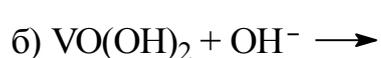
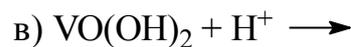
2. Составьте уравнения реакций, протекающих при переводе ниобия и тантала в раствор смесью концентрированных азотной и фтороводородной кислот. Смесью еще каких кислот можно использовать для растворения указанных металлов?

3. Одинакова ли причина неустойчивости в водном растворе ионов V^{2+} и V^{4+} ? Объяснение подтвердите уравнениями реакций.

4. В одном руководстве по химии сказано, что химические свойства соединений ванадия(II) напоминают свойства соединений цинка(II). Правильно ли это утверждение? В чем сходство, а в чем различие свойств этих соединений? Приведите уравнения реакций.

5. В водном растворе катион ванадила может быть восстановлен до катиона гексаакваванадия(III) иодоводородом. Напишите уравнения реакции. Предложите другие восстановители для указанного перехода.

6. Составьте уравнения следующих реакций:



Какие химические свойства соединений ванадия(IV) проявляются в этих реакциях? Каково реальное строение иона ванадила в водном растворе?

7. При действии в кислых растворах на ион VO_2^+ оксида серы(IV), концентрированной соляной кислоты или пероксида водорода, он переходит в ион VO^{2+} . Напишите уравнения реакций.

8. Напишите уравнения реакций получения гидроксидов ванадия(V) и тантала(V). Проявляют ли они амфотерные свойства? Напишите уравнения реакций.

9. Закончите уравнения реакций:



10. Чем обусловлена неустойчивость водного раствора дихлорида ванадия? Что с ним происходит при хранении на воздухе и в отсутствие кислорода? Напишите уравнения реакций.

Элементы VI группы побочной подгруппы

Вариант 1

1. Как изменяются радиусы атомов и ионов в подгруппе хрома? Как это сказывается на характере изменения свойств в ряду хром-вольфрам?

2. Объясните причину пассивирования хрома азотной кислотой, царской водкой. Подберите смесь кислот для растворения хрома. Напишите уравнения реакций.

3. Охарактеризуйте отношение хрома, молибдена, вольфрама к растворам щелочей. Напишите уравнения реакций.

4. Напишите уравнение реакции электролиза водного раствора CrCl_3 .

5. Объясните изменение температур плавления в ряду:

CrO_3	MoO_3	WO_3	
$t_{\text{пл.}}^{\circ}\text{C}$	197	791	1473

6. Почему свежеполученный гидратированный оксид хрома(III) химически более активен, чем прокаленный? Напишите уравнения характерных реакций.

7. Как получить соли хрома(II)? Каковы их свойства? Приведите уравнения реакций.

8. Сравните гидролизуемость соединений хрома, напишите уравнения реакций гидролиза: CrCl_2 и CrCl_3 ; NaCrO_2 и Na_2CrO_4 .

9. Как влияет pH раствора на состав хромат-, молибдат- и вольфрамат-ионов? В какой среде существуют ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MoO_4^{2-} , $\text{Mo}_8\text{O}_{26}^{4-}$?

10. На чем основано моющее действие хромпика? Почему хромовая смесь чаще используется при работе с органическими веществами, чем с неорганическими?

11. Через порции раствора хромата калия, помещенные в отдельные сосуды, пропускают следующие газы: диоксид углерода, аммиак, диоксид серы, сероводород, монооксид углерода, хлор, водород, бромоводород, диоксид азота, фосфин. В каких сосудах будет наблюдаться изменение окраски раствора? Напишите уравнения реакций.

12. Напишите уравнения реакций, протекающих при взаимодействии триоксида хрома с газообразным хлороводородом (при нагревании) и концентрированными соляной и серной кислотами.

Вариант 2

1. Какая форма, катионная или анионная, характерна для d-элементов VI группы в низших и высших степенях окисления?

2. Охарактеризуйте отношение молибдена и вольфрама к кислотам. Напишите уравнения реакций.

3. Напишите уравнения реакций сплавления хрома, молибдена со щелочами в присутствии окислителя.

4. Напишите уравнение реакции электролиза водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

5. Объясните различие структур высших оксидов хрома, молибдена, вольфрама.

6. Переведите оксид хрома(III) в соли с катионной и анионной формами его.

7. На чем основано использование солянокислого раствора хлорида хрома(II) в качестве поглотителя кислорода? Напишите уравнение протекающей реакции.

8. Сравните гидролизуемость соединений хрома: CrCl_3 и NaCrO_2 ; CrCl_3 и CrO_2Cl_2 .

9. Напишите уравнения реакций обратимого превращения $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \leftrightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ в растворах. Почему в водных растворах дихроматов щелочных металлов $\text{pH} < 7$?

10. Хромовую смесь готовят по рецепту: 1 часть дихромата калия, 1.5 части воды и равный объем концентрированной серной кислоты. Вычислить процентную концентрацию и массу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, необходимую для приготовления хромовой смеси массой 200 г.

11. Опишите реакции, протекающие между кислым раствором дихромата калия и пероксидом водорода в присутствии диэтилового эфира и без него. Как будет изменяться окраска раствора в обоих случаях?

12. Напишите уравнения реакций, протекающих при взаимодействии триоксидов хрома и вольфрама с газообразным хлороводородом (при нагревании) и концентрированными соляной и серной кислотами.

Элементы VII группы побочной подгруппы

Вариант 1

1. Сравните электронное строение атомов марганца и хлора. На основе этого объясните различие в их свойствах и наличие нескольких степеней окисления.

2. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов марганца с повышением степени окисления его? Приведите примеры.

3. Сравните свойства оксидов Cl_2O и MnO ; Cl_2O_7 и Mn_2O_7 . Почему в высших степенях окисления свойства оксидов схожи, а в низших - нет?

4. Как объяснить, что Mn_2O_7 более легкоплавко, чем MnO и MnO_2 ?

5. Предложите способы получения кристаллогидрата $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, исходя из реагентов: а) KMnO_4 ; б) Mn .

6. Составьте уравнения реакций:



7. Напишите уравнения реакций, в которых оксид марганца(IV) является восстановителем; окислителем.

8. Выпадет ли осадок при смешении равных объемов 0.01 н растворов $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ и K_2S ?

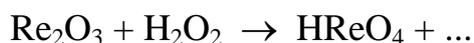
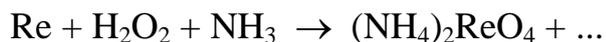
9. Через порции щелочного раствора манганата калия, помещенные в отдельные сосуды, пропускают газообразные диоксид углерода, хлор, сероводород, аммиак, диоксид серы, озон, бромоводород, арсин, ацетилен. С какими из перечисленных веществ протекают реакции?

10. Почему растворы KMnO_4 рекомендуется хранить в темной посуде? Что происходит при длительном хранении?

11. Привести примеры реакций, показывающих окислительные свойства перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

12. Какие свойства более характерны для ренатов, окислительные или восстановительные? Привести примеры реакций.

13. Закончите уравнения реакций:



14. При пропускании сероводорода в кислый раствор перрената калия выпадает черный осадок, который растворяется в азотной кислоте. Почему образование этого осадка и переход его в раствор нельзя характеризовать величиной произведения растворимости?

15. Для каких d-элементов VII группы и в каком валентном состоянии характерно образование кластерных оксидов?

Вариант 2

1. Какие соединения марганца и хлора сходны по свойствам и почему?

2. Приведите способы получения всех оксидов марганца. Как изменяются кислотно-основные свойства в этом ряду?

3. Различаются ли по составу оксиды, образующиеся при прокаливании на воздухе марганца и рения?

4. К раствору соли марганца(II) добавляют следующие реагенты:
а) раствор гидроксида калия до выпадения осадка, а затем полученную суспензию насыщают хлором; б) раствор пероксодисульфата калия до выпадения осадка. Составьте уравнения протекающих реакций.

5. Предложите способы получения кристаллогидрата $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, исходя из реагентов: а) K_2MnO_4 ; б) MnO_2 .

6. Составьте уравнения реакций:



7. Какой объем концентрированного (25%) раствора аммиака ($\rho = 0.91$ г/мл) необходимо добавить к 100 мл 0.1 н раствора сульфата марганца(II), чтобы выпал осадок?

8. Почему аммиачный комплекс марганца(II) получается только при действии сухого аммиака на твердую соль марганца? Что происходит при пропускании аммиака в раствор соли марганца(II)?

9. Укажите, какие из перечисленных ниже веществ взаимодействуют с перманганатом калия в кислой среде: оксид свинца(IV), пероксид натрия, хлороводородная кислота, монооксид углерод, сульфат железа(II), сульфат железа(III), муравьиная кислота.

10. Требуется обесцветить раствор, содержащий небольшое количество перманганата калия, но так, чтобы не происходило образования осадка. Предложите возможные реакции для этого.

11. Привести примеры окислительных свойств манганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

12. Предложите реакции перевода технеция и рения в раствор.

13. Соединение Tc_2O_7 реагирует с водой, а Tc_2S_7 - с концентрированной азотной кислотой и со смесью пероксида водорода и гидроксида натрия. Составьте уравнения протекающих реакций.

14. Для каких d-элементов VII группы и в каком валентном состоянии характерно образование кластерных галогенидов?

Элементы VIII группы побочной подгруппы

Вариант 1

1. Особенности состава VIII группы побочной подгруппы. Характерные степени окисления элементов, их изменения в горизонтальных и вертикальных рядах.

2. Чем обусловлена склонность ионов железа кобальта и никеля к комплексообразованию? Приведите примеры комплексных соединений, назовите их.

3. Отношение элементов триады железа к кислотам и щелочам.

4. Как изменяются химические свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля в степени окисления +2?

5. Сделайте вывод о возможности самопроизвольного окисления на воздухе гидроксидов $\text{M}(\text{OH})_2$ для железа, кобальта, никеля на основании значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов пар $\text{M}(\text{OH})_3/\text{M}(\text{OH})_2$.

6. В трех пробирках находятся 0.1 м растворы FeSO_4 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, NiCl_2 . Не проводя расчеты, укажите, в каком из растворов степень гидролиза выше.

7. Разбавленный раствор перхлората железа (III) имеет желтую окраску. При нагревании интенсивность окраски усиливается, а при добавлении избытка хлорной кислоты - уменьшается вплоть до полного обесцвечивания. Объясните результаты опыта.

8. Составьте уравнения реакций:



9. Напишите реакции восстановления солей Co^{2+} , Ni^{2+} до металлов гидразином, гипохлоритом, борогидридом.

10. Какие процессы происходят при коррозии железа? Влияет ли на коррозию присутствие в воздухе газов O_2 , H_2 , CO_2 ?

11. Подберите два окислителя, которые могут быть использованы для получения $\text{Fe}(\text{OH})_3$ из $\text{Fe}(\text{OH})_2$ без загрязнения продукта реакции твердыми продуктами восстановления окислителя. Напишите уравнения реакций.

12. Напишите уравнения реакций окисления в щелочной среде гидроксида кобальта(II) гипохлоритом натрия и бромной водой.

13. Какое основание сильнее, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$ или $\text{Ni}(\text{OH})_2$? Объясните причину этого различия.

14. Можно ли хранить гидроксиды железа(II) и (III) в атмосфере углекислого газа; водяных паров; водорода; сернистого газа?

15. Какие химические реакции протекают в растворе FeSO_4 при хранении его на воздухе? Возможны ли аналогичные процессы в твердом $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$? Как предохранить соль железа(II) от окисления?

16. Предложите способы получения безводного хлорида железа(III).

17. Образуется ли осадок сульфида железа(II), если через 0.01 М раствор сульфата железа(II) пропустить до насыщения сероводород?

18. Напишите уравнения реакций, протекающих при:

а) пропускании кислорода через суспензию порошкообразного рутения в хлороводородной кислоте;

б) обработке палладия концентрированной азотной кислотой.

19. При извлечении на воздух палладия, находящегося в атмосфере водорода, происходит быстрое окисление содержащегося в палладии водорода, которое может сопровождаться значительным разогреванием. Объясните это явление.

20. Напишите уравнение реакции сплавления рутения со щелочью в присутствии нитрата калия. Какие вещества можно взять вместо нитрата калия.

Вариант 2

1. Строение электронных оболочек элементов VIII группы побочной подгруппы. Координационные числа и их зависимость от степени окисления элементов.

2. Как объяснить различие в значениях наиболее характерных координационных чисел для Fe (6); Co (6); Ni (4)? Приведите примеры, назовите комплексы.

3. Отношение платиновых элементов к кислотам и щелочам.

4. Как изменяются восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля в степени окисления +2?

5. В трех пробирках находятся водные растворы солей FeSO₄, CoCl₂, Ni(NO₃)₂, в каждую пробирку добавляют раствор гидрата аммиака. Объясните наблюдаемые явления.

6. При кипячении водного раствора смеси нитрата железа(III) и карбоната калия выпадает осадок метагидроксида железа и выделяется газ. При добавлении избытка раствора щелочи и бромной воды осадок переходит в раствор. Напишите уравнения протекающих реакций и укажите окраску конечного раствора.

7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых минерал пирит можно перевести в следующие вещества: а) сульфат железа(III); б) сульфат железа(II); в) оксид железа(III); г) оксид железа(II); д) нитрат железа(III).

8. Составьте уравнения реакций:



9. Как объяснить, что железо, не растворяющееся в воде, может растворяться в водных растворах солей Sb³⁺, Al³⁺, но не растворяется в водных растворах солей [Sb(OH)₆]³⁻, [Al(OH)₆]³⁻?

10. Какой металл разрушается первым при коррозии, протекающей на поврежденной поверхности железа: оцинкованного, луженого, никелированного?

11. Чем объяснить разнообразие встречающихся формул гидроксида железа(III): Fe(OH)₃, FeO(OH), HFeO₂, Fe₂O₃·3H₂O, Fe₂O₃·nH₂O?

12. Учитывая значения ПР гидроксида кобальта(II) и константу нестойкости аммиачного комплекса кобальта, определите, растворим ли в концентрированном растворе аммиака осадок Co(OH)₂?

13. Что произойдет, если к водным растворам сульфатов железа(II), кобальта(II), никеля(II) на воздухе прилить аммиак?

14. Сравните гидролизруемость солей FeCl_2 и FeCl_3 ; FeCl_3 и NaFeO_2 ; NaFeO_2 и Na_2FeO_4 .

15. Почему не получены такие соли железа(III) как сульфид, иодид, цианид? Одинаковы ли причины, препятствующие их образованию?

16. Напишите уравнения реакций, которые могут протекать при действии раствора сульфида натрия на раствор, содержащий смесь FeCl_2 и FeCl_3 .

17. Известно, что палладий и платина - хорошие катализаторы реакций гидрирования и дегидрирования органических соединений. Чем объяснить эти свойства?

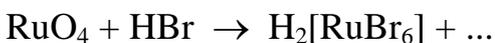
18. Напишите уравнения реакций, протекающих при:

а) обработке осмия концентрированной серной кислотой;

б) растворении платины в царской водке.

19. Почему сплавление со щелочами проводят обычно в серебряных или железных, но не платиновых, тиглях? В каких случаях нельзя пользоваться платиновой посудой?

20. Закончите уравнения реакций:



Элементы I группы побочной подгруппы

Вариант 1

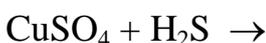
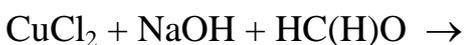
1. Как объяснить способность элементов подгруппы меди проявлять степень окисления выше +1?

2. Укажите возможно большее число реактивов, с помощью которых можно перевести в раствор медь, золото. Напишите уравнения реакций.

3. Предложите способ полного растворения золотого монетного сплава (содержит все элементы IB подгруппы).

4. Приведите названия и состав наиболее распространенных минералов меди. Напишите уравнения реакций "вскрытия" этих минералов и перевода меди в раствор.

5. Составьте уравнения реакций:



6. Иодид меди(II) и цианид меди(II) нельзя получить из водного раствора, вместо них образуются иодид и цианид меди(I). Напишите уравнения реакций.

7. В пробирках находятся 0.1 М раствора NaI, NaBr, NaCl и NaF. В каждую пробирку добавляют в избытке 0.1 М раствор AgNO₃. В каких пробирках выпадут осадки? В какой из пробирок (при одинаковых объемах растворов реагентов) количество вещества в осадке будет наименьшим?

8. Как объяснить почернение серебряных предметов на воздухе? Напишите уравнения реакций.

9. Используя теорию кристаллического поля, объясните, почему комплексный ион [CuCl₂]⁻ в водном растворе бесцветен, а [Cu(H₂O)₂Cl₄]²⁻ окрашен в зеленый цвет.

10. Закончите уравнения реакций:



Вариант 2

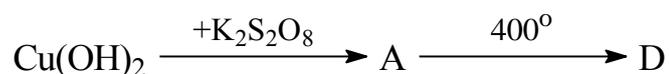
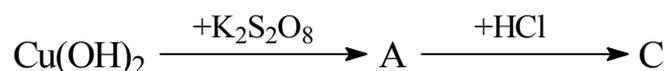
1. Характерные степени окисления и координационные числа элементов подгруппы меди.

2. Напишите уравнения реакций растворения золота в "царской водке" при недостатке и избытке HCl; в горячей концентрированной селеновой кислоте.

3. Чем объяснить возможность медленного растворения меди в растворе щелочей? Напишите уравнение реакции.

4. Охарактеризуйте химические реакции, лежащие в основе пирометаллургического и гидрометаллургического методов получения меди и цианидного способа извлечения из руд золота.

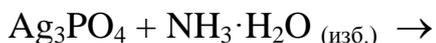
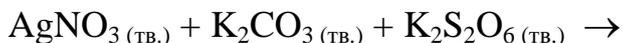
5. Осуществите ряд превращений, охарактеризуйте полученные вещества:



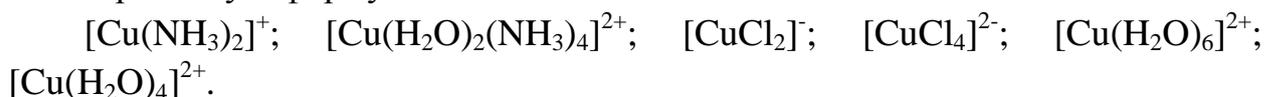
6. Предложите пригодные в лабораторных условиях методики получения оксида меди(II) и оксида меди(I) из медного купороса.

7. Вода, выдержанная в серебряном сосуде ("серебряная вода"), обладает бактерицидными свойствами. Предложите возможные реакции перехода серебра в воду в виде ионов Ag^+ .

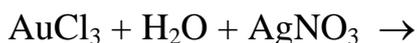
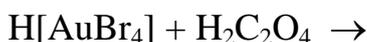
8. Составьте уравнения реакций:



9. По методу валентных связей с учетом теории кристаллического поля определите тип гибридизации орбиталей центрального атома и геометрическую форму комплексов:



10. Закончите уравнения реакций:



Элементы II группы побочной подгруппы

Вариант 1

1. Чем можно объяснить, что s- и d-элементы II группы намного ближе по свойствам между собой, чем s- и d-элементы I группы?

2. Укажите возможно больше число используемых в лаборатории реактивов, с помощью которых можно перевести в раствор Zn, Cd, Hg. Напишите уравнения реакций.

3. Как взаимодействует ртуть с азотной кислотой, если использовать избыток кислоты; избыток ртути? Как влияет температура процесса на природу образующихся продуктов?

4. Для очистки металлической ртути от примесей цинка, сурьмы и свинца ртуть взбалтывают с насыщенным раствором сульфата ртути. Объясните сущность протекающих процессов и напишите уравнения реакций.

5. Как влияет на состав выпадающего осадка порядок смешения растворов соли цинка и щелочи; избыток или недостаток щелочи?

6. Можно ли получить безводный хлорид цинка при выпаривании водного раствора этой соли и при прокаливании на воздухе осадка, который образуется при таком выпаривании?

7. Напишите уравнения реакций термического разложения нитратов цинка, кадмия, ртути. Сравните нитраты по термической устойчивости.

8. Как предотвратить диспропорционирование солей ртути(I) в растворе?

9. Напишите уравнения реакций, протекающих при добавлении щелочи к растворам нитратов ртути I и II. Изменяется ли продукт реакции, если вместо щелочи использовать водный раствор аммиака?

10. Какой гидроксид обладает более сильными основными свойствами: $Zn(OH)_2$ или $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$? Почему?

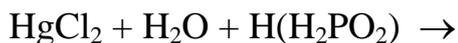
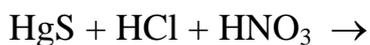
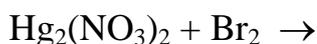
11. Что произойдет при введении металлического цинка в раствор, содержащий ионы $[Cu(CN)_4]^{3-}$?

12. Напишите уравнения реакций, происходящих при добавлении к раствору, содержащему ионы $[HgS_2]^{2-}$ соляной кислоты; концентрированной азотной кислоты.

13. В чем причина того, что амальгамы щелочных и щелочноземельных металлов спокойно (без взрыва) взаимодействуют с водой? Напишите примеры уравнения реакций.

14. В лаборатории имеются без этикеток банки с $ZnCl_2$, $CdCl_2$ и $HgCl_2$. Предложите способ идентификации этих веществ, если в вашем распоряжении имеются только вода и аналитические весы.

15. Составьте уравнения реакций:



Вариант 2

1. Чем объяснить, что для ртути в отличие от цинка и кадмия характерна переменная степень окисления (+1, +2)?

2. Как относятся Zn и Hg к разбавленным и концентрированным кислотам - соляной, серной, азотной? Напишите уравнения реакций.

3. Как относятся цинк и кадмий к действию растворов щелочей, аммиака, хлорида аммония?

4. Как и почему изменяются термическая устойчивость и кислотно-основные свойства в ряду $Zn(OH)_2$ — $Hg(OH)_2$?

5. Сравните термическую устойчивость и кислотно-основные свойства оксидов ZnO, CdO, HgO. Какова их окраска?

6. Какие процессы протекают при добавлении к растворам нитратов цинка, кадмия и ртути горячего раствора соды? Напишите уравнения реакции.

7. Чем обусловлена слабая диссоциация HgCl_2 , $\text{Hg}(\text{CN})_2$ и некоторых других солей ртути(II)?

8. Привести примеры соединений ртути(I), которые распадаются по схеме $\text{Hg}_2\text{X}_2 \rightarrow \text{HgX}_2 + \text{Hg}$.

9. Что составляет общую отличительную особенность солей ртути(I) по сравнению с солями ртути(II)?

10. Аналогичны ли по своей природе и составу продукты, образующиеся при пропускании аммиака в растворы хлоридов цинка, кадмия, ртути(II)? Напишите уравнения реакций.

11. Напишите уравнение реакции, которая происходит, если кристаллы нитрата ртути(I) поместить в водный раствор цианида калия.

12. Укажите, произойдет ли переход ртути(II) в раствор:

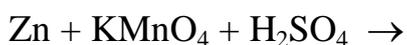
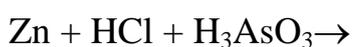
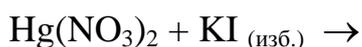
а) сульфид ртути(II) обрабатывают избытком горячей азотной кислоты;

б) ортофосфат ртути(II) обрабатывают избытком хлороводородной кислоты.

13. В лаборатории для очистки использованной ртути, загрязненной цинком, свинцом, медью и железом, ее перемешивают с насыщенным раствором нитрата ртути(II). Напишите уравнения химических реакций, лежащих в основе этого процесса.

14. В лаборатории имеются без этикеток банки с KOH , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Предложите способ идентификации этих веществ, если в вашем распоряжении имеется только вода.

15. Составьте уравнения реакций:



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

Методические рекомендации для подготовки к вопросам по лабораторным работам

Большая часть учебного материала должна быть проработана студентом самостоятельно, вне аудиторных занятий. Самостоятельная работа студентов является неотъемлемой составной частью процесса подготовки специалистов.

Под самостоятельной работой студента понимается часть учебной планируемой работы, которая выполняется по заданию и при методическом

руководстве преподавателя, без его непосредственного участия. Самостоятельная работа направлена на усвоение системы научных и профессиональных знаний, формирование умений и навыков, приобретение опыта самостоятельной творческой деятельности.

Самостоятельная работа студентов включает в себя подготовку к лабораторным работам, описание проделанной экспериментальной работы с приведением расчетов, графиков, таблиц и выводов, подготовка к защите теории по работе, самоконтроль знаний по теме работы с помощью вопросов к каждой работе, подготовка к коллоквиумам, индивидуальное написание и защиту реферата.

Для качественного выполнения лабораторных работ каждый студент должен заранее подготовиться к очередной работе. Подготовка складывается из изучения цели, задач и содержания лабораторной работы, повторения теоретического материала, относящегося к работе, и теоретическом ознакомления со свойствами химических веществ до выполнения работы. Результаты подготовки отражаются студентами в рабочих тетрадях, куда записываются перечень необходимых измерительных приборов и аппаратура, план выполнения лабораторной работы, расчетные формулы и зарисовываются схемы установок, таблицы для записи опытных и расчетных данных. Все записи в рабочих тетрадях как при подготовке к работе, так и в процессе выполнения ее должны вестись аккуратно.

В начале занятия преподаватель путем опроса и ознакомления с записями в рабочих тетрадях проверяет подготовленность каждого студента. Неподготовленные студенты к выполнению лабораторной работы не допускаются.

Требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы

Подготовка к лабораторным работам оценивается в ходе устного опроса по пятибалльной системе.

Отчеты по лабораторным работам составляются студентами индивидуально и защищаются устно, оцениваются по пятибалльной системе.

Отчеты по лабораторным работам представляются в электронной форме, подготовленные как текстовые документы в редакторе MSWord.

Отчет по работе должен быть обобщающим документом, включать всю информацию по выполнению заданий, в том числе, уравнения реакций, таблицы, методику проведения лабораторных опытов, список литературы, расчеты и т. д.

Структурно отчет по лабораторной работе, как текстовый документ, комплектуется по следующей схеме:

Титульный лист – обязательная компонента отчета, первая страница отчета, по принятой для лабораторных работ форме (титульный лист отчета должен размещаться в общем файле, где представлен текст отчета).

Исходные данные к выполнению заданий – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержат указание варианта, темы и т.д.).

Основная часть – материалы выполнения заданий, разбивается по рубрикам, соответствующих заданиям работы, с иерархической структурой: пункты – подпункты и т. д.

Рекомендуется в основной части отчета заголовки рубрик (подрубрик) давать исходя из формулировок заданий, в форме отглагольных существительных.

Выводы – обязательная компонента отчета, содержит обобщающие выводы по работе (какие задачи решены, оценка результатов, что освоено при выполнении работы).

Список литературы – обязательная компонента отчета, с новой страницы, содержит список источников, использованных при выполнении работы, включая электронные источники (список нумерованный, в соответствии с правилами описания библиографии).

Оформление плана-конспекта занятия и отчета по лабораторной работе. План-конспект занятия и отчет по лабораторной работе относится к категории «письменная работа», оформляется по правилам оформления письменных работ студентами ДВФУ.

Необходимо обратить внимание на следующие аспекты в оформлении отчетов работ:

- набор текста;
- структурирование работы;
- оформление заголовков всех видов (рубрик-подрубрик-пунктов-подпунктов, рисунков, таблиц, приложений);
- оформление перечислений (списков с нумерацией или маркировкой);
- оформление таблиц;
- оформление иллюстраций (графики, рисунки, фотографии, схемы);
- набор и оформление математических выражений (формул);
- оформление списков литературы (библиографических описаний) и ссылок на источники, цитирования.

Набор текста осуществляется на компьютере, в соответствии со следующими требованиями:

- печать – на одной стороне листа белой бумаги формата А4 (размер 210 на 297 мм.);
- интервал межстрочный – полуторный;

- шрифт – Times New Roman;
- размер шрифта - 14 пт., в том числе в заголовках (в таблицах допускается 10-12 пт.);
- выравнивание текста – «по ширине»;
- поля страницы - левое – 25-30 мм., правое – 10 мм., верхнее и нижнее – 20 мм.;
- нумерация страниц – в правом нижнем углу страницы (для страниц с книжной ориентацией), сквозная, от титульного листа до последней страницы, арабскими цифрами (первой страницей считается титульный лист, на котором номер не ставится, на следующей странице проставляется цифра «2» и т. д.).
- режим автоматического переноса слов, за исключением титульного листа и заголовков всех уровней (перенос слов для отдельного абзаца блокируется средствами MSWord с помощью команды «Формат» – абзац при выборе опции «запретить автоматический перенос слов»).

Если рисунок или таблица размещены на листе формата больше А4, их следует учитывать как одну страницу. Номер страницы в этих случаях допускается не проставлять.

Список литературы и все приложения включаются в общую в сквозную нумерацию страниц работы.

Критерии оценки самостоятельной работы

Подготовка к лабораторным работам оценивается в ходе устного опроса по пятибалльной системе.

Отчеты по лабораторным работам составляются студентами индивидуально и защищаются устно, оцениваются по пятибалльной системе.

По теме для самостоятельного изучения студенты опрашиваются устно на консультациях согласно графику, оцениваются по пятибалльной системе.

Оценка «Отлично»

- А) Задание выполнено полностью.
- Б) Отчет/ответ составлен грамотно.
- В) Ответы на вопросы полные и грамотные.
- Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «Хорошо»

- А), Б) - те же, что и при оценке «Отлично».
- В) Неточности в ответах на вопросы, которые исправляются после уточняющих вопросов.
- Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «Удовлетворительно»

А), Б - те же, что и при оценке «Отлично».

В) Неточности в ответах на вопросы, которые не всегда исправляются после уточняющих вопросов.

Г) Материал понят, осознан, но усвоен не достаточно полно.

Оценка «Неудовлетворительно»

А) Программа не выполнена полностью.

Б) Устный отчет и ответы на вопросы не полные и не грамотные.

В) Материал не понят, не осознан и не усвоен.

Методические рекомендации для подготовки к коллоквиуму

Коллоквиум является одной из составляющих учебной деятельности студента по овладению знаниями. Целью коллоквиума является определение качества усвоения лекционного материала и части дисциплины, предназначенной для самостоятельного изучения.

Задачи, стоящие перед студентом при подготовке и написании коллоквиума:

1. закрепление полученных ранее теоретических знаний;
2. выработка навыков самостоятельной работы;
3. выяснение подготовленности студента к будущей практической работе.

Коллоквиум проводится под наблюдением преподавателя. Тема коллоквиума известна и проводится она по сравнительно недавно изученному материалу, в соответствии с перечнем тем и вопросов для подготовки.

Преподаватель готовит задания либо по вариантам, либо индивидуально для каждого студента. По содержанию работа может включать теоретический материал, задачи, тесты, расчеты и т.п. выполнению работы предшествует инструктаж преподавателя.

Ключевым требованием при подготовке к коллоквиуму выступает творческий подход, умение обрабатывать и анализировать информацию, делать самостоятельные выводы, обосновывать целесообразность и эффективность предлагаемых рекомендаций и решений проблем, чётко и логично излагать свои мысли. Подготовку к коллоквиуму следует начинать с повторения соответствующего раздела учебника, учебных пособий по данной теме и конспектов лекций.

Самостоятельная работа студентов по изучению отдельных тем дисциплины включает поиск учебных пособий по данному материалу,

проработку и анализ теоретического материала, самоконтроль знаний по данной теме с помощью контрольных вопросов и заданий.

Требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы

Подготовка к лабораторным работам оценивается в ходе устного опроса по пятибалльной системе.

Отчеты по лабораторным работам составляются студентами индивидуально и защищаются устно, оцениваются по пятибалльной системе.

По теме для самостоятельного изучения студенты опрашиваются устно на консультациях согласно графику, оцениваются по пятибалльной системе.

Критерии оценки выполнения самостоятельной работы

Оценка «Отлично»

- А) Задание выполнено полностью.
- Б) Отчет/ответ составлен грамотно.
- В) Ответы на вопросы полные и грамотные.
- Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «Хорошо»

- А), Б) - те же , что и при оценке «Отлично».
- В) Неточности в ответах на вопросы, которые исправляются после уточняющих вопросов.
- Г) Материал понят, осознан и усвоен.

Оценка «Удовлетворительно»

- А), Б - те же , что и при оценке «Отлично».
- В) Неточности в ответах на вопросы, которые не всегда исправляются после уточняющих вопросов.
- Г) Материал понят, осознан, но усвоен не достаточно полно.

Оценка «Неудовлетворительно»

- А) Программа не выполнена полностью.
- Б) Устный отчет и ответы на вопросы не полные и не грамотные.
- В) Материал не понят, не осознан и не усвоен.



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине «Неорганическая химия»
Направление 04.03.01 «Химия»
Профиль «Фундаментальная химия»
Форма подготовки (очная)

Владивосток
2018

I. Паспорт оценочных средств по дисциплине «Неорганическая химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач (ОПК-1);	Знает	Знает теоретические основы фундаментальных разделов химии
	Умеет	Умеет использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач
	Владеет	Сформированное, прочное, уверенное владение навыками использования полученных знаний теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач
знанием норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях (ОПК-6).	Знает	Знание норм техники безопасности
	Умеет	Умение реализовать знания в лабораторных и технологических условиях
	Владеет	Владеет нормами техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях
способностью выполнять стандартные операции по предлагаемым методикам (ПК -1)	знает	Знает технику лабораторной работы по неорганической химии
	умеет	Умеет применять навыки лабораторной работы по неорганической химии
	владеет	Владеет методами и навыками лабораторной работы по неорганической химии
владением системой фундаментальных химических понятий (ПК-3)	знает	Знает фундаментальные химические понятия
	умеет	Умеет использовать систему фундаментальных химических понятий
	владеет	Владеет системой фундаменталь-ных химических понятий
владением методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств (ПК-7)	знает	Знает методы безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств
	умеет	Умеет использовать методы безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств
	владеет	Владеет методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств

№ п/п	Контролируемые модули/	Коды и этапы формирования	Оценочные средства - наименование
-------	------------------------	---------------------------	-----------------------------------

	разделы / темы дисциплины	компетенций		текущий контроль	промежуточ ная аттестация	
1	Атомно- молекулярная теория	ОПК-1	Знает	Подготовка теории по лабораторной работе № 1, отчет, (ПР-6) семинар № 1 (УО-2), домашняя работа № 1	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)	
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам № 1, (ПР-6) контрольная работа № 1(ПР-2)		
			Владеет	отчеты по лабораторным работам № 1, (ПР-6) контрольная работа № 1 (ПР-2) подготовка с семинару № 1 (УО-2), домашняя работа № 1		
		ПК-3	Знает	Подготовка теории по лабораторной работе № 1(ПР-6) , отчет подготовка с семинару № 1, домашняя работа № 1		Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам № 1 (ПР-6), контрольная работа № 1(ПР-2)		

			Владеет	отчеты по лаб работам (ПР-6), конт работа № 1(ПР-2)	
2	Строение атома. Химическая связь	ОПК-1	Знает	Подготовка теории по лабораторной работе № 2,3 отчет(ПР-6)	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам №2,3,4(ПР-6) контрольная работа № 2(ПР-2)	
			Владеет	отчеты по лаб работам (ПР-6), контрольная работа № 2(ПР-2)	
		ПК-3	Знает	Подготовка теории по лаб работе № 2,3,4 отчет(ПР-6), семинару № 2 (УО-2), Домашняя работа №2	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам (ПР-6), Домашняя работа № 2,3 контрольная раб № 2(ПР-2)	
			Владеет	отчеты по лаб работам (ПР-6), Домашняя работа № 2,3,4 контрольная работа № 3 (ПР-2)	
3	Химическая термодинамика и кинетика	ОПК-6	Знает	Выполнение лаб работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен
			Умеет	Выполнение	

				лаб работ № 6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	семестровый (вопросы 31-60)
			Владеет	Выполнение лаб работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6 контрольная работа № 5 (ПР-2)	
		ПК-7	Знает	Выполнение лаб работ №6-7 (ПР-6) Домашние работы 5, 6 Семинар (УО-2)	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	Выполнение лабораторных работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	
			Владеет	Выполнение лаб работ №6-7 (ПР-6) Домашние работы 5, 6	
		ПК -1	Знает	Выполнение лаб работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6. Отчеты	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	Выполнение лаб работ №6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6	
			Владеет	Выполнение лабораторных работ № 6-7(ПР-6) Домашние работы 5, 6. Отчеты	
4	Растворы	ПК-3	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб работам,	Зачет, экзамен промежуточный

				Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) Домашние работы 7-11	ный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам(ПР-6)	
			Владеет	Выполнение лаб работ № 8-11(ПР-6) контрольная работа № 6-7(ПР-2)	
		ОПК-6	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) Домашние работы 7-11	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лабораторным работам, Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) Домашние работы 7-11	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лабораторных работ № 8-11(ПР-6) Домашние работы 7-11	
5	Окислительно-восстановительные реакции	ПК-3	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 12(ПР-6)	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен

				Домашние работы 12	семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 12 (ПР-6) Домашние контрольные работы (ПР-2)	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 12(ПР-6) Домашние работы 12	
		ОПК-6	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 12 (ПР-6) Домашние работы 12	Зачет, экзамен промежуточный, экзамен семестровый
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 12 (ПР-6) Домашние работы 12	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 12(ПР-6) Домашние работы 12 контрольная работа № 9(ПР-2)	
6	Элементы главных	ОПК-1	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб	Зачет, экзамен

подгрупп			работам, Выполнение лаб работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24 контрольная работа № 10- 15 (ПР-2)	промежуточ ный (вопросы 1- 30), экзамен семестровый (вопросы 31- 60)
		Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24	
		Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24	
	ПК-7	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лабораторных работ № 13- 22(ПР-6) Домашние работы 13-24	Зачет, экзамен промежуточ ный, экзамен семестровый
		Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 13-22 (ПР-6) Домашние работы 13-24	
		Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 13-22 (ПР-6) Домашние	

8	Комплексы	ОПК-1	Знает	работы 13-24 подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 23 (ПР-6) контрольная работа № 16 (ПР-2)	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)	
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 23 (ПР-6)		
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 23 (ПР-6)		
		ПК -1	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 23 (ПР-6)		Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 23 (ПР-6) Домашние работы 23		
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 23 (ПР-6)		
9	Элементы побочных подгрупп	ПК-3	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ №	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-	

				24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32 контрольная работа № 17-20 (ПР-2)	30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	
		ПК -1	Знает	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	Зачет, экзамен промежуточный (вопросы 1-30), экзамен семестровый (вопросы 31-60)
			Умеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	
			Владеет	подготовка теории и отчетов по лаб работам, Выполнение лаб работ № 24-30 (ПР-6) Домашние работы 25-32	

II. Шкала оценивания уровня сформированности компетенций

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		критерии	показатели
(ОПК-1) способность использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	знает (пороговый уровень)	Знает теоретические основы фундаментальных разделов химии	Знание основных теорий общей и неорганической химии	Знание теории строения атома Знание основ атомно-молекулярной теории Знание основных законов химии Знание теории растворения Знание теории электролитической диссоциации Знание химии элементов и их соединений
	умеет (продвинутый)	Умеет использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	Умение проводить химический эксперимент и объяснять результаты, используя теоретические знания	Умение проводить химический эксперимент по предложенной методике Умение использовать знания о химии элементов и их соединений Умение объяснять наблюдаемые явления, используя химические теории Умение решать задачи
	владеет (высокий)	Сформированное, прочное, уверенное владение навыками использования полученных знаний теоретических основ	Владение навыками химического эксперимента, Владение основными теоретическими законами и закономерностями при	Владение практикой химического эксперимента Понимание взаимосвязи между теорией и практикой, способность уверенно

		фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	объяснении наблюдаемых явлений	использовать теоретические знания и практические навыки
ОПК-6: знание норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	знает (пороговый уровень)	знание норм техники безопасности	знание норм техники безопасности и правил работы с химическими веществами	Знает нормы противопожарной безопасности Знает свойства различных классов химических веществ Знает правила работы с кислотами и щелочами Знает правила работы с растворителями
	умеет (продвинутый)	умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	Умение реализовывать технику безопасности и правила работы с химическими веществами	Умеет работать в лаборатории, соблюдая нормы техники безопасности Умеет работать с кислотами и щелочами Умеет работать с органическими растворителями
	владеет (высокий)	Владеет нормами техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	Владение техникой безопасности и правилами работы с химическими веществами, методами химического эксперимента	Владеет правилами и нормами техники безопасности. Владеет техникой эксперимента с соблюдением норм техники безопасности Владеет техникой работы с различными классами химических веществ
ПК -1 способностью выполнять	знает (пороговый)	Знает технику лабораторной работы по	Знание методики	Знает основные законы неорганической

стандартные операции по предлагаемым методикам	уровень)	неорганической химии	основного химического эксперимента	химии. Знает основные приемы лабораторной работы Знает свойства неорганических веществ
	умеет (продвинутый)	Умеет применять навыки лабораторной работы по неорганической химии	Умение применять основные навыки работы с неорганическими веществами Умеет оценивать свойства неорганических веществ и планировать эксперимент	Умеет выполнять опыты с солями, кислотами, основаниями Умеет выполнять операции нагревания, фильтрации, декантации Умеет планировать опыт исходя из свойств получаемых веществ
	владеет (высокий)	Владеет методами и навыками лабораторной работы по неорганической химии	Владение основными навыками выполнения химических операций по методическому указанию	Владеет навыками работы с солями, кислотами, основаниями Владеет навыками планирования химического эксперимента
ПК-3 Владение системой фундаментальных химических понятий	знает (пороговый уровень)	Знает фундаментальные химические понятия	Знает фундаментальные понятия атомно-молекулярной теории Знает фундаментальные понятия термодинамики и кинетики Знает фундаментальные понятия теории растворов Знает	Знает понятия: вещество, химический элемент, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, моль, молярная масса, относительная плотность, молярная и нормальная концентрация, раствор, массовая доля,

			<p>фундаментальные понятия теории комплексных соединений</p> <p>Знает фундаментальные понятия окислительно-восстановительных процессов</p>	<p>окислитель, восстановитель, рН, произведение растворимости и др.</p>
	умеет (продвинутой)	<p>Умеет использовать систему фундаментальных химических понятий</p>	<p>Умеет использовать фундаментальные понятия атомно-молекулярной теории</p> <p>Умеет использовать фундаментальные понятия термодинамики и кинетики</p> <p>Умеет использовать фундаментальные понятия теории растворов</p> <p>Умеет использовать фундаментальные понятия теории комплексных соединений</p> <p>Умеет использовать фундаментальные понятия окислительно-восстановительных процессов</p>	<p>Умеет использовать понятия: вещество, химический элемент, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, моль, молярная масса, относительная плотность, молярная и нормальная концентрация, раствор, массовая доля, окислитель, восстановитель, рН, произведение растворимости и др.</p>
	владеет (высокий)	<p>Владеет системой фундаментальных химических понятий</p>	<p>Владеет системой фундаментальных понятий атомно-молекулярной</p>	<p>Владеет системой фундаментальных понятий: вещество, химический</p>

			<p>теории Владеет системой фундаментальные понятия термодинамики и кинетики Владеет системой фундаментальные понятия теории растворов Владеет системой фундаментальные понятия теории комплексных соединений Владеет системой фундаментальные понятия окислительно-восстановительных процессов</p>	<p>элемент, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, моль, молярная масса, относительная плотность, молярная и нормальная концентрация, раствор, массовая доля, окислитель, восстановитель, рН, произведение растворимости и др.</p>
<p>ПК-7 Владение методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств</p>	<p>знает (пороговый уровень)</p>	<p>Знает методы безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств</p>	<p>Знает методы безопасного обращения с химическими веществами Знает физические и химические свойства основных классов химических веществ</p>	<p>Знает правила и методы работы с металлами, кислотами, щелочами, солями. Знает правила и методы работы химической посудой Знает химические и физические свойства основных классов неорганических веществ</p>
	<p>умеет (продвинутый)</p>	<p>Умеет использовать методы безопасного обращения с химическими</p>	<p>Умеет использовать методы безопасного обращения с химическими</p>	<p>Умеет использовать правила и методы работы с металлами, кислотами,</p>

		материалами с учетом их физических и химических свойств	веществами Умеет использовать знания о физических и химических свойствах основных классов химических веществ	щелочами, солями. Умеет использовать правила и методы работы химической посудой Умеет использовать химические и физические свойства основных классов неорганических веществ
	владеет (высокий)	Владеет методами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств	Владеет методами безопасного обращения с химическими веществами Владеет знаниями о физических и химических свойствах основных классов химических веществ	Владеет правилами и методами работы с металлами, кислотами, щелочами, солями. Владеет правилами и методами работы химической посудой Владеет знаниями о химических и физических свойствах основных классов неорганических веществ

Примерный перечень оценочных средств (ОС)

I. Контрольная работа

1. Контрольная работа/тест (ОС-1) (Средство контроля, организованное как самостоятельная работа обучающихся по темам курса и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.) - Вопросы по темам/разделам дисциплины.

2. Семинар/устный опрос

Семинар/устный опрос (ОС-2)

(Средство контроля усвоения учебного материала темы, раздела или

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

3. **Экзамен** (Средство промежуточного контроля) – Вопросы к экзамену, образцы билетов.

**Вопросы к экзамену по «Неорганической химии»:
(для семестровых экзаменов)**

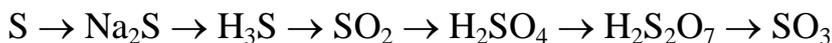
К аттестации по дисциплине допускаются студенты, выполнившие все лабораторные и практические работы и защитившие отчеты по ним.

1 семестр

1. Гидролиз солей по катиону. Количественная характеристика.
2. Водород. Распространенность в природе. Промышленные и лабораторные способы получения. Химические свойства.
3. Осуществить ряд превращений:
 $S \rightarrow SO_2 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2S_3O_{10}$
4. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $NaClO + FeSO_4 + NaOH \rightarrow$
5. Определить pH 0.1 М раствора ацетата натрия.
6. Гидролиз солей по аниону. Количественная характеристика.
7. Перекись водорода. Строение. Получение. Физические и химические свойства.
8. Осуществить ряд превращений:
 $Se \rightarrow SeO_2 \rightarrow NaHSeO_3 \rightarrow Na_2SeO_3 \rightarrow Na_2SeO_4$
 - a. $\downarrow \rightarrow SeO_3$
9. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
10. Определить pH 0.1 М раствора хлорида меди(II).
11. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. Количественная характеристика.
12. Галогены. Общая характеристика элементов и их соединений.
13. Осуществить ряд превращений:
 $Te \rightarrow TeO_2 \rightarrow NaHTeO_3 \rightarrow Na_2TeO_3$.
 - a. $\downarrow \rightarrow Te_2O_3NO_3$
14. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $Br_2 + SO_2 + H_2O \rightarrow$
15. Определить pH 0.1 М раствора карбоната натрия.
16. Гидролиз в реакциях обмена солей.

17. Лабораторные и промышленные способы получения хлора. Очистка хлора от примесей.

18. Осуществить ряд превращений:



19. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



20. Ацетат натрия массой 8.2 г растворили в воде объемом 1 л.

Определить pH раствора

21. Количественная характеристика процесса гидролиза.

22. Водородные соединения галогенов. Промышленные и лабораторные способы получения. Свойства.

23. Осуществить ряд превращений:



24. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



25. Оксид серы(IV) объемом 1.12 л при нормальных условиях растворили в 500 мл воды. Определить pH раствора.

26. Сравнительная характеристика кислородсодержащих соединений хлора.

27. Почему алюминий, нерастворимый в воде, растворяется в растворе карбоната натрия?

28. Осуществить ряд превращений:



29. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



30. Какой объем оксида серы(IV) при нормальных условиях следует пропустить через раствор гидроксида натрия объемом 100 мл ($C_m(NaOH) = 0.2$ моль/л) для превращения его в гидросульфит?

31. Кислородсодержащие соединения брома. Получение и свойства.

32. Факторы, влияющие на гидролиз солей.

33. Получение и свойства тиосульфата натрия.

34. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



35. Определить pH 0.1 М раствора гипохлорита натрия.

36. Аллотропия кислорода. Получение и свойства всех аллотропных форм.

37. Осуществить ряд превращений:



38. Совместный гидролиз двух солей.
39. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{Na}_2\text{S}_3 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
40. Определить pH 0.1 М раствора хлорида свинца(II).
41. Аллотропия серы. Отношение серы к кислотам и щелочам.
42. Карбонат натрия массой 10.6 г растворен в 1 л воды. Определить степень гидролиза, константу гидролиза, pH раствора.
43. Осуществить ряд превращений:
 $\text{Se} \rightarrow \text{SeO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{Se}$
44. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{NaClO}_3 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
45. Исходя из хлорида натрия, получить хлор и гипохлорит натрия
46. Водородные соединения элементов подгруппы серы. Получение, свойства.
47. В воде объемом 1 л растворили ацетат натрия массой 8.2 г. Определить степень гидролиза, константу гидролиза, pH раствора?
48. Осуществить ряд превращений:
 $\text{Br}_2 \rightarrow \text{NaBrO} \rightarrow \text{NaBrO}_3 \rightarrow \text{NaBrO}_4$
49. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{NaIO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
50. Отношение иода к кислотам и щелочам.
51. Соединения серы в степени окисления +4.
52. Осуществить ряд превращений:
 $\text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{NaIO}_3 \rightarrow \text{NaI}$
53. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
54. В воде объемом 1 л растворили хлороводород объемом 11.2 л при нормальных условиях. Определить pH раствора.
55. Соединения серы в степени окисления +6.
56. Осуществить ряд превращений:
 $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaClO}$
57. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
58. Полисерные кислоты. Политионовые кислоты.
59. Осуществить ряд превращений:
 $\text{NaI} \rightarrow \text{NaIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{NaIO} \rightarrow \text{I}_2$
60. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

61. Почему магний, нерастворимый в воде, растворяется в растворе хлорида алюминия?

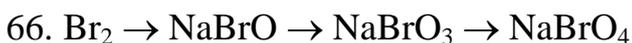
62. Определить pH, константу гидролиза, степень гидролиза 0.1 М раствора гипохлорита натрия

63. Кислородсодержащие соединения селена.

64. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



65. Осуществить ряд превращений:



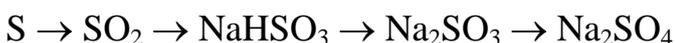
67. Гидролиз ковалентных галогенидов.

68. Гипохлорит натрия массой 7.45 г растворили в воде объемом 500 мл. Определить pH раствора.

69. Кислородсодержащие соединения теллура.

70. Отношение иода к кислотам и щелочам.

71. Осуществить ряд превращений:



72. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. Количественная характеристика.

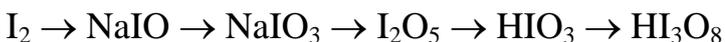
73. В воде объемом 500 мл растворен аммиак объемом 5.6 л при нормальных условиях. Определить pH раствора.

74. Отношение элементов подгруппы серы к кислотам и щелочам.

75. Определить pH 0.1 М раствора сероводородной кислоты, учитывая его диссоциацию по первой ступени.

76. Гидролиз в реакциях обмена солей.

77. Осуществить ряд превращений:



78. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



2 семестр

1. Способность элементов периодической системы к комплексообразованию. Основные понятия в комплексных соединениях: комплексообразователь, лиганд, к.ч. и т.д..

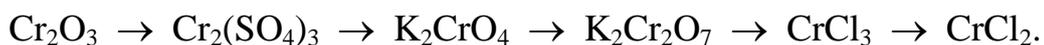
2. Элементы триады железа. Строение атомов, характерные степени окисления, свойства простых и сложных веществ.

3. Уравнять с использованием ионно-электронной схемы:



4. Вычислить pH раствора, полученного при прибавлении к 200 мл 0.1 н раствора соляной кислоты раствора объемом 10 мл ($\rho_{\text{р-ра}} = 1.07 \text{ г/мл}$) с массовой долей гидроксида натрия 6%.

5. Диссоциация комплексных соединений. $K_{\text{нест.}}$, $K_{\text{уст.}}$.
6. Платиновые металлы. Строение атома, характерные степени окисления, координационные числа. Отношение простых веществ к кислотам и щелочам. Свойства оксидов и гидроксидов..
7. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{KMnO}_4 + \text{SmCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
8. Образуется ли осадок иодида серебра, если к 0.2 М раствору $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{I}_2\text{O}_3)_2]$ прилить равный объем 0.2 М раствора иодида калия?
9. Описание строения комплексных соединений по МВС.
10. Свойства простых и сложных веществ элементов подгруппы скандия.
11. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{KOH} \rightarrow$
12. В воде объемом 500 мл при 18°C растворяется 0.0166 г Ag_2CrO_4 . Рассчитать произведение растворимости соли.
13. Описание строения комплексных соединений по ТКП.
14. Свойства простых и сложных веществ элементов подгруппы титана.
15. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{Ce}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{NaBiO}_3 \rightarrow$
16. Какой объем концентрированного (25%) раствора аммиака ($\rho = 0.91$ г/мл) необходимо добавить к 100 мл 0.1 н раствора сульфата марганца(II), чтобы выпал осадок?
17. Виды изомерии комплексных соединений.
18. Элементы подгруппы ванадия. Свойства простых веществ.
19. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
20. Для окисления промышленной перекиси водорода массой 5 г в присутствии кислоты требуется 78 мл 0.1 н раствора перманганата калия. Определить массовую долю перекиси в растворе.
21. Особые группы комплексных соединений: многоядерные комплексы, ИПС, ГПС, кластеры, клатраты.
22. Свойства оксидов и гидроксидов элементов подгруппы ванадия в различных степенях окисления.
23. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\text{CeO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
24. Исходя из величины произведения растворимости карбоната кальция, найти массу, содержащуюся в 100 мл его насыщенного раствора
25. Строение атомов и свойства лантаноидов.
26. Осуществить ряд превращений:



27. Для иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ энергия расщепления равна 167.2 кДж/моль. Какова окраска соединений Cr(III) в водных растворах?

28. Одинакова ли причина неустойчивости в водном растворе ионов V^{2+} и V^{4+} ? Объяснение подтвердите уравнениями реакций.

29. Вычислить энергию стабилизации поля лигандов для высокоспиновых ионов Co^{2+} в октаэдрическом и тетраэдрическом окружении, если Δ_0 (кДж/моль) равна 110.9.

30. Получение и свойства соединений ванадия в низших степенях окисления.

31. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



32. Исходя из величины произведения растворимости сульфида меди, определить его массу, содержащуюся в 50 мл насыщенного раствора.

33. Получение и свойства соединений ванадия в высшей степени окисления.

34. Определить pH 0.1 М раствора хлорида меди(II).

35. Осуществить ряд превращений:



36. Эффективный магнитный момент комплекса $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-}$ равен 1.7 М.Б. Установить, к какому классу он относится. Определить тип гибридизации АО комплексообразователя

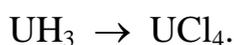
37. Отношение элементов подгруппы хрома к кислотам и щелочам.

38. Осуществить ряд превращений:



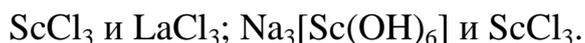
39. Вычислить энергию комплекса $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, если Δ , кДж/моль = 182; P , кДж/моль = 250.5.

40. Добавьте недостающий реагент и уравняйте реакцию:



41. Соединения хрома в степени окисления +3. Получение и свойства.

42. Качественно сравните гидролизуемость солей:



43. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0.1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем дополнительно 1 моль аммиака.

44. Исходя из калия, хлора, воды и оксида марганца(IV), получить манганат калия, перманганат калия.

45. Соединения хрома в степени окисления +6. Получение и свойства.

46. Как изменится концентрация ионов ртути при добавлении к 0.01 М раствору $\text{Na}_2[\text{HgI}_4]$ объемом 1 л иодида натрия количеством 0.001 моль?

47. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



48. Объясните механизм действия смеси концентрированной азотной и плавиковой кислот на металлический цирконий.

49. Элементы подгруппы марганца. Отношение к кислотам, щелочам.

50. Осуществить ряд превращений:



51. 3. Определить тип гибридизации АО комплексообразователя в комплексе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

52. При взаимодействии сплава рубидия с другим щелочным металлом массой 4.6 г с водой выделился водород объемом 2.24 л при нормальных условиях. Какой щелочной металл был взят?

53. Соединения марганца в степени окисления +2, +4. Получение и свойства.

54. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:

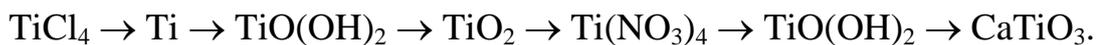


55. Будет ли выпадать осадок сульфида меди, если к 0.01 М раствору $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ объемом 200 мл добавить 0.1 М раствор сульфида калия объемом 300 мл?

56. Как изменяется сила оснований в ряду $\text{Ce}(\text{OH})_3$ — $\text{Lu}(\text{OH})_3$? Почему?

57. Соединения марганца в степени окисления +6, +7. Получение и свойства.

58. Осуществить ряд превращений:



59. При подкислении концентрированного раствора ортованадата натрия образуются вначале ионы $(\text{V}_{10}\text{O}_{28})^{6-}$, затем VO_2^+ . Напишите уравнения реакций этого перехода.

60. Для растворения PbI_2 массой 1.16 г потребовалось 2 л воды. Найти произведение растворимости этой соли.

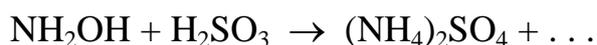
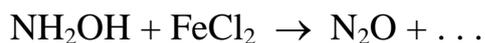
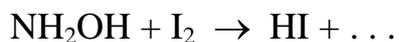
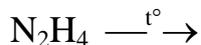
Вопросы к экзамену 2 семестра:

Тема: Азот, соединения азота

1. Как распределены электроны в молекуле азота по молекулярным орбиталям? Чем можно объяснить малую реакционную способность азота?

2. Как получают азот в лаборатории и в промышленности?

3. Напишите формулы соединений, которые азот образует с водородом. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем следующие реакции:



Какие свойства проявляют гидразин и гидроксилламин в этих реакциях?

4. Какими способами можно получить аммиак в лаборатории? Какое вещество следует брать в качестве осушителя для получения "сухого" газообразного аммиака?

5. Напишите уравнение реакции взаимодействия аммиака с водой. Какие молекулы и ионы существуют в водном растворе аммиака?

6. Напишите уравнения реакций термического разложения следующих солей: NH_4NO_2 , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

7. Напишите формулы всех оксидов азота. Объясните причину димеризации некоторых из них. Какие оксиды азота являются кислотообразующими?

8. Объясните малую устойчивость азотистой кислоты. Какие свойства проявляют азотистая кислота и ее соли? Приведите примеры реакций, в которых нитрит натрия является окислителем, восстановителем.

9. Приведите уравнение реакции получения азотной кислоты в лаборатории. Как азотная кислота будет взаимодействовать с серой, фосфором, медью? Уравнения реакций.

10. Почему действием азотной кислоты можно получить углекислый газ из карбоната натрия и нельзя получить сернистый газ из сульфита натрия? Напишите уравнения реакций.

11. Что называется "царской водкой"? Каково ее действие на золото, платину? Напишите уравнения этих реакций.

12. Рассчитайте рН 0.1 М раствора нитрита натрия.

Тема: Фосфор, соединения фосфора

1. Какое положение занимает фосфор в периодической системе Д.И. Менделеева? Напишите электронную конфигурацию атома фосфора. Какие орбитали атома фосфора принимают участие в образовании химической связи в следующих соединениях и ионах: PH_3 , PH_4^+ , P_4 , PCl_3 , PF_6^- , PCl_5 , PO_4^{3-} , HPO_3^{2-} ?

2. Какие аллотропные модификации фосфора известны? Каковы условия взаимного превращения модификаций?

3. В виде каких соединений фосфор встречается в природе? Как получают фосфор в свободном виде? Какие еще соединения фосфора можно получить из фосфорита?

4. Напишите уравнения реакций взаимодействия фосфора с азотной кислотой, раствором гидроксида натрия.

5. Какое строение имеет ион фосфония? В каких условиях могут быть получены соли фосфония? Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида фосфония с водой.

6. Напишите уравнение реакции получения фосфорноватистой кислоты из белого фосфора. Каковы ее основность и окислительно-восстановительные свойства? Приведите примеры реакций.

7. Как получают фосфористый ангидрид? Существует ли разница взаимодействия фосфористого ангидрида с холодной и горячей водой? Напишите уравнения реакций.

8. Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и объясните, какие свойства проявляет фосфористая кислота в процессах:



9. Какие процессы происходят при гидратации фосфорного ангидрида? Напишите уравнения диссоциации фосфорных кислот и их графические формулы. Какими качественными реакциями можно различить метафосфорную, ортофосфорную, пиррофосфорную кислоты и их соли?

10. Напишите уравнения гидролиза одно-, двух- и трехзамещенных фосфатов натрия. Объясните, почему в этих трех случаях величина водородного показателя (рН) раствора различна.

11. Напишите уравнения реакций, протекающих при нагревании и прокаливании следующих соединений: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

12. К какому классу соединений относятся галогениды фосфора? Напишите уравнения реакций гидролиза треххлористого и пятихлористого фосфора. Как распознать продукты их гидролиза?

13. Для фосфора получены хлориды состава PCl_3 и PCl_5 , а для азота лишь NCl_3 . Чем это объясняется?

Тема: Сурьма и висмут

1. Какое положение в ряду активности металлов занимают сурьма и висмут? Как относятся сурьма и висмут к кислотам, щелочам? Напишите уравнения реакций.

2. Объясните, почему выпадает осадок оксида сурьмы(III) при сливании раствора хлорида сурьмы(III) с раствором соды при нагревании. Напишите уравнение реакции.

3. Допишите уравнения реакций:



4. Какие вещества образуются при действии воды на хлорид и нитрат висмута? Как готовятся растворы хлорида и нитрата висмута?

5. Как можно получить соединения висмута в высшей степени окисления? Каковы их свойства? Приведите уравнения реакций.

6. Напишите уравнения реакций:



Тема: Углерод, соединения углерода

1. Напишите электронную конфигурацию атома углерода. Будет ли устойчива молекула углерода состава C_2 (по методу ММО)? Какую кристаллическую решетку образуют атомы углерода в алмазе и графите?

2. Какие орбитали атомов углерода принимают участие в образовании химических связей соединений CF_4 , CO , CO_2 , CO_3^{2-} ?

3. Какое равновесие устанавливается при растворении углекислого газа в воде? Как смещается установившееся равновесие при добавлении растворов щелочей и кислот?

4. Как получают окись углерода в лаборатории и промышленности? Какими свойствами обладает окись углерода и где применяется?

5. Рассчитайте pH 0.1 М раствора карбоната натрия, учитывая гидролиз по первой ступени

Тема: Кремний, соединения кремния

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия кремния с кислотами и щелочами.

2. Какие известны водородные соединения кремния, как они получают?

3. Каким образом можно из двуоксида кремния получить растворимые в воде соединения кремния? Напишите уравнение реакции.

4. Сравните физико-химические свойства (строение, устойчивость, отношение к воде) аналогичных по составу соединений углерода и кремния



Объясните различие их свойств.

Тема: Соединения олова и свинца

1. Какое положение в ряду активности металлов занимают олово и свинец? Как реагируют олово и свинец с кислотами и щелочами? Напишите уравнения реакций.

2. Чем отличаются структуры α -оловяной и β -оловяной кислот? Как осуществить превращение α -оловяной кислоты в β -оловяную и наоборот?

3. Кислотные или основные свойства преобладают у гидроксида олова(II), у гидроксида олова(IV)? Напишите уравнения реакций, подтверждающих эти свойства.

4. Какое из двух соединений, SnCl_2 или SnCl_4 , гидролизуется сильнее? Напишите уравнения реакций их гидролиза.

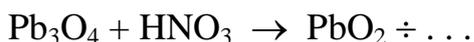
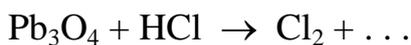
5. Напишите уравнения реакций:



6. Сульфид олова(IV) может быть растворен в односернистом аммонии, в соляной кислоте и в щелочи. Напишите уравнения реакций. Какие свойства проявляет сульфид олова(IV) в этих реакциях?

7. Для свинца известны четыре оксида PbO , Pb_3O_4 , Pb_2O_3 и PbO_2 . Как они называются? Какую степень окисления проявляет свинец в этих соединениях?

8. Допишите следующие уравнения реакций и подберите коэффициенты:



9. Какой из гидроксидов обладает более сильными основными свойствами, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ или $\text{Pb}(\text{OH})_2$? Почему?

10. Какая из солей, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, Na_2PbO_2 или Na_2SnO_2 , гидролизуется сильнее? Почему?

Тема: Бор и его соединения

1. Молекула B_2 парамагнитна, постройте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей для этой молекулы. Какая кратность связи в молекуле бора?

2. В виде каких соединений бор встречается в природе? Как получают бор в свободном состоянии?

3. Напишите уравнения реакций, которые могут происходить при нагревании смеси Mg и B_2O_3 . Как выделить бор из продуктов этого взаимодействия?

4. Какой состав и строение имеет простейший боран? Напишите уравнение реакции его получения.

5. Как можно получить борный ангидрид? Какое вещество образуется при растворении его в воде?

6. Напишите уравнение реакции нейтрализации борной кислоты.
7. Напишите уравнение реакции получения этилового эфира борной кислоты. Изобразите графическую формулу этого соединения.
8. Напишите уравнение гидролиза тетрабората натрия.
9. Что называется "перлом буры"? Как его получают? Напишите уравнение реакции образования "перла буры" из буры и нитрата кобальта.
10. Напишите уравнение реакции получения пербората натрия из метабората натрия. Где используются перекисные соединения бора?

Тема: Алюминий

1. В виде каких соединений алюминий встречается в природе? Как получают металлический алюминий в промышленности?
2. Охарактеризуйте с помощью уравнений реакций отношение алюминия к воде, кислотам, щелочам.
3. Напишите уравнения реакций получения из оксида алюминия следующих соединений: алюмината натрия, хлорида алюминия, алюмокалиевых квасцов.
4. Какое из веществ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или NaOH следует взять для полного осаждения гидроксида алюминия? Почему? Напишите уравнения реакций.
5. Как изменяется окраска индикаторов (лакмус) в растворах сульфата алюминия, алюмината натрия? Какое из этих соединений гидролизует сильнее и почему?
6. Напишите уравнения реакций:



Тема: Элементы III (B)

1. Составить электронные конфигурации для атомов и ионов следующих элементов: а) лантана, гадолиния, лютеция; б) церия (+3), неодима (+3).
2. Записать взаимодействие скандия, иттрия, лантана и актиния с водой и кислотами.
3. Сравнить гидролизуемость солей:
 ScCl_3 и LaCl_3 ; ScCl_3 и $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$; $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ и $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$.

4. Составить формулы комплексных соединений скандия с фторид-, оксалат- и сульфат-ионами.

5. Записать формулы основных и амфотерных гидроксидов 4f-элементов. Подтвердить свойства уравнениями реакций.

6. Записать уравнение реакции получения и термического разложения оксалата лантана. Составить уравнение растворения оксалата лантана в избытке щавелевой кислоты.

7. Какие реакции протекают при взаимодействии $\text{CeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ с кислотами и щелочами?

8. Масса колбы с газообразным фторидом урана равна 45.2 г, масса той же колбы с кислородом - 13.2 г, а с воздухом - 12.9 г. Установить формулу фторида урана.

9. Какие актиноиды, тяжелые или легкие, ближе по свойствам к лантаноидам? Почему?

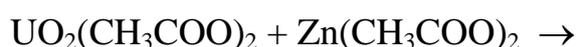
10. Составить уравнения реакций взаимодействия урана со фтором, хлором, водородом, кислородом, водой, соляной и азотной кислотами. Какую степень окисления имеет уран в полученных соединениях?

11. Написать уравнение реакции взаимодействия оксида урана(VI) с азотной кислотой и водой. Какой катион образуется? Какое у него строение?

12. Соли уранила можно получить из гидроксида уранила (диоксоурана(VI)). Написать уравнения реакций.

13. Ион уранила существует в растворе в гидратированной форме $[\text{UO}_2(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и построен в виде гексагональной бипирамиды. Нарисовать строение этой частицы. В нитрате часть воды замещена на бидентатные нитратные группы. Нарисовать строение частицы $[\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2]^0$.

14. Составить уравнения реакций получения комплексных солей уранила:



15. Образование желтого осадка натрий-цинкуранилацетата используется для определения ионов натрия. Составить уравнение реакции взаимодействия триацетатоуранато(VI) цинка с хлоридом натрия.

16. Написать уравнение реакции получения диураната аммония из нитрата аммония и аммиака. По составу диуранат-анион напоминает дихромат-ион. Написать уравнение реакции взаимодействия диураната аммония с разбавленной соляной кислотой и уравнение реакции разложения его при нагревании.

17. Соединения урана(IV) окрашены в зеленый цвет и получаются при восстановлении солей уранила цинком в сернокислотном растворе. Написать уравнение реакции.

18. Гидроксид урана(IV) и фторид урана(IV) нерастворимы в воде. Написать уравнения реакций их получения из сульфата урана(IV).

19. Сульфат урана(IV) обесцвечивает подкисленный раствор перманганата калия. О каких свойствах соединений урана(IV) это говорит? Написать уравнение реакции.

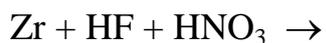
20. Как можно получить хлорид урана(III)? Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает это соединение?

21. Одним из важнейших оксидов урана является U_3O_8 . Как еще можно представить его формулу? В каких степенях окисления содержится в этом оксиде уран?

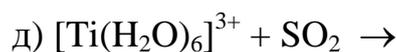
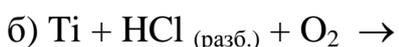
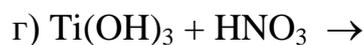
Тема: Элементы IV (Б)

1. Отношение элементов подгруппы титана к кислотам и щелочам.
2. Получение и свойства титановой кислоты.
3. Написать уравнения реакций получения и гидролиза солей $TiCl_4$, Na_2TiO_3 .
4. Соединения титана в низших степенях окисления. Получение и свойства.
5. Какая масса титаната калия получится при сплавлении смеси, состоящей из диоксида титана массой 1 г и карбоната калия массой 10 г, если выход продукта реакции 70%?

6. Написать уравнения реакций:



7. Составить уравнения следующих реакций:

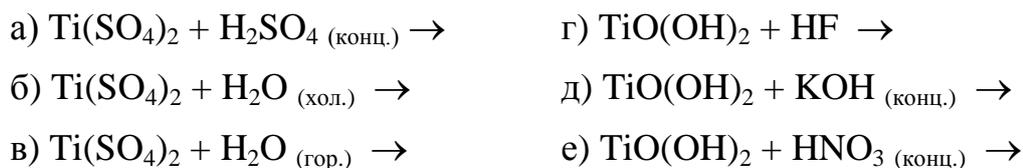




8. Может ли катион титана(III) взаимодействовать с катионом железа(III), дихромат-ионом и хлорат-ионом? Составить уравнения реакций.

9. Составить координационные формулы трех гидратных изомеров состава $\text{TiCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Предложить химический метод идентификации лигандов, входящих в состав внутренней сферы изомерных комплексных соединений.

10. Составить уравнения следующих реакций:



11. Известно большое число бинарных соединений титана - нитридов, фосфидов, карбидов, среди которых наиболее подробно изучены TiN, TiP, TiC. Составить уравнения реакций с их участием:



12. Цирконий и гафний переводятся в раствор только под действием смесей $\text{HCl} + \text{HNO}_3$ и $\text{HF} + \text{HNO}_3$. Что произойдет при нейтрализации полученных растворов концентрированным раствором щелочи? Написать уравнения реакций.

13. Написать уравнение реакции, отражающее поведение раствора хлорида циркония(III) при стоянии на воздухе.

14. Цирконий в степени окисления +4 склонен к образованию ацидокомплексов. Привести примеры таких ацидокомплексов. Чему равно координационное число центрального атома в таких комплексах?

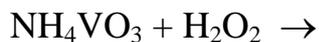
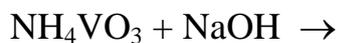
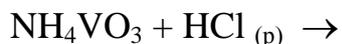
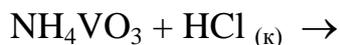
15. В кристаллической решетке $\text{ZrOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ обнаружены комплексные ионы $[\text{Zr}_4(\text{H}_2\text{O})_{16}(\text{OH})_8]^{8+}$. Изобразить геометрическое строение такого катиона, зная, что атомы циркония(IV) образуют квадрат и связаны попарно двумя мостиковыми гидроксолигандами.

Тема: Элементы V (Б)

1. Какой объем раствора с массовой долей карбоната натрия 10% ($\rho_{\text{р-ра}} = 1.05 \text{ г/мл}$) необходимо приготовить для реакции с оксидом ванадия(V) массой 1 г, если соотношение реагентов 1.2:1? Какая масса ванадата аммония может быть получена при взаимодействии полученного

раствора с раствором хлорида аммония, если выход продукта реакции 60%?

2. Закончить уравнения реакции:



3. Написать уравнения реакций, соответствующих изменению окраски:



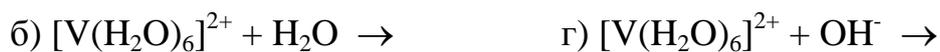
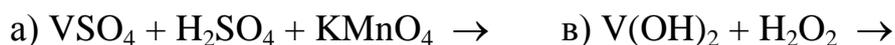
красная

4. Закончить уравнения реакций:



5. По правилу Сиджвика определить состав карбонильного комплекса ванадия. Будет ли он диамагнитным или парамагнитным? Объяснить, почему этот комплекс легко реагирует с калием с образованием однозарядного аниона.

6. Составить уравнения реакций:



Какие химические свойства ванадия(II) отражают эти реакции?

7. Относительно устойчивые в водном растворе катионы оксованадия(IV) могут быть восстановлены до катионов гексаакваванадия(III) иодоводородом. Написать уравнение реакции. Предложить другие подходящие восстановители для катиона ванадила.

8. Известно, что ванадий не образует высшего хлорида. Дать объяснение этому факту. При составлении ответа примите во внимание, что хлорид ванадия(IV) образуется только в безводных условиях. Почему? Привести примеры реакций его получения. Написать уравнение реакции разложения хлорида ванадия(IV) при температуре кипения. Каков тип связи в низших хлоридах ванадия VCl_3 и VCl_2 ?

Тема: Элементы VI (Б)

1. Выписать из справочника формулы основных минералов хрома. Предложить способы "вскрытия" этих минералов. Какие еще технически ценные металлы в них содержатся?
2. Охарактеризовать уравнениями реакций отношение элементов подгруппы хрома к кислотам и щелочам.
3. Привести уравнения реакций получения всех оксидов хрома и их взаимодействия со следующими веществами: а) хлороводородной кислотой; б) концентрированной азотной кислотой; в) гидроксидом натрия (в растворе, при сплавлении).
4. Рассчитать массу оксида хрома(III) и пиросульфата калия, необходимую для получения сульфата хрома массой 6 г, если выход продукта реакции 80%.
5. Написать уравнение реакции сплавления оксида хрома(III) с гидроксидом натрия.
6. Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерные свойства гидроксида хрома(III).
7. Используя уравнения реакций, описать, как изменяются свойства оксидов в ряду: $\text{CrO} \text{ — } \text{Cr}_2\text{O}_3 \text{ — } \text{CrO}_3$. Почему?
8. Рассчитать pH 0.1 М раствора сульфата хрома(III), учитывая его гидролиз по I ступени.
9. Написать уравнения реакций взаимодействия иодида калия с дихроматом калия в кислой и нейтральной средах.
10. Написать уравнение реакции взаимодействия хромата калия с сульфидом калия в щелочной среде.
11. К раствору сульфата хрома(III) добавляют раствор сульфида аммония до прекращения образования осадка и выделения газа. Написать уравнение реакции. Указать окраску конечного раствора, цвет и состав осадка, свойства выделившегося газа. Предложить способы идентификации вещества в осадке и выделившегося газа.
12. Составить координационные формулы и названия всех возможных комплексных соединений состава $\text{CrCl}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, где $n = 3$ или 6. Какие из них будут гидратными изомерами?
13. Указать различия в строении и химической связи в комплексах хрома(III): $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ и $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_4]^-$; $[\text{Cr}(\text{En})_3]^{3+}$ и $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$.

14. Дихромат калия в сернокислом водном растворе обрабатывают этанолом при нагревании, полученную смечь охлаждают. Какое вещество кристаллизуется из раствора при упаривании? Написать уравнение реакции.

15. Составить уравнения реакций, протекающих при переводе в раствор молибдена действием смеси фтороводородной и концентрированной азотной кислот и вольфрама сплавлением с пероксидом натрия или со смесью нитрата и гидроксида калия.

16. Написать уравнение реакции образования молибденовой сини (взяв в качестве одного из составляющих ее оксид Mo_4O_{11}) действием сероводорода на подкисленный раствор молибдата аммония.

Тема: Элементы VII (Б)

1. Привести формулы не менее трех распространенных минералов марганца. Предложить способы химического растворения ("вскрытия") этих минералов.

2. Привести формулы всех известных оксидов марганца и способы их получения. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов с возрастанием степени окисления марганца? Написать уравнения реакций взаимодействия оксидов марганца с хлороводородной кислотой.

3. Написать уравнения реакций взаимодействия перманганата калия с сульфитом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

4. Какой объем кислорода при 20°C и 760 мм ртутного столба образуется при термическом разложении перманганата калия массой 20 г, если выход продукта реакции 90%?

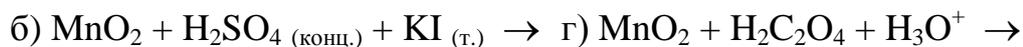
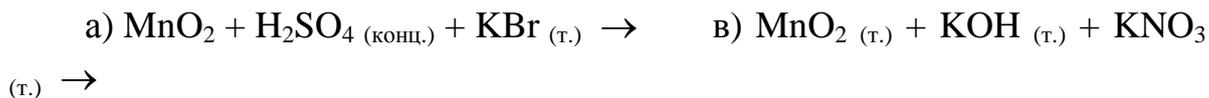
5. Какой объем раствора с массовой долей аммиака 25% ($\rho_{\text{р-ра}} = 0.91$ г/мл) необходимо добавить к 100 мл 0.1 н раствора сульфита марганца(II), чтобы выпал осадок?

6. Вычислить нормальность 0.1 М раствора перманганата калия, используемого для окисления сульфида натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

7. Написать уравнение реакции получения гидроксида марганца(II). Каков кислотно-основной характер этого соединения? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

8. Предложить способы получения кристаллогидрата $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, исходя из реагентов: а) KMnO_4 ; б) K_2MnO_4 ; в) MnO_2 ; г) Mn . Ответы подтвердить уравнениями реакций.

9. Составить уравнения следующих реакций:



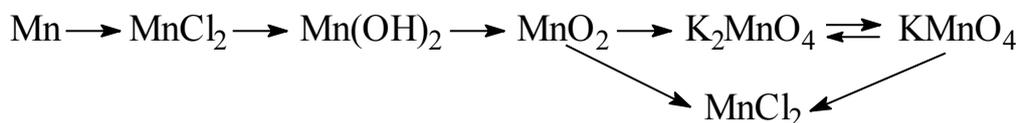
10. С позиций метода валентных связей и теории кристаллического поля рассмотреть геометрическое и электронное строение ионов MnO_4^- , MnO_4^{2-} , MnO_4^{3-} . Указать окраску этих ионов. Обладают ли они магнитным моментом?

11. Перманганат калия в сильнощелочном растворе постепенно превращается вначале в манганат калия, а затем в оксид марганца(IV) с одновременным выделением газа. Составить уравнения происходящих при этом реакций.

12. Требуется обесцветить раствор, содержащий небольшое количество перманганата калия, но так, чтобы не происходило выпадение осадка. Предложить возможные пути решения этой задачи. Написать уравнения реакций.

13. В одну пробирку помещена навеска стружки марганца, в другую - рения. В обе пробирки добавлен концентрированный раствор пероксида водорода. Написать уравнения происходящих реакций.

14. Осуществить ряд превращений:



Тема: Элементы триады железа

1. Привести все возможные доводы целесообразности изучения химических свойств элементов VIII Б группы по следующей схеме: Fe-Co-Ni; Ru-Os; Ph-Ir; Pd-Pt. Указать преимущества и недостатки схем изучения химических свойств по трем вертикальным рядам Fe-Ru-Os, Co-Rh-Ir, Ni-Pd-Pt и по триадам Fe-Co-Ni, Ru-Rh-Pd, Os-Ir-Pt.

2. Изменение устойчивых степеней окисления элементов VIII Б подгруппы по горизонтальным и вертикальным рядам.

3. В каких условиях стабилизируется для кобальта и никеля степень окисления +3?

4. Распространенность элементов VIII Б подгруппы в природе и наиболее характерные минералы.

5. Отношение элементов VIII Б подгруппы к кислотам и щелочам.

6. Сделать вывод об изменении восстановительной способности гидроксидов $M(OH)_2$ для $M = Fe, Co, Ni$ и о возможности их самопроизвольного окисления кислородом воздуха.

7. Изменение устойчивости и кислотно-основных свойств оксидов в ряду $Fe_2O_3 — Co_2O_3 — Ni_2O_3$.

8. Подобрать окислители, подходящие для перехода $M(OH)_2 \rightarrow Me(OH)_3$, где $M = Fe, Co, Ni$. Написать уравнения реакций.

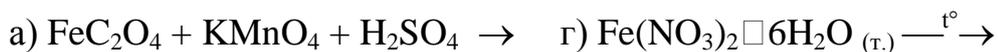
9. Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерность оксида и гидроксида железа(III).

10. Не проводя расчеты, указать, какова среда 0.1 М растворов перхлоратов железа(II), кобальта(II), никеля(II). Для какого из растворов значение pH будет выше? Написать уравнения реакций.

11. Написать уравнения реакций, с помощью которых минерал пирит можно перевести в следующие вещества: а) сульфат железа(II); б) оксид железа(III); в) оксид железа(II); г) сульфат железа(III); д) нитрат железа(III).

12. Предложить способ получения нитрата железа(II). Почему получение этого вещества является трудной химико-технологической задачей?

13. Составить уравнения следующих реакций:

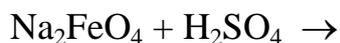
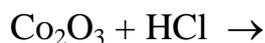
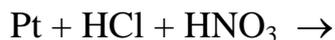


14. В двух пробирках имеется приготовленный заранее раствор сульфата железа(II). В первую пробирку добавляют три капли раствора тиоцианата аммония, а во вторую - сначала избыток хлорной воды, а затем три капли раствора тиоцианата аммония. Указать, какую окраску принимают оба конечных раствора. Объяснить, почему интенсивность окраски в одной из пробирок больше. Написать уравнения реакций.

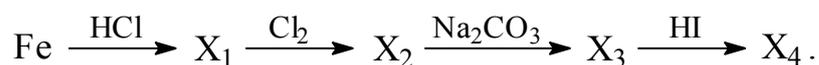
15. Написать уравнения реакций, протекающих на железном катоде и никелевом аноде при электролизе раствора сульфата никеля(II). С какой целью железные изделия покрывают никелем?

16. Имеется смесь железа, меди, платины. Путем обработки кислотами разделить эту смесь и выделить металлы в индивидуальном состоянии.

17. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



18. Осуществить ряд превращений:



19. Известно, что оксид осмия(VIII) реагирует с водой, при этом раствор не становится заметно кислым или щелочным. В виде каких частиц осмий(VIII) находится в этом растворе? Объяснить, почему в присутствии избытка щелочи протекает реакция нейтрализации.

20. При растворении в воде гексагидроксоплатината(IV) натрия среда становится щелочной. Написать уравнение реакции.

21. Составить уравнения реакций термического разложения:
а) гексахлороплатината(IV) аммония; б) сульфата пентаакванитрозилий железа(I); в) тетракарбонилгидрокобальта; г) дицианотетраакваникеля; д) тетраоксорутената(VI) аммония.

Тема: Элементы подгруппы меди

1. Степени окисления, проявляемые элементами подгруппы меди в химических соединениях. Какие из них устойчивы? Какие проявляют восстановительные, окислительные свойства?

2. Почему электроны (n-1)d-орбитали у элементов подгруппы меди могут участвовать в образовании химической связи?

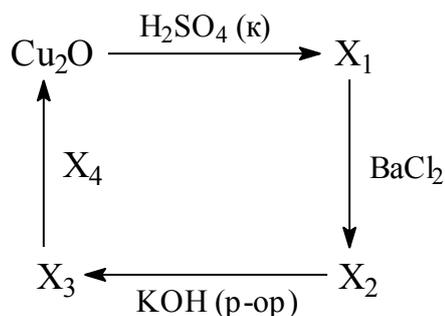
3. Отношение элементов подгруппы меди к кислотам и щелочам.

4. Характер оксидов и гидроксидов элементов подгруппы меди в различных степенях окисления. Устойчивость оксидов и гидроксидов при обычной температуре и при нагревании.

5. Написать уравнение реакции взаимодействия оксида меди(III) с соляной кислотой.

6. Привести примеры соединений меди(I), серебра(I) и золота(I). Сравнить их устойчивость.

7. Какие из металлов I Б группы и в каких условиях реагируют: а) с кислородом; б) с галогенами; в) с серой. Написать уравнения реакций.



Тема: Элементы подгруппы цинка

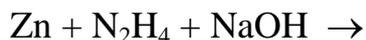
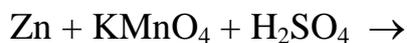
Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций

1. Какие меры предосторожности и почему необходимо соблюдать при работе со ртутью и ее соединениями? Какие из перечисленных мер можно и следует предпринимать, если в помещении разлита ртуть:

- а) собрать капельки ртути медной пластинкой, смоченной азотной кислотой;
- б) засыпать порошкообразной серой;
- в) залить раствором хлорида железа(III);
- г) обработать раствором перманганата калия;
- д) засыпать содой;
- е) залить водой.

Написать уравнения соответствующих реакций.

2. Составить уравнения реакций:



3. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов в ряду элементов подгруппы цинка? Написать уравнения соответствующих реакций.

4. Как и почему изменяется устойчивость в ряду гидроксидов $\text{Zn}(\text{OH})_2 \text{ — Hg}(\text{OH})_2$?

16. Газы, полученные при термическом разложении смеси нитратов натрия и меди(II) общей массой 27.25 г, пропустили через воду объемом 115 мл. При этом 1.12 л газа не поглотилось. Определите массовые доли веществ в исходной смеси и массовую долю вещества в растворе, полученном после поглощения газов.

17. Имеется смесь металлов Zn, Fe, Cu, Au. Как разделить эти металлы и выделить каждый из них в чистом виде? Написать уравнения реакций.

Примеры экзаменационных билетов:

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

04.03.01 «Химия»

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 1 2016 - 2017 учебного года

Реализующая кафедра Общей, неорганической и элементоорганической химии

Экзаменационный билет № 1

- Гидролиз солей по катиону. Количественная характеристика.
- Водород. Распространенность в природе. Промышленные и лабораторные способы получения. Химические свойства
- Осуществить ряд превращений:
 $S \rightarrow SO_2 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2S_3O_{10}$
- Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $NaClO + FeSO_4 + NaOH$
- Определить pH 0.1 М раствора ацетата натрия.

□ Заведующая кафедрой

А.А.Капустина

М.П. (школы)

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

04.03.01 «Химия»

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 2 2016 - 2017 учебного года

Реализующая кафедра Общей, неорганической и элементоорганической химии

Экзаменационный билет № 9

- Диссоциация комплексных соединений. $K_{\text{нест.}}$, $K_{\text{уст.}}$.
- Платиновые металлы. Строение атома, характерные степени окисления, координационные числа. Отношение простых веществ к кислотам и щелочам. Свойства оксидов и гидроксидов.
- Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $KMnO_4 + SmCl_2 + HCl$ □
- Образуется ли осадок иодида серебра, если к 0.2 М раствору $Na_3[Ag(I_2O_3)_2]$ прилить равный объем 0.2 М раствора иодида калия?

Заведующая кафедрой

А.А.Капустина

М.П. (школы)

Примеры тестовых заданий:

Тема: АТОМНО - МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ:

1. (90%)ФИЗИЧЕСКОЕ СОСТОЯНИЕ ГАЗА ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ ПАРАМЕТРАМИ

- 1) температурой
- 2) давлением
- 3) температурой и давлением

2. (95%)УСЛОВИЯ СОСТОЯНИЯ ГАЗА НАЗЫВАЮТСЯ НОРМАЛЬНЫМИ

- 1) 20°C, 100 кПа
- 2) 0°C, 101.3 кПа
- 3) 22°C, 101.3 кПа

3. (90%)УРАВНЕНИЕ $pV = \nu RT$ НАЗЫВАЕТСЯ УРАВНЕНИЕМ

- 1) Бойля-Мариотта
- 2) Гей-Люссака
- 3) Клапейрона-Менделеева

4. (85%)КОЛИЧЕСТВО ГАЗА ОБЪЕМОМ 5.6 л ПРИ НОРМАЛЬНЫХ УСЛОВИЯХ РАВНО

- 1) 1 моль
- 2) 0.5 моль
- 3) 0.25 моль

5. (85%)ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ХЛОРА ПО ВОДОРОДУ РАВНА

- 1) 71
- 2) 35.5
- 3) 30

6. (80%)ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА МОЖЕТ ИМЕТЬ ЗНАЧЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТОВ

- 1) одно
- 2) два
- 3) три

7. (80%)МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ ПРИ ЕЕ ПОЛНОЙ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ РАВНА

- 1) 98 г/моль
- 2) 24.5 г/моль
- 3) 49 г/моль

8. (75%)ЭКВИВАЛЕНТ СУЛЬФАТА АЛЮМИНИЯ РАВЕН

- 1) 1 моль
- 2) $\frac{1}{3}$ моль
- 3) $\frac{1}{6}$ моль

9. (75%)ЭКВИВАЛЕНТ АЗОТА В АММИАКЕ РАВЕН

- 1) 1 моль
- 2) $\frac{1}{2}$ моль
- 3) $\frac{1}{3}$ моль

10. (75%)МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА ОКСИДА МАГНИЯ РАВНА

- 1) 24 г/моль
- 2) 40 г/моль
- 3) 20 г/моль

11. (75%)ЭКВИВАЛЕНТНЫЙ ОБЪЕМ КИСЛОРОДА ПРИ НОРМАЛЬНЫХ УСЛОВИЯХ РАВЕН

- 1) 22.4 л/моль
- 2) 11.2 л/моль
- 3) 5.6 л/моль

12. (75%)МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА СУЛЬФАТ-ИОНА РАВНА

- 1) 96 г/моль
- 2) 48 г/моль
- 3) 49 г/моль

13. (75%)ОКСИД УГЛЕРОДА(IV), СОДЕРЖАЩИЙ $3.01 \cdot 10^{23}$ МОЛЕКУЛ, ИМЕЕТ МАССУ

- 1) 44 г
- 2) 40 г
- 3) 22 г

14. (70%) ОБЩЕЕ ЧИСЛО АТОМОВ ВСЕХ ЭЛЕМЕНТОВ, СОДЕРЖАЩИХСЯ В ОКСИДЕ УГЛЕРОДА(II) ОБЪЕМОМ 11.2 л ПРИ НОРМАЛЬНЫХ УСЛОВИЯХ, РАВНО

- 1) $6.02 \cdot 10^{23}$
- 2) $3.01 \cdot 10^{23}$
- 3) $6.2 \cdot 10^{24}$

15. (80%) АЗОТ ОБЪЕМОМ 0.11 м^3 НАХОДИТСЯ ПРИ ДАВЛЕНИИ 101000 Па И ТЕМПЕРАТУРЕ 350°К . ДЛЯ РАСЧЕТА ЕГО МАССЫ ПО УРАВНЕНИЮ КЛАПЕЙРОНА-МЕНДЕЛЕЕВА ИСПОЛЬЗУЕМ ГАЗОВУЮ ПОСТОЯННУЮ

- 1) 62360
- 2) 8.3
- 3) 0.082

16. (70%) МАССА ОКСИДА, ПОЛУЧЕННОГО ПРИ ОКИСЛЕНИИ МЕТАЛЛА МАССОЙ 3 г, МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА КОТОРОГО 9 г/моль, РАВНА

- 1) 6.65
- 2) 7.25
- 3) 5.66

17. (85%) ОБЩЕЕ ДАВЛЕНИЕ СМЕСИ ГАЗОВ ВЫРАЖАЕТСЯ ЧЕРЕЗ ИХ ПАРЦИАЛЬНЫЕ ДАВЛЕНИЯ КАК:

- 1) сумма
- 2) разность
- 3) произведение

18. (85%) ОТНОШЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА ВЕЩЕСТВА К МОЛЯРНОЙ МАССЕ ВЕЩЕСТВА

- 1) больше 1
- 2) меньше 1
- 3) меньше или равно 1

Тема: ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ:

1. (50%) ПРИЧИНОЙ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ ЯВЛЯЕТСЯ
 - 1) гидратация ионов
 - 2) образование слабого электролита

2. (60%) СТЕПЕНЬ ГИДРОЛИЗА СОЛИ ЗАВИСИТ ОТ

- 1) концентрации
- 2) температуры
- 3) концентрации, температуры и pH раствора

3. (60%) ЗНАЧЕНИЕ КОНСТАНТЫ ГИДРОЛИЗА РАЗЛИЧНЫХ СОЛЕЙ ОПРЕДЕЛЯЕТСЯ

- 1) концентрацией раствора
- 2) температурой
- 3) температурой и константой диссоциации слабого электролита

4. (40%) ГИДРОЛИЗ УСИЛИВАЕТСЯ ПРИ СЛИВАНИИ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ

- 1) KCl и FeCl₃
- 2) FeCl₃ и CuCl₂
- 3) FeCl₃ и Na₂CO₃

5. (50%) В РЯДУ КАТИОНОВ $Be^{2+} \rightarrow Mg^{2+} \rightarrow Ca^{2+} \rightarrow Sr^{2+} \rightarrow Ba^{2+}$ ГИДРОЛИЗ

- 1) усиливается
- 2) не изменяется
- 3) уменьшается

6. (50%) В РЯДУ $ClO_4^- \rightarrow SO_4^{2-} \rightarrow PO_4^{3-} \rightarrow SiO_4^{4-}$ ГИДРОЛИЗ ПО АНИОНУ

- 1) усиливается
- 2) не изменяется
- 3) уменьшается

7. (60%) ЩЕЛОЧНУЮ СРЕДУ БУДЕТ ИМЕТЬ ВОДНЫЙ РАСТВОР СОЛИ

- 1) KCl
- 2) Na₂CO₃
- 3) CrCl₃

8. (60%) КИСЛУЮ СРЕДУ БУДЕТ ИМЕТЬ ВОДНЫЙ РАСТВОР СОЛИ

- 1) NaNO₃
- 2) FeCl₃

3) Na_3PO_4

9. (50%) В КИСЛОЙ СРЕДЕ БУДЕТ ПОДАВЛЯТЬСЯ ГИДРОЛИЗ РАСТВОРА СОЛИ

1) K_2SO_4

2) CrCl_3

3) Na_3PO_4

10. (50%) В ЩЕЛОЧНОЙ СРЕДЕ БУДЕТ ПОДАВЛЯТЬСЯ ГИДРОЛИЗ СОЛИ

1) KCl

2) Na_3PO_4

3) ZnCl_2

11. (50%) ГИДРОЛИЗ НЕОБРАТИМ ДЛЯ СОЛИ

1) FeCl_3

2) K_2CO_3

3) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$

12. (60%) ТЕТРАХЛОРИД КРЕМНИЯ ХРАНЯТ В ЗАПЯЯННОЙ АМПУЛЕ, ТАК КАК ЭТО

1) легколетучая жидкость

2) легкоокисляемое соединение

3) сильно гидролизующееся соединение

13. (40%) ДЛЯ КАКОЙ СОЛИ pH БУДЕТ ИМЕТЬ БОЛЬШЕЕ ЗНАЧЕНИЕ

1) NaNO_3

2) NaNO_2

3) NaCl

Тема : КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ:

ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ:

1. (90%) НАИБОЛЕЕ ТИПИЧНЫЕ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛИ

1) s-элементы

2) p-элементы

3) d-элементы

2. (90%) СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ИОНА КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЯ В СОЕДИНЕНИИ $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$

- 1) +2
- 2) +3
- 3) +4

3. (90%)САМЫЙ УСТОЙЧИВЫЙ КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН

- 1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $K_{\text{H}} = 6.8 \cdot 10^{-8}$
- 2) $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, $K_{\text{H}} = 3.5 \cdot 10^{-14}$
- 3) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $K_{\text{H}} = 1.4 \cdot 10^{-20}$

4. (80%)ИЗБЫТОК АММИАКА В РАСТВОРЕ, СОДЕРЖАЩЕМ КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

- 1) не смещает равновесие диссоциации иона
- 2) смещает равновесие вправо
- 3) смещает равновесие влево

5. (75%)К ВНУТРИКОМПЛЕКСНЫМ СОЕДИНЕНИЯМ ОТНОСИТСЯ

- 1) $[\text{Pt}(\text{En})_2]\text{Cl}_2$
- 2) $[\text{Pt}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO})_2]$
- 3) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$

6. (70%)КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ ИМЕЕТ ГЕОМЕТРИЧЕСКУЮ КОНФИГУРАЦИЮ

- 1) тетраэдр
- 2) квадрат
- 3) октаэдр

7. (70%)СОЕДИНЕНИЯ $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_3]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ЯВЛЯЮТСЯ ИЗОМЕРАМИ

- 1) геометрическими
- 2) гидратными
- 3) координационными

8. (70%)ТИП ГИБРИДИЗАЦИИ ОРБИТАЛЕЙ ИОНА-КОМПЛЕКСО-ОБРАЗОВАТЕЛЯ В НИЗКОСПИНОВЫХ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНАХ С КООРДИНАЦИОННЫМ ЧИСЛОМ 6

- 1) d^2sp^3
- 2) sp^3d^2
- 3) sp^3

9. (70%)ТИП ГИБРИДИЗАЦИИ ОРБИТАЛЕЙ ИОНА-КОМПЛЕКСО-ОБРАЗОВАТЕЛЯ В ВЫСОКОСПИНОВЫХ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНАХ С КООРДИНАЦИОННЫМ ЧИСЛОМ 4

- 1) sp^3
- 2) dsp^2
- 3) d^2sp^3

10. (70%)СОЕДИНЕНИЕ $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$ ПРОЯВЛЯЕТ ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ПО СРАВНЕНИЮ С $Zn(OH)_2$

- 1) в меньшей степени
- 2) в большей степени
- 3) в одинаковой степени

**Тема: ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ:
ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ:**

1. (80%)С ПОВЫШЕНИЕМ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ МАРГАНЦА СВОЙСТВА ОКСИДОВ И ГИДРОКСИДОВ

- 1) не изменяются
- 2) усиливаются кислотные
- 3) усиливаются основные

2. (80%)СОЕДИНЕНИЯ МАРГАНЦА И ХЛОРА В ВЫСШИХ СТЕПЕНИЯХ ОКИСЛЕНИЯ

- 1) проявляют различные свойства
- 2) сходны по свойствам

3. (50%)К РАСТВОРУ СОЛИ МАРГАНЦА(II) ДОБАВЛЯЮТ РАСТВОР ГИДРОКСИДА КАЛИЯ ДО ВЫПАДЕНИЯ ОСАДКА, А ЗАТЕМ ПОЛУЧЕННУЮ СУСПЕНЗИЮ НАСЫЩАЮТ ХЛОРОМ. В РЕЗУЛЬТАТЕ РЕАКЦИИ ОБРАЗУЕТСЯ

- 1) перманганат калия
- 2) манганат калия
- 3) оксид марганца(IV)

4. (50%)КОЭФФИЦИЕНТ ПЕРЕД ПЕРМАНГНАТОМ КАЛИЯ В УРАВНЕНИИ РЕАКЦИИ $KMnO_4 + HCl \rightarrow$ РАВЕН

- 1) 4
- 2) 2
- 3) 8

5. (60%)ОКСИД МАРГАНЦА(IV) В ЗАВИСИМОСТИ ОТ УСЛОВИЙ МОЖЕТ ПРОЯВЛЯТЬ СВОЙСТВА

- 1) окислителя
- 2) восстановителя
- 3) окислителя и восстановителя

6. (80%)ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ С ИОДИДОМ КАЛИЯ МАНГАНАТ КАЛИЯ ПРОЯВЛЯЕТ СВОЙСТВА

- 1) окислителя
- 2) восстановителя
- 3) диспропорционирует

7. (70%)ЧЕРЕЗ ЩЕЛОЧНОЙ РАСТВОР МАНГАНАТА КАЛИЯ ПРОПУСКАЮТ СЕРОВОДОРОД. В РЕЗУЛЬТАТЕ РЕАКЦИИ МАНГАНАТ ПЕРЕХОДИТ В

- 1) перманганат калия
- 2) оксид марганца(IV)
- 3) свободный марганец

8. (60%)В РЯДУ СОЕДИНЕНИЙ KMnO_4 - KTeO_4 - KReO_4 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

- 1) уменьшаются
- 2) не изменяются
- 3) увеличиваются

9. (65%)РАСТВОР KMnO_4 ХРАНЯТ В ТЕМНОЙ ПОСУДЕ, ТАК КАК НА СВЕТУ ОН

- 1) окисляется
- 2) диспропорционирует
- 3) подвергается внутримолекулярному окислению-восстановлению

10. (50%)ДЛЯ РЕНАТОВ БОЛЕЕ ХАРАКТЕРНЫ СВОЙСТВА

- 1) окислительные
- 2) восстановительные

11. (60%)ОКСИД МАРГАНЦА(IV) ЯВЛЯЕТСЯ ОКИСЛИТЕЛЕМ ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ В КИСЛОЙ СРЕДЕ С

- 1) NaClO
- 2) KI

3) $K_2Cr_2O_7$

12. (50%) ПРИБИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ В КИСЛОЙ СРЕДЕ С СУЛЬФИТОМ КАЛИЯ ПЕРМАНГАНАТ КАЛИЯ ВОССТАНАВЛИВАЕТСЯ ДО

- 1) манганата калия
- 2) Mn^{2+}
- 3) оксида марганца(IV)

13. (45%) ОКСИД Mn_2O_7 ИМЕЕТ БОЛЕЕ НИЗКУЮ ТЕМПЕРАТУРУ ПЛАВЛЕНИЯ, ЧЕМ MnO , ТАК КАК

- 1) он имеет большую молекулярную массу
- 2) марганец находится в высшей степени окисления
- 3) связь между марганцем и кислородом ковалентная

14. (60%) В ПРИРОДЕ ВСТРЕЧАЮТСЯ СОЕДИНЕНИЯ Mn В СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

- 1) +2
- 2) +2 и +4
- 3) +2, +4 и +7

**Тема: ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ:
ВЫБЕРИТЕ ОДИН ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ:**

1. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА СЕРА, СЕЛЕН, ТЕЛЛУР БУДУТ РАСТВОРЯТЬСЯ В

- 1) соляной кислоте
- 2) разбавленной серной кислоте
- 3) концентрированной серной кислоте

2. В РЯДУ $Na_2S-Na_2Se-Na_2Te$ НАИБОЛЕЕ СИЛЬНЫМ ВОССТАНОВИТЕЛЕМ ЯВЛЯЕТСЯ

- 1) сульфид натрия
- 2) селенид натрия
- 3) теллурид натрия

3. В РЯДУ КИСЛОТ: СЕРОВОДОРОДНАЯ, СЕЛЕНОВОДОРОДНАЯ, ТЕЛЛУРОВОДОРОДНАЯ КИСЛОТНЫЕ СВОЙСТВА

- 1) увеличиваются
- 2) уменьшаются
- 3) не изменяются

4. ТРИСУЛЬФИД НАТРИЯ ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ С ГИПОХЛОРИТОМ НАТРИЯ ПРОЯВЛЯЕТ СВОЙСТВА

- 1) окислителя
- 2) восстановителя

5. ПОЛИТИОНОВЫЕ КИСЛОТЫ МЕНЕЕ УСТОЙЧИВЫ, ЧЕМ ПОЛИСЕРНЫЕ, ТАК КАК В ИХ СТРУКТУРЕ ИМЕЕТСЯ НЕПРОЧНАЯ СВЯЗЬ

- 1) сера-кислород
- 2) сера-водород
- 3) сера-сера

6. РАСТВОРЫ СУЛЬФИТА НАТРИЯ НА ВОЗДУХЕ

- 1) окисляются
- 2) восстанавливаются
- 3) не изменяются

7. СЕЛЕНИТ НАТРИЯ ПО СРАВНЕНИЮ С СУЛЬФИТОМ НАТРИЯ ЯВЛЯЕТСЯ БОЛЕЕ СИЛЬНЫМ

- 1) окислителем
- 2) восстановителем

8. ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ СУЛЬФИТОВ ИМЕЮТ СРЕДУ

- 1) кислую
- 2) щелочную
- 3) нейтральную

9. ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ ФОСФОРА С ИЗБЫТКОМ КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ ОБРАЗУЕТСЯ

- 1) фосфорная кислота
- 2) оксид фосфора(III)
- 3) фосфористая кислота

10. В КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ СЕРНОЙ КИСЛОТЕ МОГУТ РАСТВОРЯТЬСЯ

- 1) только металлы
- 2) только неметаллы
- 3) металлы и неметаллы

11. ФОРМУЛА ТРИСЕРНОЙ КИСЛОТЫ

- 1) $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_6$
- 2) $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$

12. ПИРОСУЛЬФАТ НАТРИЯ ИСПОЛЬЗУЕТСЯ В РЕАКЦИЯХ СПЛАВЛЕНИЯ С МАЛОРАСТВОРИМЫМИ АМФОТЕРНЫМИ ОКСИДАМИ, ТАК КАК

- 1) он проявляет окислительные свойства
- 2) при нагревании термически разлагается с образованием оксида серы(VI)

13. ПРИ СПЛАВЛЕНИИ ОКСИДА АЛЮМИНИЯ С ДИСУЛЬФАТОМ КАЛИЯ ОБРАЗУЕТСЯ

- 1) алюминат калия
- 2) сульфат алюминия
- 3) сульфит алюминия

14. ТЕХНИЧЕСКИЙ ПРОДУКТ "ОЛЕУМ" ПРЕДСТАВЛЯЕТ СОБОЙ

- 1) концентрированную серную кислоту
- 2) смесь полисерных кислот

15. ПОЛИСЕРНЫЕ КИСЛОТЫ ОТНОСЯТСЯ К КЛАССУ

- 1) изополисоединений
- 2) гетерополисоединений

16. СОЕДИНЕНИЕ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ПРОЯВЛЯЕТ СИЛЬНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ЗА СЧЕТ

- 1) серы в степени окисления +6
- 2) пероксидных групп

17. В ТИОСУЛЬФАТЕ НАТРИЯ СЕРА ИМЕЕТ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

- 1) +6 и +4
- 2) +4 и -2
- 3) +6 и -2

18. ТИОСУЛЬФАТ НАТРИЯ ПРОЯВЛЯЕТ СВОЙСТВА ВОССТАНОВИТЕЛЯ ЗА СЧЕТ СЕРЫ В СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

- 1) +4
- 2) +2
- 3) -2

19. СЕРНАЯ КИСЛОТА БОЛЕЕ УСТОЙЧИВА ПО СРАВНЕНИЮ С СЕРНИСТОЙ, ТАК КАК СЕРА

- 1) находится в более высокой степени окисления
- 2) имеет более высокое координационное число

Темы контрольных работ:

1. Атомно-молекулярная теория
2. Строение атома
3. Химическая связь
4. Химическое равновесие и кинетика
5. Растворы электролитов
6. Гидролиз солей
7. Окислительно-восстановительные реакции
8. Элементы главных подгрупп (контрольная по каждой подгруппе)
9. Элементы побочных подгрупп (контрольная по каждой подгруппе)
10. Комплексные соединения

Примеры контрольных работ:

Химическая связь

Вариант № 1.

1. Причины образования химической связи, основные характеристики связи.
2. Ионная связь. Основные свойства.
3. Каков тип гибридизации и форма молекул C_2H_2 , BeH_2 ?
4. Каков характер изменения энергии диссоциации и межядерного расстояния в ряду $N_2 - N_2^+ - N_2^-$? Ответ мотивируйте, исходя из метода МО.
5. Почему отрыв одного электрона от молекулы F_2 приводит к усилению связи между атомами, а от молекулы N_2 к ослаблению связи? Ответ поясните с позиций ММО.
6. Может ли произойти реакция между HF и SiF_4 ? Поясните, используя понятие о донорно-акцепторной связи.

Вариант № 2.

1. Схема образования двухатомных гетеронуклеарных молекул и ионов по ММО.
2. Типы химических связей и свойства веществ.
3. Рассмотреть с позиций метода МО возможность образования молекул B_2 , N_2 , BN .

4. Описать с позиций метода валентных связей строение BF_3 и $[\text{BF}_4]^-$.
5. Каково пространственное расположение относительно центрального атома sp , sp^2 и sp^3 гибридных орбиталей?
6. В каких фторидах связь Э–F будет носить ионный характер: NaF , AlF_3 , CF_4 , BaF_2 , NF_3 , F_2O ? Расположите соединения в порядке увеличения ионности связи.

Вариант № 3.

1. Сформулируйте основные положения теории валентных связей.
2. σ -, π -связывающие и разрыхляющие МО.
3. Объяснить уменьшение угла между связями в гидридах элементов V группы.
4. Как изменяются длина связи, энергия диссоциации и магнитные свойства в ряду $\text{O}_2^{2-} - \text{O}_2^- - \text{O}_2 - \text{O}_2^+$. Ответ мотивируйте, исходя из метода МО.
5. Объясните способность соединений NO и NO_2 образовывать димерные молекулы.
6. Руководствуясь разностью электроотрицательностей связи Э–O, определить, как меняются характер связи в оксидах элементов 3-го периода и их свойства.

Вариант № 4.

1. Схема образования двухатомных гомонуклеарных молекул и ионов по методу МО.
2. Водородная связь.
3. Рассмотреть с позиций ММО возможность образования молекул B_2 , F_2 , BF .
4. Сравнить кратность, энергию связей и магнитные свойства частиц CO^+ , CO , CO^- .
5. Определить тип гибридизации и форму молекул CH_4 , C_2H_4 .
6. Сравнить способы образования ковалентной связи в молекулах CH_4 , NH_3 и ионе NH_4^+ с позиций метода валентных связей.

Вариант № 5.

1. Основные положения ММО.
2. Типы химических связей и свойства веществ.
3. Рассмотреть с позиций метода МО возможность образования молекул B_2 , N_2 , CN^- .
4. Описать с позиций метода валентных связей строение BF_3 и $[\text{BF}_4]^-$.
5. Каково пространственное расположение относительно центрального атома sp , sp^2 и sp^3 гибридных орбиталей?

6. В каких фторидах связь Э–F будет носить ионный характер: NaF, AlF₃, CF₄, BaF₂, NF₃, F₂O? Расположите соединения в порядке увеличения ионности связи.

Вариант № 6.

1. Ионная связь. Основные свойства.
2. Донорно-акцепторная связь. Показать образование [BF₄]⁻, используя донорно-акцепторную связь.
3. Рассмотреть с позиции ММО возможность образования молекул BN, NO, N₂.
4. Определить тип гибридизации и форму молекул BF₃, C₂H₂, C₂H₄.
5. Почему отрыв электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи между атомами, а от молекулы NO - к ее усилению?
6. Объясните энергетические причины образования молекул из атомов.

Тема: Растворы электролитов:

БИЛЕТ № 1

1. Вывести выражение для константы гидролиза и β для солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами.
2. Написать уравнения гидролиза и объяснить, какая из солей полнее гидролизуется: K₂S или Al₂S₃.
3. Рассчитать pH 0.1 М раствора гидрокарбоната натрия .
4. Написать уравнения гидролиза солей: Cr₂(SO₄)₃, ZnSO₄, Bi(NO₃)₃.
5. 1.764 г вещества растворены в 100 мл раствора. Осмотическое давление раствора равно $2.38 \cdot 10^5$ Па при 20°C. Определить относительную молекулярную массу вещества.
6. Рассчитать α 0.1 М раствора CH₃COOH.

БИЛЕТ № 2

1. Вывести выражение для константы гидролиза и степени гидролиза для солей, образованных сильными основаниями и слабыми кислотами.
2. 1 г ацетата натрия содержится в 250 мл раствора. Рассчитать pH.
3. Написать уравнения гидролиза солей: CuSO₄, Na₂SiO₃, AlCl₃.
4. Какая из солей полнее гидролизуется: NH₄Cl или NH₄CN? Объяснить.
5. В 300 мл раствора содержится 10 г уксусной кислоты. Рассчитать pH раствора.
6. Определить давление насыщенного пара при 65°C для раствора, содержащего 34.8 г сахара в 90 г воды.

БИЛЕТ № 3

1. Как объяснить взаимосвязь гидролиза двух солей при смешении их растворов? Любая ли пара солей дает такой эффект?
2. В 300 мл раствора содержится 0.5 г гидрокарбоната натрия. Вычислить pH.
3. Написать уравнения гидролиза солей: Na_2CO_3 , ZnCl_2 , NH_4CN , Na_2S .
4. При какой концентрации муравьиной кислоты степень ионизации равна 6.7%? Вычислить pH.
5. Чему равно при 17°C осмотическое давление раствора, содержащего 11.2 г CaCl_2 в 200 мл раствора, если изотонический коэффициент равен 2.5?
6. Какая из солей полнее гидролизуется: FeCl_3 или FeCl_2 и почему?

БИЛЕТ № 4

1. Вычислить степень гидролиза и pH 0.01 н раствора сульфита натрия.
2. Написать уравнения гидролиза солей: CuSO_4 , AlCl_3 , Na_2CO_3 , K_2S .
3. Вычислить pH раствора уксусной кислоты, если ее содержится 3 г в 500 мл раствора.
4. Раствор содержит 8.7 г K_2SO_4 в 100 г воды и замерзает при -1.83°C. Определить степень ионизации K_2SO_4 .
5. Какая из солей полнее гидролизуется: NaCN или NaCH_3COO ?
6. Какая из солей сильнее гидролизуется: NaHPO_4 или Na_3PO_4 и почему?

БИЛЕТ № 5

1. Раствор, содержащий 0.53 г карбоната натрия в 200 г воды, кристаллизуется при -0.13°C. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли.
2. Определить давление насыщенного пара при 65°C для раствора, содержащего 13.68 г сахара в 90 мл воды.
3. Вычислить концентрацию ионов водорода и степень диссоциации уксусной кислоты в растворе с массовой долей ее 2% ($\rho = 1$ г/мл).
4. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: ZnCl_2 , $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$, FeSO_4 .
5. Определить pH раствора, в 300 мл которого содержится 16.7 г сульфата алюминия (первая ступень).
6. Как изменяется способность к гидролизу по катиону в ряду: $\text{Be}^{2+}—\text{Mg}^{2+}—\text{Ca}^{2+}—\text{Sr}^{2+}—\text{Ba}^{2+}$?

БИЛЕТ № 6

1. При 293°K давление насыщенного пара над водой равно 2.34 кПа. Какую массу глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ нужно растворить в воде массой 180 г, чтобы понизить давление на 133.3 Па?
2. При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения повысилась на 2.65°C. Какова степень диссоциации гидроксида натрия?
3. Вычислить число ионов и моль ионов водорода, содержащихся в 1 мл 0.1 н раствора азотистой кислоты.
4. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: ZnSO_4 , Na_3PO_4 , $(\text{AlOH})\text{Cl}_2$.
5. Определить pH раствора, в 200 мл которого содержится 2 г гипохлорита натрия.
6. Вычислить pH раствора, в котором массовая доля гидроксида натрия 30% ($\alpha_{\text{каж. NaOH}} = 70\%$, $\rho = 1.3$ г/мл).

БИЛЕТ № 7

1. Ионное произведение воды, водородный показатель.
2. Вычислить pH 0.2 М раствора фосфата натрия.
3. Какая из солей лучше гидролизуется: Na_2CO_3 или NaHCO_3 ? Объяснить.
4. Написать уравнения гидролиза солей: Cr_2S_3 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
5. Рассчитать pH раствора, полученного растворением 8.73 л аммиака (н.у.) в 400 мл воды.
6. Чему равна молярная концентрация раствора неэлектролита, если при 17°C его осмотическое давление составляет 1204.5 Па?
7. 1.07 г хлорида аммония растворены в 200 мл воды. Температура кипения полученного раствора 100.09°C . Определить α .

БИЛЕТ № 8

1. Константа гидролиза и β для солей, образованных сильными кислотами и слабыми основаниями. Вывести.
2. 2 г дигидрофосфата натрия растворены в 700 мл раствора. Вычислить pH.
3. Написать уравнения гидролиза солей: Na_3PO_4 , Al_2S_3 , $\text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO})$, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$.
4. Какая из солей полнее гидролизуется: NaCH_3COO или NaCN ? Пояснить.
5. Найти понижение давления пара для раствора глюкозы, в котором ее массовая доля составляет 11.86% ($t = 70^\circ\text{C}$).
6. Определить pH раствора, в 500 мл которого содержится 0.1 г $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

БИЛЕТ № 9

1. Осмотическое давление раствора электролита, концентрация которого равна 0.04 моль/л, при 0°C составляет $2.178 \cdot 10^5$ Па. Кажущаяся степень диссоциации электролита равна 0.7. На сколько ионов распадается электролит?
2. Чему равно давление насыщенного пара над раствором карбамида $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ с массовой долей 10% при 100°C ?
3. Имеются 0.1 молярные растворы муравьиной и уксусной кислот. В каком растворе концентрация ионов водорода больше и во сколько раз?
4. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4NO_2 , K_2CO_3 .
5. Определить pH раствора, в 100 мл которого содержится 7.5 г гипохлорита натрия (NaClO).
6. Какое значение pH имеет раствор синильной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты равна 0.0084%?

БИЛЕТ № 10

1. Определить моляльность раствора бинарного электролита, если его водный раствор замерзает при -0.31°C , а степень диссоциации электролита равна 66.5%.
2. Определить давление насыщенного пара при 100°C для раствора, содержащего 24.8 г хлорида калия в 100 г воды, если кажущаяся степень диссоциации хлорида калия 0.75.
3. Как изменится pH раствора после добавления к 300 мл 0.3 н раствора KOH воды объемом 200 мл?
4. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NaClO .
5. Определить pH по первой ступени в 0.5 М растворе хлорида меди.
6. Определить $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе, pH которого равен 6.2.

БИЛЕТ № 11

1. Изотонический коэффициент, его физический смысл.
2. Написать уравнения гидролиза солей: CrCl_3 , NaNO_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, Na_2S .
3. 0.1 н раствор соды замерзает при 0.251°C . Вычислить кажущуюся степень ионизации соли. Плотность раствора равна 1 г/мл.
4. Вычислить pH 0.2 М раствора сульфата натрия (по первой ступени).
5. К 30 мл 0.2 М раствора NaOH добавили 20 мл 0.1 М раствора HCl . Рассчитать pH раствора.
6. Какая из солей полнее гидролизуется: Cr_2S_3 или Na_2S и почему?

Тема: Равновесие и кинетика:

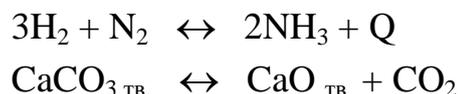
Вариант № 1.

1. Начальные концентрации веществ, участвующих в реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$, были равны (моль/л): $\text{CO} = 0.3$; $\text{H}_2\text{O} = 0.4$; $\text{CO}_2 = 0.4$; $\text{H}_2 = 0.05$. Каковы концентрации всех веществ в момент, когда прореагировала половина исходного количества CO ?

2. При температуре 550°C и равновесном давлении 101 кПа степень диссоциации фосгена (COCl_2) на CO и Cl_2 равна 77%. Определить K_p и K_c реакции.

3. Что называется скоростью химических реакций? Как измеряются скорости реакций? Почему скорость химических реакций с течением времени уменьшается? Изобразите графически изменение скорости реакции во времени.

4. Каким действием можно сместить равновесие влево (вправо):



Вариант № 2.

1. Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода в системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, чтобы скорость реакции увеличилась в 50 раз?

2. При температуре 550°C и давлении 101 кПа из 1 моль CO и 1 моль Cl_2 к моменту достижения равновесия образуется 0.2 моль фосгена. Определить K_p и K_c реакции.

3. Каков физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов зависит ее величина?

4. Почему изменение условий химического равновесия вызывает его сдвиг? Каким действием можно сместить равновесие в сторону прямой реакции:



Вариант № 3.

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, протекающей в закрытом сосуде, если увеличить давление в 4 раза?

2. Определить K_p и степень диссоциации фосгена равновесной системы $\text{COCl}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{Cl}_2$, находящейся при давлении 101 кПа и 400 К. 1 л газов весит 2.492 г.

3. Зависимость скорости реакции от температуры. Изобразите графически.

4. Количественная характеристика состояния равновесия. Физический смысл константы равновесия.

Вариант № 4.

1. Во сколько раз необходимо увеличить концентрацию углекислого газа, чтобы скорость реакции $\text{CO}_2 + \text{C} \leftrightarrow 2\text{CO}$ возросла в 3 раза?

2. Определить равновесные мольные доли паров нафталина, антрацена и бензола при 400°К, если K_p реакции $2\text{C}_{10}\text{H}_8 \leftrightarrow \text{C}_{14}\text{H}_{10} + \text{C}_6\text{H}_6$ равна 0.15 и равновесное давление 1 атм.

3. Сформулируйте закон действия масс. Изобразите графически зависимость скорости реакции от концентрации.

4. Почему химическое равновесие называется динамическим? Каким действием можно сместить равновесие в сторону прямой реакции:



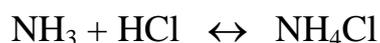
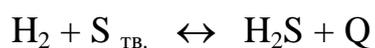
Вариант № 5.

1. Во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры от 200° до 500°С, если температурный коэффициент реакции равен 2?

2. 1 моль H_2 и 1 моль Sb_2S_3 (тв.) введены в реакционный сосуд и нагреты до 713°К. K_p реакции $\text{Sb}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{Sb} + 3\text{H}_2\text{S}$ равна 0.429. Определить, сколько молей водорода израсходуется к моменту равновесия.

3. Изобразите графически распределение молекул по энергии в реакционной системе. Что называется энергией активации? Укажите ее значение на кривой.

4. Каким действием можно сместить химическое равновесие вправо (влево):



Вариант № 6.

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если уменьшить объем газовой смеси в 2 раза?

2. Пентахлорид фосфора диссоциирует по уравнению $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$. При 500°K и 101 кПа 1 л равновесной смеси весит 3.67 г. Вычислить степень термической диссоциации PCl_5 и K_p реакции.

3. Почему изменение температуры значительно влияет на увеличение скорости химической реакции?

4. Какие химические процессы называются обратимыми? Какое их состояние называется равновесным?

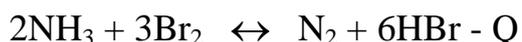
Вариант № 7.

1. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз, если температурный коэффициент равен 2?

2. При 250°C K_c равновесной системы $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ равна 0.0414. Сколько молей PCl_5 при данной температуре было помещено в литровый сосуд, если хлора образовалось 0.1 моля?

3. Какие факторы влияют на скорость химических реакций?

4. Физический смысл константы равновесия и способы ее выражения. Как сдвинуть равновесие в сторону прямой реакции:



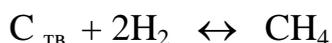
Вариант № 8.

1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ возросла в 1000 раз?

2. Вычислить степень диссоциации N_2O_4 , если равновесное давление 0.24 атм., а константа равновесия K_p реакции $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ равна 1.27.

3. Какие факторы влияют на скорость гетерогенного химического процесса? Приведите пример.

4. Сформулируйте правило Ле-Шателье. Как сместить равновесие в сторону прямой реакции



Критерии оценки знаний умений и навыков при текущей проверке

I. Оценка устных ответов:

Отметка "Отлично"

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

Отметка "Хорошо"

1, 2, 3, 4 – аналогично отметке "Отлично".

5. Допущены 2-3 несущественные ошибки, исправленные по требованию учителя, наблюдалась "шероховатость" в изложении материала.

Отметка "Удовлетворительно"

1. Учебный материал, в основном, изложен полно, но при этом допущены 1-2 существенные ошибки (например, неумение применять законы и теории к объяснению новых фактов).

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

Отметка "Неудовлетворительно"

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

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

II. Оценка умения решать задачи:

Отметка "Отлично"

1. В решении и объяснении нет ошибок.

2. Ход решения рациональный.

3. Если необходимо, решение произведено несколькими способами.

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

Отметка "Хорошо"

1. Существенных ошибок нет.

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

Отметка "Удовлетворительно"

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

2. Решение выполнено с ошибками в математических расчетах.

Отметка "Неудовлетворительно"

1. Решение осуществлено только с помощью учителя.

2. Допущены существенные ошибки.

3. Решение и объяснение построены не верно.

III. Оценка письменных работ:

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

Примеры тестов для проверки сформированности компетенций:

ОПК-1

1. ДЛЯ КАКОЙ СОЛИ рН БУДЕТ ИМЕТЬ БОЛЬШЕЕ ЗНАЧЕНИЕ

1) NaNO_3

- 2) NaNO_2
- 3) NaCl

2. В РЯДУ HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

- 1) не изменяются
- 2) уменьшаются
- 3) увеличиваются

3. С ПОВЫШЕНИЕМ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ МАРГАНЦА СВОЙСТВА ОКСИДОВ И ГИДРОКСИДОВ

- 1) не изменяются
- 2) усиливаются кислотные
- 3) усиливаются основные

4. САМЫЙ УСТОЙЧИВЫЙ КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН

- 1) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $K_{\text{H}} = 6.8 \times 10^{-8}$
- 2) $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, $K_{\text{H}} = 3.5 \times 10^{-14}$
- 3) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $K_{\text{H}} = 1.4 \times 10^{-20}$

ОПК-6

1. СПИРТОВКУ НЕЛЬЗЯ ЗАЖИГАТЬ ОТ ДРУГОЙ СПИРТОВКИ, ТАК КАК

- 1) можно разбить спиртовку
- 2) спиртовка может погаснуть
- 3) может разлиться спирт и возникнет пожар
- 4) это неудобно

2. ПЕРЕД НАГРЕВАНИЕМ ПРОБИРКУ НАПОЛНЯЮТ ЖИДКОСТЬЮ

- 1) наполовину
- 2) на одну треть
- 3) на три четверти
- 4) на одну пятую

3. ВЫБЕРИТЕ ВЕРНОЕ ПРАВИЛО ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ В ЛАБОРАТОРИИ:

- 1) запрещается убирать со стола необходимые предметы
- 2) запрещается мыть руки после эксперимента
- 3) запрещается пить, есть, пробовать вещества на вкус
- 4) запрещается нюхать знакомые вещества

4. ПРИ РАБОТЕ С ХИМИЧЕСКИМИ ВЕЩЕСТВАМИ НЕЛЬЗЯ

- 1) менять пробки от склянок с реактивами
- 2) использовать грязные пробирки
- 3) оставлять открытыми склянки с реактивами

4) всё верно

ПК-1

1. КОНЦЕНТРИРОВАННАЯ СЕРНАЯ КИСЛОТА ОЧЕНЬ ХОРОШО ПОГЛОЩАЕТ ВЛАГУ. КАК НАЗЫВАЮТ ЭТО СВОЙСТВО? ВЫБЕРИТЕ ПРАВИЛЬНЫЙ ОТВЕТ:

- 1) гигроскопичность;
- 2) электропроводность;
- 3) нелетучесть;
- 4) окислительная способность.

2. АППАРАТ КИППА ИСПОЛЬЗУЮТ В ЛАБОРАТОРИИ ДЛЯ ПОЛУЧЕНИЯ:

- 1) водорода и углекислого газа.
- 2) озона и кислорода.
- 3) азота и хлора.
- 4) этилена и метана

3. ВЫБЕРИТЕ НЕПРАВИЛЬНОЕ УСЛОВИЕ:

- 1) при собирании кислорода методом вытеснения воздуха склянку держать отверстием вверх.
- 2) при собирании водорода методом вытеснения воздуха склянку держат отверстием вниз.
- 3) при собирании водорода рядом с сосудом должна стоять зажженная спиртовка для проверки водорода на чистоту.
- 4) наполнение склянок хлором производится в вытяжном шкафу.

4. ДЛЯ НАГРЕВАНИЯ ЖИДКОСТЕЙ ИСПОЛЬЗУЮТ:

- 1) тонкостенную посуду
- 2) толстостенную посуду
- 3) мерные цилиндры
- 4) фарфоровые стаканы

ПК-3

1. ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ С СОЛЯНОЙ КИСЛОТОЙ ХЛОРНАЯ ИЗВЕСТЬ ПРОЯВЛЯЕТ СВОЙСТВА

- 1) окислителя
- 2) восстановителя
- 3) диспропорционирует

2. КОЛИЧЕСТВО ГАЗА ОБЪЕМОМ 5.6 л ПРИ НОРМАЛЬНЫХ УСЛОВИЯХ РАВНО

- 1) 1 моль
- 2) 0.5 моль

3) 0.25 моль

3.ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ХЛОРА ПО ВОДОРОДУ РАВНА

1) 71

2) 35.5

3) 30

4.МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ ПРИ ЕЕ ПОЛНОЙ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ РАВНА

1) 98 г/моль

2) 24.5 г/моль

3) 49 г/моль

ПК-7

1.ПРИ РАЗБАВЛЕНИИ КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ СЛЕДУЕТ ВЛИВАТЬ:

1) кислоту в воду;

2) воду в кислоту;

3) последовательность не имеет значения;

2.В ДВУХ ПРОБИРКАХ НАХОДИЛСЯ РАСТВОР СУЛЬФАТА МЕДИ. В ПЕРВУЮ ПРОБИРКУ ДОБАВИЛИ РАСТВОР ВЕЩЕСТВА X, А ВО ВТОРУЮ – РАСТВОР ВЕЩЕСТВА Y. В ПЕРВОЙ ПРОБИРКЕ ВЫПАЛ ОСАДОК, А ВО ВТОРОЙ ВЫПАЛ ОСАДОК И ВЫДЕЛИЛСЯ ГАЗ
Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

1) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

2) HCl

3) CH_3COOH

4) Na_2CO_3

3.ЖИДКОСТЬ В ПИПЕТКУ НАБИРАЮТ:

а) втягивая ее ртом;

б) с помощью резиновой груши;

в) наклоняя банку с реактивом;

4.ПРИ РАБОТЕ С МЕТАЛЛИЧЕСКИМИ НАТРИЕМ И КАЛИЕМ НЕЛЬЗЯ:

а) брать куски металла руками;

б) резать металл сухим ножом;

в) допускать контакт с водой;

г) хранить металл под слоем керосина



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
по дисциплине «Неорганическая химия»
04.03.01 «Химия»
Профиль «Фундаментальная химия»
Форма подготовки (очная)

Владивосток
2018

Овладение знаниями по курсу «Неорганическая химия» предполагает посещение лекций, практических и лабораторных занятий, проводимых под руководством преподавателя, а также активную самостоятельную работу.

Цель курса - не только овладеть знаниями в области предмета, но и приобрести навыки основных расчетов и практической лабораторной работы.

В ходе лекций преподаватель излагает и разъясняет основные, наиболее сложные понятия темы, а также связанные с ней теоретические и практические проблемы, дает рекомендации на практическое занятие и указания на самостоятельную работу.

Практические (семинарские) занятия завершают изучение наиболее важных тем учебной дисциплины. Они служат для закрепления изученного материала, развития умений и навыков подготовки докладов, рефератов, приобретения опыта устных публичных выступлений, ведения дискуссии, аргументации и защиты выдвигаемых положений, а также для контроля преподавателем степени подготовленности студентов по изучаемой дисциплине.

Семинар предполагает свободный обмен мнениями по избранной тематике. Он начинается со вступительного слова преподавателя, формулирующего цель занятия и характеризующего его основную проблематику. Затем, как правило, заслушиваются сообщения студентов. Обсуждение сообщения совмещается с рассмотрением намеченных вопросов. Сообщения, предполагающие анализ публикаций по отдельным вопросам семинара, заслушиваются обычно в середине занятия. Поощряется выдвижение и обсуждение альтернативных мнений. В заключительном слове преподаватель подводит итоги обсуждения и объявляет оценки выступавшим студентам. В целях контроля подготовленности студентов и привития им навыков краткого письменного изложения своих мыслей преподаватель в ходе семинарских занятий может осуществлять текущий контроль знаний в виде тестовых заданий.

При подготовке к семинару студенты имеют возможность воспользоваться консультациями преподавателя. Кроме указанных тем студенты вправе, по согласованию с преподавателем, избирать и другие интересующие их темы.

Качество учебной работы студентов преподаватель оценивает в конце семинара, выставляя в рабочий журнал текущие оценки. Студент имеет право ознакомиться с ними.

Большая часть учебного материала должна быть проработана студентом самостоятельно, вне аудиторных занятий. Самостоятельная

работа студентов является неотъемлемой составной частью процесса подготовки

специалистов.

Под самостоятельной работой студента понимается часть учебной планируемой работы, которая выполняется по заданию и при методическом руководстве преподавателя, без его непосредственного участия. Самостоятельная работа направлена на усвоение системы научных и профессиональных знаний, формирование умений и навыков, приобретение опыта самостоятельной творческой деятельности.

Лабораторный практикум сочетает в себе выполнение лабораторных работ и теоретические занятия с разбором заданий (см. сборники задач и упражнений (Приложение 1)). По каждой теме выполняются домашние задания (см. раздел «Самостоятельная работа студентов»), и осуществляется текущий контроль знаний студентов (см. раздел «Контрольно-измерительные материалы»)

Лабораторные работы позволяют студентам приобрести навыки работы с химическими реагентами, посудой и приборами, осуществлять химический эксперимент и проводить первичные научные исследования. В лабораторные работы введены элементы, повышающие интерес студентов к ним и их познавательную активность как-то: самостоятельно подобрать реактивы для проведения той или иной реакции; объяснить протекание одной реакции и не протекание другой, на первый взгляд подобной, реакции; предсказать практическое значение той или иной реакции, сопровождающейся необычным эффектом, и т.д. Для достижения поставленных целей привлекаются различные методы активизации обучения:

1. Опережающая самостоятельная работа
2. Работа в малых группах Работа в команде
3. Коллективный разбор лабораторных опытов

Вводное занятие

Тема: техника безопасности при работе в лаборатории

Цель: Познакомится с оборудованием лаборатории, техникой безопасности, в том числе пожарной безопасности

Метод:

Порядок работы в лаборатории

1. Работать в лаборатории разрешается только после основательной подготовки. Студент должен прочитать в учебнике материал, относящийся к данной теме, просмотреть по руководству к практическим занятиям, какие опыты он должен сделать, написать уравнения соответствующих реакций, произвести необходимые расчеты, обдумать, как действует тот или иной

прибор, какие опыты опасны, какие вещества ядовиты, взрывчаты и т.д. Студенту должны быть ясны цель работы и план ее выполнения.

2. Студенту в лаборатории отводится постоянное место (рабочий стол), поддерживаемое им в полной чистоте и порядке. На рабочем столе должны находиться только те предметы, которые нужны в данное время для работы. Все работы, за небольшим исключением, выполняются студентом индивидуально.

3. Необходимые для работы реактивы выставляются на полки, находящиеся над лабораторными столами, или же на специальные полки. Исключение составляют концентрированные кислоты и пахнущие вещества, которые хранятся в вытяжных шкафах.

4. Студентам не разрешается уносить из вытяжных шкафов реактивы на свои рабочие места.

5. Сухие реактивы требуется брать чистым шпателем или специальной ложечкой.

6. При наливании растворов из склянок следует держать последние таким образом, чтобы этикетка была повернута вверх.

7. Если в руководстве не указано, какое количество вещества необходимо взять для проведения в пробирке того или иного опыта, предлагается брать сухое вещество в количестве, закрывающем дно пробирки, в раствор - не более $1/6$ объема пробирки.

8. Неизрасходованные реактивы ни в коем случае не должны высыпаться (выливаться) обратно в материальные склянки, а должны сдаваться лаборанту.

9. Крышки и пробки от реактивных банок и склянок требуется класть на стол поверхностью, не соприкасающейся с реактивом.

10. Все работы с вредными или пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.

Рабочий журнал

Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе заносятся в рабочий журнал, являющийся документом, отражающим всю работу студента. На обложке или первой странице журнала должны быть написаны фамилия студента, его инициалы, номер группы и название практикума. Записи в журнале производятся только чернилами, лаконично, аккуратно, непосредственно после проведения опыта. Категорически запрещается иметь черновики. Необходима аккуратная зарисовка применяемых приборов или вычерчивание их схемы. Все расчеты должны проводиться в журнале. Рекомендуются следующая форма записи:

1) дата,

- 2) наименование темы,
- 3) название опыта,
- 4) наблюдения, уравнения реакций, таблицы, графики,
- 5) выводы.

Меры предосторожности при работе в лаборатории

1. Все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, упаривание кислот и растворов производить в вытяжном шкафу.

2. Опыты с легко воспламеняющимися веществами необходимо проводить вдали от огня.

3. При работе с натрием и другими щелочными металлами остерегаться воды. Обрезки щелочных металлов сдавать лаборанту и ни в коем случае не бросать в урну для мусора.

4. При нагревании растворов в пробирке всегда следует держать ее таким образом, чтобы отверстие было направлено в сторону от работающего или его соседей по рабочему столу. Особенно важно соблюдать это в случае, когда нагреваемой жидкостью являются концентрированные кислоты или растворы щелочей.

5. Не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью или выделяемыми веществами во избежание брызг на лицо.

6. Не следует вдыхать пахучие вещества, в том числе и выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду с этими веществами. Необходимо легким движением руки направить струю воздуха от отверстия к себе и осторожно вдохнуть.

7. При работе с твердыми щелочами (измельчение крупных кусочков, наполнение щелочью осушительных колонок, приготовление смесей для сплавления и т.д.) обязательно надевать защитные очки. Брать кусочки щелочи разрешается только щипцами или пинцетом. Необходимо тщательно убирать остатки щелочи с рабочего места.

8. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать кислоту в воду, а не наоборот.

9. Работу со ртутью производить над специальными противнями с высокими стенками.

10. Остатки соединений ртути, а также соединений редких и ценных металлов сливать в особые банки.

11. Стекланные приборы, содержащие остатки белого и красного фосфора, перед мытьем опускать в ванны, наполненные раствором сульфата меди (взять у лаборанта).

Оказание первой помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу (рук, лица и т.д.) концентрированных кислот (серной, азотной, уксусной и т.д.) следует немедленно промыть сильной струей воды обожженное место в течение 3-5 минут, после чего наложить повязку из ваты, смоченной спиртовым раствором таннина или 3%-ным раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи обратиться немедленно к врачу.

2. При ожоге кожи растворами щелочей промывать водой обожженный участок кожи до тех пор, пока не перестанет быть скользкой на ощупь, после чего наложить повязку из спиртового раствора таннина или 3%-ного раствора перманганата калия.

3. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза немедленно промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего сейчас же обратиться к врачу.

4. При ожоге горячими предметами (стекло, металлы и т.д.) наложить сначала повязку из спиртового раствора таннина или раствора перманганата калия, а затем жирную повязку (мазь от ожогов).

5. При ожогах фосфором необходимо наложить на обожженное место повязку, смоченную 2%-ным раствором сульфата меди.

6. При отравлении хлором, бромом, сероводородом, окисью углерода необходимо вывести пострадавшего на воздух.

7. При отравлении соединениями ртути немедленно обратиться к врачу.

Порядок работы в лаборатории неорганической химии, меры предосторожности при работе, оказание первой помощи должны быть хорошо изучены студентами. Руководитель лабораторных работ, убедившись в знании правил работы в лаборатории студентом, делает об этом отметку в его рабочем журнале. Студенты должны являться на лабораторные занятия в хлопчатобумажных халатах (черных или белых).

Литература:

Практикум по неорганической химии / Под ред. В.И.Спицина.- М.: Изд-во МГУ, 1986.

Воскресенский П.И. Техника лабораторных работ. - М.: Госхимиздат, 1962, 1969.

Юрьев Ю.К. Практические работы по органической химии. - М.: Химия, 1961.

Лабораторная работа №1

Тема: Методы очистки веществ

Цель: Научиться приемам очистки веществ разного агрегатного состояния

Наиболее употребительным методом очистки является для твердых веществ перекристаллизация и возгонка, для жидкостей - фильтрование от нерастворимых примесей и перегонка, для газов - отделение примесей путем поглощения их различными химическими реагентами.

Перекристаллизация

а) *Очистка дихромата калия (сульфата калия и натрия)*. Пользуясь таблицей растворимости, высчитайте, какое количество дихромата калия необходимо, чтобы получить насыщенный при 60° раствор, исходя из объема воды 25 мл. Отвесьте на технико-химических весах рассчитанное количество растертого в ступке загрязненного дихромата калия. Высыпьте навеску соли в химический стакан, отмерьте цилиндром 25 мл воды и перелейте ее в стакан с дихроматом калия. Нагрейте стакан с содержимым через асбестовую сетку почти до кипения, помешивая раствор стеклянной палочкой. Для отделения нерастворимых примесей горячий раствор профильтруйте в другой стакан через складчатый фильтр, пользуясь воронкой для горячего фильтрования. Непрерывно помешивая, охладите фильтрат до комнатной температуры, а затем в бане со льдом до 0° . Почему меняется интенсивность окраски раствора?

Выпавшие кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера.

Маточный раствор исследуйте на присутствие в нем примеси сульфат-иона. Для этого к 2-3 мл маточного раствора, разбавленного 5-10 мл дистиллированной воды, прибавьте 1-2 капли концентрированной соляной кислоты и раствор хлорида бария. Аналогичным образом определите, присутствует ли примесь сульфат-иона в выделенном твердом дихромате калия.

Перенесите дихромат калия в фарфоровую чашку или на часовое стекло и поставьте ее на 30-40 минут в сушильный шкаф (100°). После охлаждения взвесьте на технико-химических весах. Высушивание вести до постоянной массы. Определите выход дихромата калия по отношению к исходной навеске.

б) *Очистка хлорида аммония (натрия, калия)*. Приготовьте насыщенный при 60° раствор хлорида аммония, взяв для этого 25 мл воды и рассчитанное количество соли. Нагретый почти до кипения раствор профильтруйте через воронку для горячего фильтрования, фильтрат

перелейте в фарфоровую чашку, поставьте на водяную баню и упарьте до половины начального объема.

Почему в этом опыте часть воды удаляется упариванием? Перенесите чашку в ванну со льдом. Выпавшие кристаллы профильтруйте и высушите на воздухе до постоянной массы. Подсчитайте выход от взятого количества.

Возгонка (сублимация)

Очистка иода. Положите на дно низкого стакана без носика 1 г

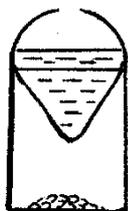


Рис. 1. Прибор для возгонки иода

кристаллического иода, 0.2 г иодида калия (зачем добавляется иодид калия?) и накройте стакан круглодонной колбочкой, наполненной водой (рис. 1). Стакан осторожно нагрейте через асбестовую сетку на электроплитке. Возогнанные кристаллы иода соберите, взвесьте на часовом стекле или в бюксе. Определите выход иода в процентах.

Очистка жидкостей

Получение дистиллированной воды. Соберите для перегонки воды (рис. 2) прибор. В колбу (1) налейте раствор медного купороса и поместите в нее длинные капиллярные трубки (для чего?). Заполните холодильник (2) водой (ток воды подается снизу вверх).

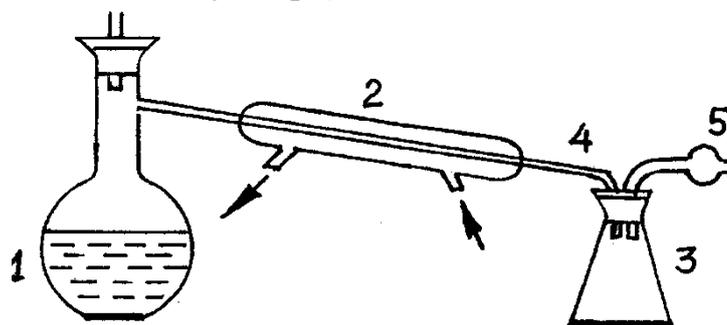


Рис. 2. Прибор для перегонки жидкости

Приемник (3) закройте плотно пробкой, снабженной аллонжем (4) и хлоркальциевой трубкой с натронной известью (5). Закройте колбу пробкой с термометром (6), нагрейте раствор до кипения, заметьте температуру, измерьте внешнее давление, отгоните 100-150 мл воды. Как проверить, не содержит ли она сульфата меди? Определите показатель преломления воды по рефрактометру. Сделайте вывод о степени чистоты воды.

Очистка газов

Очистка углекислого газа. Познакомьтесь с устройством аппарата

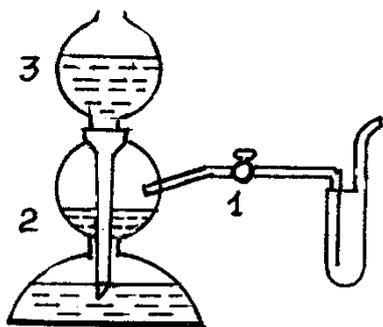


Рис. 3. Аппарат Киппа

Киппа (рис. 3). Зарядите аппарат Киппа для получения углекислого газа. Выньте пробку с краном (1), загрузите средний шар (2) мрамором. Закройте отверстие среднего резервуара (2) пробкой с газоотводной трубкой и откройте кран (1). В верхний шар воронки (3) налейте такое количество 20%-ной соляной кислоты, чтобы она, заполнив

нижнюю часть аппарата Киппа, покрыла часть мрамора, находящегося в среднем резервуаре (2), после этого закройте кран (1). Что наблюдается? Напишите уравнение химической реакции, протекающей в аппарате Киппа. Чем может быть загрязнен получающийся при этом углекислый газ? Присоедините к аппарату Киппа промывалку, содержащую небольшой объем дистиллированной воды, и пропустите слабый ток углекислого газа в течение 10-15 минут. Исследуйте содержимое промывной склянки на содержание соляной кислоты. Отнимите промывалку. Присоедините к аппарату Киппа хлоркальциевую трубку, содержащую обезвоженный сульфат меди. Пропустите через нее ток углекислого газа. Наблюдайте происходящие явления. Как получить чистый, сухой углекислый газ?

Лабораторная работа №2

Тема: Определение эквивалентной массы металлов

Цель: Освоить практические расчеты эквивалентов и эквивалентных масс

Определение эквивалентной массы металлов основано на вытеснении водорода из кислоты точной навеской активного металла. Измерьте объем верхней неградуированной части бюретки "ав". Для этого из контрольной бюретки налейте в вашу бюретку точно отмеренный объем воды - 10 мл. После этого при строго вертикальном положении вашей бюретки посмотрите, на каком делении установился уровень воды. Разница между объемом влитой воды (10 мл) и объемом, идущим на заполнение градуированной части бюретки, даст искомый объем неградуированной части бюретки.

Заполните бюретку до отказа водой и, закрыв пальцем, переверните ее в чашку с водой, как показано на рис. 4, проверьте заполнение бюретки водой. Подведите газоотводную трубку от пробирки под бюретку. Получите у

преподавателя навеску металла. Налейте в пробирку около 3 мл соляной кислоты 1:3 при помощи пипетки так, чтобы не смочить кислотой стенки пробирки. Пробирку с кислотой наклоните и осторожно положите на ее стенку навеску металла, следя за тем, чтобы последний преждевременно не попал в кислоту. В таком положении пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, ранее подведенной под бюретку, и, встряхнув пробирку, столкните металл в кислоту. Выделяющийся при этом водород будет собираться в бюретку. Когда выделение водорода прекратится, запишите объем последнего, учитывая объем неградуированной части бюретки.

Определите по термометру температуру и по барометру давление. Результаты измерений запишите по форме:

m - масса металла в г;

V_t - объем вытесненного металлом водорода в мл;

P_t - атм. давление во время измерения объема газа;

t - температура в 0°C ;

h_1 - упругость водяных паров при данной температуре (по таблице).

Вычисления. Найденный объем водорода V_t при температуре $t^{\circ}\text{C}$ и давлении P приведите к нормальным условиям, то есть к объему газа при 0°C и давлении 760 мм рт.ст. по формуле:

$$V_0 = \frac{V_t \cdot (P_t - h_1 - h_2) \cdot 273}{760 \cdot T},$$

где h_2 - поправка на высоту водяного столба в бюретке, пересчитанная на мм.рт.ст.

$$h_2 = \frac{h(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{Hg})}; \quad \rho(\text{Hg}) = 13.5 \text{ г/мл.}$$

Поправка на упругость водяных паров вводится вследствие того, что давление газов над водой представляет сумму парциальных давлений водорода и водяных паров (при данной температуре).

Зная объем одного моля водорода при нормальных условиях, вычислите массу:

$$m(\text{H}_2) = \frac{2 \text{ г / моль} \cdot V_0 \text{ л}}{22.4 \text{ л / моль}}.$$

Можно массу водорода вычислить по уравнению Клапейрона-Менделеева:

$$P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T.$$

Определите молярную массу эквивалента металла по формуле:

$$\frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{Me})} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{H}_2)}{M_{\text{Э}}(\text{Me})}, \quad \text{то есть} \quad \frac{m(\text{H}_2)}{m(\text{Me})} = \frac{1.008}{M_{\text{Э}}(\text{Me})}.$$

Сравните найденную величину молярной массы эквивалента металла с величиной, вычисленной по молярной массе и валентности данного металла.

Полученную молярную массу эквивалента металла сравните с теоретической и рассчитайте процент ошибки опыта:

$$\text{Процент ошибки} = \frac{M_{\text{Э}}_{\text{практ.}} - M_{\text{Э}}_{\text{теор.}}}{M_{\text{Э}}_{\text{теор.}}} \cdot 100\%.$$

Лабораторная работа №3

Тема: Скорость химической реакции

Цель: Исследование кинетики химической реакции, факторов, влияющих на скорость

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ определяем по реакции



Налейте в четыре стаканчика 0.1 М раствора тиосульфата натрия:

1. 10 мл раствора тиосульфата натрия + 30 мл воды;
2. 20 мл раствора тиосульфата натрия + 20 мл воды;
3. 30 мл раствора тиосульфата натрия + 10 мл воды;
4. 40 мл раствора тиосульфата натрия + без воды.

Объемы растворов отмерьте возможно точнее. Последовательно в каждый стаканчик добавьте по 10 мл 0.05 М раствора серной кислоты, замечая, через какой промежуток времени появляется муть.

Результаты запишите в таблицу:

Номер опыта	Объем раствора серной кислоты (мл)	Объем раствора тиосульфата натрия (мл)	Объем воды (мл)	Объем общий (мл)	Смесь тиосульфата натрия	Время (сек.)	Относительная скорость реакции, 100/ч

Найденные зависимости изобразите графически, отложив по оси абсцисс концентрацию тиосульфата натрия в моль/л, а по оси ординат - относительную скорость в 100/ч. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакции от температуры

Налейте в три сухие стаканчика по 10 мл 0.05 М раствора серной кислоты, а в три другие - по 10 мл 0.1 М раствора тиосульфата натрия.

Объемы отмерьте возможно точнее, пользуясь маленькими мерными цилиндрами или бюретками. Первый опыт проведите при комнатной температуре. Быстро прилейте раствор серной кислоты в раствор тиосульфата натрия. Отметьте время сливания по секундомеру. Концом реакции считать едва заметное помутнение раствора.

Второй опыт проведите аналогично первому, но при температуре на 10° выше комнатной, для чего следующую пару стаканчиков нагрейте в ванне с водой, температура которой контролируется термометром. Выдержите растворы в ванне в течение 2-3 минуты, а затем слейте вместе. Что наблюдается?

Третий опыт проведите таким же образом, но при температуре еще на 10° выше. Полученные данные запишите в таблицу:

Но мер опыта	Объе м раствора серной кислоты (мл)	Объем раствора тиосульфата натрия (мл)	Температу ра, (0°С)	Вре мя (сек.)	Относитель ная скорость реакции, 100/ч

Влияние температуры на скорость реакции выразите графически, отложив по оси абсцисс температуру, по оси ординат - относительную скорость реакции. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции. Рассчитайте температурный коэффициент реакции.

Влияние катализатора на скорость химической реакции

а) В маленькую фарфоровую чашечку поместите несколько кристалликов иода и порошка алюминия, содержимое осторожно перемешайте (опыт вести в вытяжном шкафу). В полученную смесь длинной трубочкой внесите каплю воды. Что происходит? Какую роль играет вода в данном опыте? Напишите уравнение реакции.

б) В две пробирки прилейте по 5 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. В одну из них поместите несколько кристалликов оксида марганца(IV). Качественно сравните скорости разложения пероксида водорода. Какую роль играет оксид марганца?

Влияние величины поверхности на скорость реакции

Уравновесьте на весах маленький кусочек мрамора и мрамор в виде порошка. Приготовьте две пробирки с равными объемами растворов соляной кислоты. Одновременно стряхните с бумажек кусочек мрамора в одну

пробирку, порошок - в другую. Отметьте время окончания реакции в обеих пробирках. Что наблюдается?

Тема: Химическое равновесие

Цель: Исследовать обратимые химические реакции, выяснить закономерности смещения химического равновесия

Влияние концентрации реагирующих веществ на равновесие

Налейте в стакан 10 мл 0.1 н раствора хлорида железа(III), и такой же объем раствора роданида калия 0.1 н. Обратите внимание на появление красной окраски при смешении растворов. Напишите уравнение реакции.

Раствор из стакана разделите в четыре пробирки. В одну из пробирок добавьте несколько капель концентрированного раствора хлорида железа(III), в другую - концентрированного раствора роданида калия. В третьей пробирке растворите щепотку кристаллического хлорида калия. Четвертую пробирку оставьте для сравнения. Дайте объяснение различной интенсивности окраски растворов в пробирках. Напишите выражение константы химического равновесия данной реакции.

Влияние температуры на химическое равновесие

Двуокись азота (NO_2) - бурый газ, азотноватый ангидрид (N_2O_4) - бесцветен. Благодаря этому, направление, в котором смещается равновесие данной реакции, легко определить по изменению интенсивности окраски газа.

Для проведения опыта возьмите запаянную стеклянную трубку, заполненную двуокисью азота. Трубка имеет вид буквы П, концы трубки раздуты в форме шариков. Один из шариков поместите в стакан с холодной водой, другой - в стакан с горячей водой (рис. 5). Через некоторое время сравните интенсивность окраски в нагретом и охлажденном шариках. Сделайте соответствующий вывод о влиянии

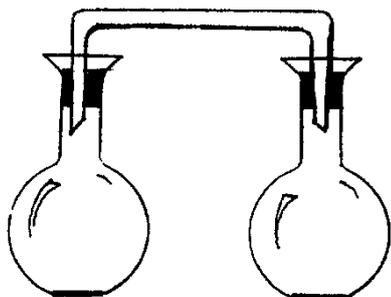


Рис. 5. Прибор со смесью

температуры на равновесие данной реакции.

Напишите выражение константы химического равновесия реакции.

Лабораторная работа №4

Тема: Концентрации растворов. Приготовление растворов заданной концентрации

Цель: Исследовать обратимые химические реакции, выяснить закономерности смещения химического равновесия

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

Для определения относительной плотности при помощи ареометра жидкость наливают в стеклянный цилиндр емкостью не менее 0.5 л. Размер цилиндра должен соответствовать размерам ареометра. Уровень жидкости в цилиндре должен быть на несколько сантиметров ниже края цилиндра, чтобы избежать переливания ее через край. Погружать ареометр в жидкость следует осторожно, не выпуская его из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает. Ареометр должен находиться в центре цилиндра и ни в коем случае не касаться стенок и дна цилиндра. Отсчет проводят по делениям шкалы ареометра. Деление, против которого установился *верхний* мениск жидкости, характеризует величину плотности. По справочнику определите, какая концентрация кислоты соответствует данной плотности. Рассчитайте, сколько мл этой кислоты нужно взять для приготовления 250 мл 0.1 н раствора серной (соляной) кислоты. Рассчитанное количество кислоты отмерьте пипеткой и вылейте в мерную колбу (емкостью 250 мл). Долейте в мерную колбу дистиллированной воды до метки; оттитруйте приготовленный раствор кислоты раствором щелочи с известным титром.

Для определения концентрации растворов методом титрования поступают следующим образом. К определенному объему исследуемого раствора прибавляют из бюретки раствор известной концентрации (титрованный раствор) до того момента, пока количество прибавленного вещества не будет эквивалентно количеству определяемого вещества в растворе. Этот момент называется точкой эквивалентности или теоретической точкой конца титрования. Конец реакции устанавливается либо по изменению цвета реагирующих растворов (если они изменяют свою окраску), либо по изменению цвета дополнительно введенных вспомогательных реактивов, называемых индикаторами.

Для растворов нормальной концентрации существует соотношение

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2,$$

где V_1 - объем раствора известной концентрации,

N_1 - нормальность этого раствора,

V_2 - объем исследуемого раствора,

N_2 - нормальность исследуемого раствора.

Из приведенного равенства легко подсчитать концентрацию исследуемого раствора.

Определение точной концентрации кислоты методом титрования

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

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

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

3. Ополосните чистую пипетку раствором кислоты, отмерьте ею объем раствора и вылейте его в коническую колбочку, прибавив туда 1-2 капли индикатора метилоранжа.

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

Номер опыта	Объем раствора щелочи (известной концентрации)	Объем раствора кислоты (неизвестной концентрации)

По результатам титрования вычислите нормальность кислоты.

Лабораторная работа № 5

Тема: Общие свойства растворов

Цель: Исследовать эффекты процессов растворения, рассмотреть каллигативные свойства, гигроскопичность

Тепловой эффект растворения

1. В две пробирки налейте немного воды и измерьте температуру. В одну пробирку насыпьте немного нитрата аммония, перемешайте палочкой и измерьте температуру. В другую пробирку внесите при помощи щипцов несколько кусочков гидроксида натрия или калия и, перемешав, снова измерьте температуру. Что наблюдается?

Изменение объема при растворении

2. С помощью измерительных цилиндров отмерьте 10 мл воды и 10 мл концентрированной серной кислоты, вылейте воду, а затем кислоту в большой стакан. После осторожного помешивания и охлаждения раствора до комнатной температуры перелейте его в измерительный цилиндр. Наблюдайте уменьшение объема. Если принять во внимание, что для уменьшения объема жидкости на 1% необходимо давление около 500 кг/см^2 , то можно рассчитать порядок величины сил, производящих наблюдаемое сжатие.

Образование сольватов и гидратов

3. Образование сольватов можно установить на примере растворов иода. Возьмите три пробирки, в первую налейте 5 мл спирта и положите маленький кристаллик иода, во вторую - такое же количество четыреххлористого углерода и кристаллик иода. В третью пробирку налейте 4-5 мл бромистого этила и положите кристаллик иода. Объясните появление различной окраски в пробирках.

4. Возьмите несколько кристалликов хлорида кобальта, отметьте их окраску, положите в пробирку и нагрейте, держа пробирку наклонно - дном выше. Наблюдайте изменение цвета. В охлажденную пробирку прибавьте немного воды и опять отметьте окраску. Такой же опыт произведите с кристаллической солью сульфата меди. Обе указанные реакции имеют практическое применение для установления наличия небольших количеств воды в различных жидкостях.

Гигроскопичность

5. На часовые стекла или стеклянные пластинки положите небольшие количества следующих веществ: безводный хлорид кальция, едкий натр, сульфат меди, хлорид натрия, пятиокись фосфора - и оставьте их на некоторое время на воздухе. Опишите и объясните изменения, происходящие с этими веществами через некоторое время. Напишите уравнения реакций.

Упругость пара гидратов

6. Сухую колбу закройте резиновой пробкой со вставленным в нее тройником. На один конец тройника наденьте отрезок резиновой трубки с винтовым зажимом (рис. 6). Другой конец

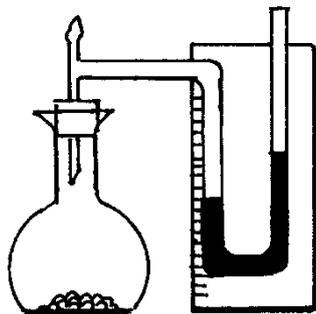


Рис. 6. Прибор для определения

соедините с манометром, наполненным подкрашенным керосином или маслом. Приготовьте три колбы. Вынув пробку, внесите в одну колбу кусочки свежепрокаленного хлорида кальция (кусочками покройте дно колбы), во вторую - кристаллы сульфата натрия, в третью налейте немного концентрированной серной кислоты. Затем колбы плотно закройте пробками при открытых

винтовых зажимах. После этого зажимы тщательно закройте и наблюдайте за изменением положения уровней жидкости в манометрах. Как объяснить эти явления?

Изменение температуры кипения растворов

7. Произведите наблюдение над изменением температуры кипения растворов. В пробирку налейте 5 мл дистиллированной воды, нагрейте до кипения, опустите термометр в кипящую в пробирке воду и отметьте температуру. Растворите в этой воде 1 г хлорида магния. Доведите раствор до кипения и измерьте температуру. Что наблюдается?

Тема: Общие свойства растворов электролитов

Цель: Исследовать силу кислот и оснований, рассмотреть ионные взаимодействия

Относительная сила кислот

1. Возьмите две пробирки, в каждую из них положите по кусочку мрамора. В одну пробирку налейте 5 мл 1 н соляной кислоты, в другую - такой же объем 1 н уксусной кислоты. Наблюдаемые скорости реакций сопоставьте со степенью ионизации взятых кислот.

2. В три пробирки налейте до половины уксусной кислоты: в первую - концентрированную, в остальные - разбавленную водой в 2 и 4 раза. В каждую из пробирок внесите по возможности одинаковые кусочки цинка и сравните скорость реакций в растворах кислоты разной концентрации.

3. В две пробирки налейте по 5 мл 1 н уксусной кислоты и бросьте в каждую из них примерно одинаковые кусочки цинка. Когда в обеих пробирках установится равномерное выделение водорода, прилейте в одну 5 мл 4 н раствора ацетата натрия, в другую для сохранения того же объема - 5

мл воды. Почему реакция в первой пробирке начинает идти менее энергично?

Относительная сила оснований

4. В две пробирки налейте 0.1 М раствор хлорида кальция. В одну из пробирок прилейте 1 н раствор гидроксида калия или натрия, а в другую - раствор гидрата аммиака такой же концентрации. Что наблюдается? Дайте объяснение, используя значение произведения растворимости гидроксида кальция.

Реакция нейтрализации

5. В сухой небольшой стаканчик прилейте из бюретки 30-40 мл 1 н раствора соляной или серной кислоты, во второй из другой бюретки точно такой же объем 1 н раствора щелочи. Измерьте температуру растворов посредством термометра, позволяющего отмечать температуру с точностью до 0.1°. Слейте затем оба раствора в специально приготовленный для этой работы стакан с теплоизолирующей прокладкой. Следя за тем, чтобы не разбить термометр, быстро, но очень осторожно перемешайте содержимое стакана. Наблюдая поднятие температуры, отметьте с точностью до 0.1° самую высокую температуру. Запишите суммарный объем слитых растворов, их начальную и конечную температуру. По полученным данным вычислите количество тепла, выделившееся при реакции (плотность раствора принять равной 1, теплоемкость раствора - равной теплоемкости воды). Составьте уравнение реакции нейтрализации и рассчитайте тепловой эффект нейтрализации кислоты количеством 1 моль.

Реакции осаждения

Проделайте указанные ниже реакции, запишите их в виде ионных уравнений и дайте объяснение полученным результатам.

6. Налейте в две пробирки раствор хлорида бария и добавьте в него растворы сульфата натрия, серной кислоты.

7. В две пробирки налейте раствор нитрата серебра и добавьте растворы хлорида натрия и соляной кислоты.

8. Подействуйте раствором щелочи на растворы солей калия, магния, железа, меди и ртути.

Лабораторная работа № 6

Тема: Определение концентрации ионов водорода в растворах

Цель: Исследовать рН водных растворов, сравнить результаты теоретических расчетов и практического определения рН в растворах сильных и слабых кислот и оснований и буферных растворов

Определение рН водных растворов может быть осуществлено с помощью кислотно-основных индикаторов - веществ, изменяющих свою окраску при определенных значениях рН среды.

В таблице приведены некоторые кислотно-основные индикаторы:

Название индикатора	Интервал перехода (рН)	Окраска индикатора
Метиловый-оранжевый (метил-оранж)	3.0-4.4	Красная - оранжево-желтая
Лакмоид (лакмус)	4.0-6.4	Красная - синяя
Фенолфталеин	8.2-10.0	Бесцветная - малиновая
Универсальный	1.0	Малиновый
	2.0	Розово-оранжевый
	3.0	Оранжевый
	4.0	Желто-оранжевый
	5.0	Желтый
	6.0	Желто-зеленый
	7.0	Зеленовато-желтый
	8.0	Зеленый
	9.0	Сине-зеленый
	10.0	Серовато-синий

Определите с помощью приведенных выше индикаторов рН следующих растворов:

- 0.1 н раствора соляной кислоты;
- 0.1 н раствора уксусной кислоты;
- 1.0%-ного раствора аммиака;
- Ацетатного буфера (смесь равных объемов 0.1 н раствора уксусной кислоты и 0.1 н раствора ацетата натрия).

Для этого в чистые, промытые дистиллированной водой, пробирки поместите по 2-4 мл указанных растворов и прилейте по 1-2 капли индикатора. Индикатор выбирается исходя из предполагаемой кислотности среды. Проверьте полученные результаты расчетом, воспользовавшись следующими данными:

$$\alpha(0.1 \text{ н раствора HCl}) = 0.83;$$

$$K_{\text{ион.}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \cdot 10^{-5};$$

$$K_{\text{ион.}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1.8 \cdot 10^{-5};$$

$$\rho(1\% \text{-ного раствора } \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 0.99 \text{ г/мл.}$$

Экспериментальные и расчетные данные внесите в таблицу:

	Раст вор	Опытные данные			Расчетные данные	
		индика тор	окра ска	pH	расчетная формула	pH

Сделайте вывод о сходимости расчетных и экспериментальных результатов. Измерьте pH исследуемых растворов при помощи прибора pH-метра.

Лабораторная работа № 7

Тема: Гидролиз солей

Цель: Исследовать закономерности процесса гидролиза солей

Определение степени гидролиза растворов солей

Для изучения гидролиза солей проделайте следующие опыты. В семь пробирок прилейте по 2-3 мл 1 н растворов хлорида калия, нитрата натрия, сульфата алюминия, ацетата натрия, карбоната натрия, хлорида меди, нитрата свинца. Растворы испытайте универсальным индикатором, определите их pH, результаты наблюдений запишите в таблицу по следующей форме:

Номер пробирки	Вещество	Цвет универсального индикатора в водном растворе данной соли	pH среды экспериментальный	pH среды рассчитанный

Какие из взятых солей подвергаются гидролизу? (Объясните).

Объясните реакцию водного раствора соли на индикатор. Ответ подтвердите ионным уравнением и расчетами.

Гидролиз при реакциях обмена

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора хлорида железа и прилейте 1-2 мл раствора соды. Обратите внимание на образование осадка. Осадку дайте отстояться и слейте с него жидкость или отфильтруйте. Затем осадок промойте водой на фильтре или прямо в пробирке и после того, как он осядет, промывную жидкость снова слейте. К осадку прилейте раствор кислоты. Выделяется ли при этом углекислый газ?

Объясните, что образуется при взаимодействии растворов хлорида железа и карбоната натрия и почему.

Влияние температуры на гидролиз

а) Налейте в пробирку 2-3 мл 1 н раствора ацетата натрия и прибавьте индикатор. Определите рН раствора. Затем пробирку с раствором нагрейте. Обратите внимание на изменение цвета раствора, определите рН. Хорошо охладите пробирку и снова измерьте рН раствора. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.

б) В пробирку налейте 2-3 мл раствора карбоната натрия, добавьте индикатор фенолфталеин и нагрейте. Объясните изменение цвета раствора.

в) В пробирке смешайте по 3 мл 0.1 н раствора хлорида железа и ацетата натрия одинаковой концентрации. После этого растворы нагрейте до кипения. Обратите внимание на выпадение осадка. Напишите уравнение реакции.

Влияние разбавления на гидролиз и его обратимость

а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора трихлорида сурьмы и разбавьте водой. Обратите внимание на появление мути за счет образования основных солей. Напишите уравнение реакции гидролиза и объясните влияние разбавления.

б) К раствору трихлорида сурьмы с осадком основных солей прилейте соляной кислоты до растворения осадка. Затем снова добавьте воду и наблюдайте образование основных солей. Объясните наблюдаемые явления

Лабораторная работа № 8

Тема: Водород. Вода. Перекись водорода

Цель: Получение и изучение основных свойств водорода, гидридов, перекиси водорода

Правила работы с водородом

Работа с водородом требует большой осторожности. Водород горюч и в смеси с кислородом или воздухом образует взрывчатую смесь. Если водород необходимо получить в приборе и поджечь при выходе из него, то следует из прибора до опыта вытеснить весь воздух, затем проверить водород на чистоту. Для этого приготовить две пробирки, надеть на газоотводную трубку сухую пробирку, через 5-10 секунд снять ее, закрыв отверстие пробирки большим пальцем, и поставить на ее место вторую. Поднести заполненную водородом пробирку к пламени спиртовки. Отняв палец, поджечь содержимое пробирки. (Как нужно держать пробирку при зажигании в ней водорода?). Проверку чистоты выделяющегося водорода

производить до тех пор, пока собранный газ не будет загораться почти без звука. Только убедившись в чистоте водорода, можно поджечь его горячей лучиной у отверстия прибора.

При работе с нагревательными приборами, через которые проходит водород, категорически запрещается прерывать ток водорода до достижения реакционным сосудом комнатной температуры.

Способы получения водорода

1. *Действие металла на кислоту.* Поместите в пробирку 3-5 кусочков зернистого (гранулированного) цинка, прилейте 5 мл соляной кислоты (1:1) и закройте отверстие пробирки пробкой с газоотводной трубкой. Проверьте водород на чистоту. Убедившись в чистоте выделяющегося водорода (в присутствии преподавателя), подожгите его горячей лучиной у отверстия газоотводной трубки. Опрокиньте над пламенем водорода холодную стеклянную воронку. Что наблюдается?

2. *Действие металла на щелочь.* Положите в пробирку несколько кусочков стружки алюминия, прилейте к ним раствор едкого натра. Если реакция идет плохо, осторожно подогрейте. Определите, какой газ выделяется.

3. *Действие металла на воду.* Заполните пробирку до краев водой. Закрыв отверстие пальцем, опрокиньте пробирку в ванну с водой и в таком положении закрепите в лапке штатива. Заверните несколько кусочков металлического кальция в марлю и быстро при помощи щипцов подведите металл под пробирку. Определите, какой газ выделяется.

Химические свойства водорода

Приготовление гремучей смеси. (Опыт проводится в присутствии преподавателя). Измерьте емкость цилиндра и отметьте резиновым кольцом $1/3$ часть общего объема. Налейте в цилиндр воды и опрокиньте его в ванну с водой. Одну треть цилиндра заполните кислородом из газометра и $2/3$ водородом из аппарата Киппа. Закройте цилиндр под водой круглым стеклом, выньте из ванны, заверните полотенцем и, открыв отверстие цилиндра, подожгите газовую смесь горячей лучиной. Что происходит?

Восстановление оксида металла. Соберите прибор (рис. 7). В шарик тугоплавкой трубки поместите 0,3-0,5 г оксида меди. V-образную трубку наполните свежепрокаленным хлоридом кальция. В выводящую трубку прибора положите кусочек медной сетки (зачем?). Проверьте прибор на герметичность (как это сделать?). Испытайте водород на чистоту. Убедившись в чистоте выделяющегося водорода, подожгите водород у выхода отверстия прибора. Прогрейте осторожно реакционную трубку по всей длине, а затем сильно нагрейте ту часть трубки, где находится оксид меди. Следите за тем, чтобы пламя горящего

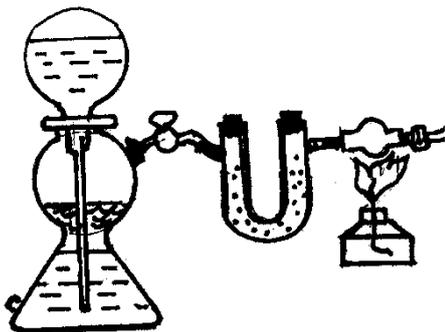


Рис. 7. Прибор для восстановления металла

водорода сильно не уменьшалось. Когда восстановление закончится (как это установить?), прекратите нагревание и охладите до комнатной температуры прибор в токе водорода (почему?).

Перекись водорода

В практикуме обычно используются водные растворы перекиси водорода (1-30%-ные). Работа с безводной перекисью водорода и с растворами концентрацией выше 30% в практикуме запрещается. Растворы пероксида водорода запрещается хранить на свету и в склянках с притертыми пробками.

Получение перекиси водорода. В колбу емкостью 50 мл налейте 20 мл 5%-ного раствора серной кислоты и охладите ее до 0°C. Взбалтывая содержимое колбы, в течение 5-10 мин. всыпайте в нее небольшими порциями около 1 г пероксида бария. Полученный раствор перекиси водорода отфильтруйте от осадка.

Кислотные свойства перекиси водорода. В пробирку налейте 4-5 мл воды, прибавьте 5-7 капель раствора лакмуса и разделите поровну на две пробирки. В одну пробирку прибавьте несколько капель раствора перекиси водорода и сравните окраски растворов.

Получите раствор алюмината натрия прибавлением к раствору соли алюминия раствора едкого натра до исчезновения осадка. К полученному раствору прибавьте по каплям перекись водорода. Выпадает гидроксид алюминия. Напишите уравнения реакций по стадиям.

Каталитическое разложение перекиси водорода. Налейте в пробирку 1-2 мл 3%-ного раствора перекиси водорода и всыпьте немного двуокиси марганца. Испытайте выделяющийся газ лучинкой.

Окислительные свойства перекиси водорода. К 2-3 мл раствора иодида калия прилейте столько же 20%-ного раствора серной кислоты. Затем добавьте по каплям раствор перекиси водорода. Что наблюдается? Разбавьте раствор водой и внесите в него 1-2 капли раствора крахмала. Что происходит?

Отбеливающие свойства перекиси водорода. Положите в пробирку небольшой кусочек окрашенной ткани, прилейте 1 мл 50%-го раствора аммиака и 2 мл раствора перекиси водорода. Наблюдайте через некоторое время изменение цвета ткани.

Восстановительные свойства перекиси водорода. Налейте в пробирку 2 мл раствора перманганата калия и подкислите его 2-3 каплями 20%-ного раствора серной кислоты. Полученный раствор по каплям прилейте к раствору перекиси водорода. Какой газ выделяется?

Лабораторная работа № 9

Тема: Галогены

Цель: Получение и изучение основных свойств галогенов и их соединений

Галогены токсичны, а многие их соединения склонны к воспламенению и взрывоопасны. Работа со фтором и фосгеном в практикуме запрещается. Опыты с галогенами следует проводить только под тягой.

При получении хлора взаимодействием перманганата калия с соляной кислотой необходимо в приборе после колбы с реакционной смесью помещать пустую или заполненную водой промывалку и лишь за нею - склянки с осушителями (H_2SO_4 , CaCl_2 , P_2O_5). Следует помнить, что при взаимодействии конц. H_2SO_4 с KMnO_4 может произойти взрыв!

Остатки KMnO_4 (или MnO_2) после получения хлора следует вылить в "склянки для слива".

Получение и свойства галогенов

Получение хлора

Получение хлора из соляной кислоты действием окислителей:

а) Насыпьте в пробирку щепотку двуокиси марганца, прилейте 1-3 мл концентрированной соляной кислоты. Осторожно, движением руки, понюхайте хлор. Пробирку поднесите к белому экрану, обратите внимание на цвет газа.

б) Насыпьте в пробирку несколько кристалликов перманганата калия, поставьте ее в штатив и прилейте 1-2 мл концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается?

в) Разотрите в фарфоровой ступке бихромат калия, насыпьте немного в пробирку и прилейте 2-3 мл концентрированной соляной кислоты. Содержимое пробирки слегка нагрейте. Что наблюдается?

Свойства хлора

Для получения хлора соберите прибор (рис. 8). Рассчитайте и отвесьте

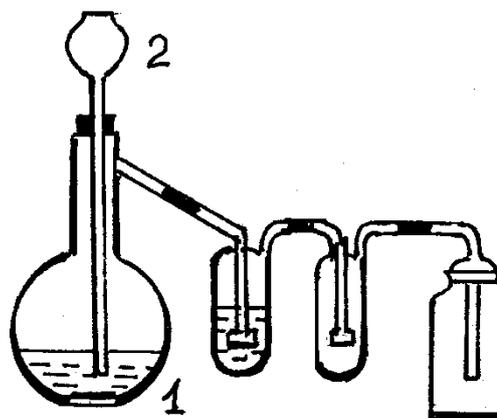


Рис. 8. Прибор для получения

на весах количество перманганата калия, необходимое для получения 2 л газообразного хлора. Перманганат калия всыпьте в колбу Вюрца (1), в капельную воронку (2) налейте концентрированную соляную кислоту. Образующийся хлор пропустите через склянку с водой (зачем?), затем - через склянку с концентрированной серной кислотой (зачем?) и соберите в банки емкостью 50 мл. Покройте банки стеклянными

пластинами. Для лучшего контроля за наполнением банок хлором поставьте белый экран. Какие примеси будут у хлора, выходящего из прибора?

1. Взаимодействие хлора с металлами

а) В наполненную хлором банку внесите предварительно нагретую железную проволоку (или пучок медной фольги). Что наблюдается?

б) В банку с хлором всыпьте мелкоизмельченную сурьму. Что наблюдается?

2. Взаимодействие хлора с неметаллами

В железную ложечку взять немного красного фосфора, подогрейте и внесите в банку с хлором. Что происходит?

Возьмите две пробирки. Одну наполните хлором, другую - водородом из аппарата Киппа. Соедините пробирки отверстиями так, чтобы пробирка с хлором оказалась наверху. Разъедините пробирки и быстро внесите в пламя горелки. Что происходит?

3. Получение и свойства хлорной воды

Дистиллированную воду в пробирке насытите хлором, обратите внимание на цвет и запах воды. Какие вещества образовались при взаимодействии хлора с водой? Испытайте действие хлорной воды на раствор индиго и окрашенную ткань. Какое вещество производит белящее действие?

Налейте в пробирку 2-3 мл хлорной воды и прибавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Объясните исчезновение окраски и запаха хлорной воды.

Какое влияние оказывает щелочь на сдвиг равновесия в реакции между хлором и водой?

4. Получение кристаллогидрата хлора

Пробирку с 2-3 мл воды погрузите в лед или снег (0°C), из прибора пропустите ток хлора до образования желтоватых кристаллов $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Выньте пробирку из охлаждающей смеси, нагрейте рукой. Какие изменения происходят с кристаллами?

Свойства брома

а) В три пробирки налейте несколько капель брома, в одну из них бросьте 3-4 кусочка металлического алюминия. Если реакция не начнется, слегка подогрейте.

б) Вторую пробирку с бромом опустите в стакан с теплой водой и внесите в нее медную спираль.

в) В третью пробирку с бромом на кончике шпателя внесите красного фосфора. Что наблюдается при проведении опытов?

Отношение брома к растворителям

а) В пробирку налейте 5 мл воды, добавьте 1-2 капли брома и перемешайте стеклянной палочкой. Хорошо ли растворился бром в воде? Добавьте к раствору несколько капель насыщенного раствора бромида калия. Дайте объяснение происходящему явлению.

б) В пробирки с бромной водой добавьте 1-2 мл бензола, спирта, четыреххлористого углерода; содержимое пробирок тщательно перемешайте. Объясните наблюдаемые явления.

Получение иода

Налейте в пробирку 5 мл раствора иодида калия, пропустите ток хлора. Выделившийся иод отфильтруйте, просушите на воздухе. Какие примеси будет содержать иод? Как его можно очистить?

Свойства иода

а) Налейте в две пробирки воды и опустите в них по одному кристаллику иода. Содержимое пробирок сильно взболтайте. Какова растворимость иода в воде? В одну пробирку налейте немного четыреххлористого углерода, взболтайте, другую оставьте для сравнения. Объясните происходящие процессы.

б) К 5 мл иодной воды прилейте раствор щелочи до исчезновения окраски раствора. Полученный раствор подкислите раствором серной кислоты. Объясните происходящие явления.

в) Насыпьте в пробирку немного порошка магния, затем прилейте 5-6 мл иодной воды и встряхните. Объясните исчезновение окраски.

Гидриды галогенов

1. Получение хлороводорода и соляной кислоты

Насыпьте в пробирку слой хлорида натрия (около 1 см высотой), смочите его водой и прилейте не более четверти пробирки концентрированной серной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, нагрейте и наполните выделяющимся хлороводородом сухую пробирку, опустив конец газоотводной трубки на дно пробирки. Когда над отверстием пробирки появится обильный дым, быстро закройте отверстие пробирки пальцем и, перевернув, погрузите ее отверстием в сосуд с водой, а затем отнимите палец. Наблюдайте поглощение хлороводорода водой и поднятие воды в пробирке. Исследуйте на лакмус реакцию полученного раствора и действие его на порошок магния.

2. Получение бромоводорода и иодоводорода

а) **Тяга!** Укрепив в штативе сухую пробирку, внесите в нее немного красного фосфора, прилейте несколько капель брома. Что происходит? К полученному продукту прибавьте 1-2 капли воды. Испытайте действие выделяющегося газа на влажную лакмусовую бумажку.

б) Внесите в пробирку немного красного фосфора и прибавьте небольшое количество размельченного иода. Прилейте каплю воды и слегка нагрейте. Выделяющийся газ испытайте влажной лакмусовой бумажкой.

3. Восстановительные свойства галогенводородов

а) **Тяга!** Налейте половину пробирки бромной воды и пропустите в нее сероводород до обесцвечивания раствора. Раствор доведите до кипения для удаления избытка растворенного сероводорода. (Полноту его удаления проверяем по бумажке, смоченной раствором соли свинца.) К раствору в пробирке прилейте немного хлорной воды. Что наблюдается?

б) **Тяга!** Налейте половину пробирки воды, прилейте в нее 1-2 мл спиртового раствора иода. В полученную взвесь мелкокристаллического иода в воде пропустите сероводород до восстановления всего иода. Получившийся раствор иодистоводородной кислоты отфильтруйте от осадка. Фильтрат доведите до кипения для удаления избытка растворенного сероводорода. Раствор охладите и разделите на две части. К первой прибавьте немного хлорной воды, ко второй - немного порошка магния. Что происходит?

4. Осаждение хлорид-, бромид-, иодид-ионов

В три пробирки налейте немного растворов хлорида, бромида, иодида калия, прибавьте понемногу раствора нитрата серебра. Отметьте цвет осадков (после опыта слейте содержимое пробирок в специальные склянки для серебряных остатков!). Сравните растворимость в воде галогенидов серебра на основании значений произведения растворимости.

Кислородные соединения галогенов

1. Получение и свойства хлорной извести

а) Получение хлорной извести. К чистой гашеной извести массой 2 г добавьте 10-15 мл воды и хорошо перемешайте. Полученную смесь поместите в маленький стакан, охлаждаемый льдом (почему необходимо охлаждение?), и пропустите хлор, очищенный от хлористого водорода (как это сделать?), в течение 10-15 мин.

б) Окислительные свойства хлорной извести. Часть полученного препарата обработайте 10 мл воды, перемешайте и отфильтруйте. Отлейте часть полученного раствора и испытайте его действие на концентрированную соляную кислоту.

в) Разложение хлорной извести. К оставшейся части раствора хлорной извести прилейте раствор серной кислоты до кислой реакции и осторожно понюхайте.

2. Окислительные свойства гипобромитов

Налейте в пробирку немного бромной воды, а затем по каплям прилейте раствор едкого натра до перехода красноватого цвета в бледно-желтый. Исследуйте действие раствора на индиго и окрашенную ткань. Испытайте действие бромной воды на раствор сульфита натрия.

3. Получение хлората калия

Налейте в стаканчик 50 мл 50%-ного раствора едкого калия и при постоянном нагревании пропустите ток хлора до образования кристалликов. Раствор охладите, выделившиеся кристаллы отфильтруйте на воронке с фильтрующим дном и промойте 2-3 раза небольшим количеством воды. Полученную соль высушите для последующих опытов.

4. Окислительные свойства хлоратов

а) В сухую пробирку поместите несколько кристалликов хлората калия и смочите 2-3 каплями концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается?

б) Хлорат калия массой 0.5 г смешайте (**осторожно!**) с равным количеством серной кислоты. Затем прилейте немного раствора иодида калия. Установите, какой газ выделяется.

Лабораторная работа № 10

Тема: Кислород

Цель: Получение и изучение основных свойств кислорода

Получение кислорода разложением солей. В три сухие пробирки насыпьте понемногу хлората калия, перманганата калия, нитрата калия. Нагрейте пробирки. Глеющей лучинкой испытайте газ, выделяющийся из пробирок. Напишите уравнения реакций разложения солей.

Взаимодействие кислорода с металлами и неметаллами. Нагрейте в пробирке перманганат калия. Наполните кислородом под водой пять больших пробирок, оставив в каждой из них 1-2 мл воды. После заполнения пробирок кислородом поставьте их в штатив, закрыв каждую пробкой. Внесите в пробирки с кислородом в ложечке для сжигания предварительно накаленные на воздухе красный фосфор, кусочек серы, уголь. Наблюдайте интенсивное горение этих веществ в кислороде и сравните с интенсивностью горения на воздухе.

Скрутите спиралью отрезок стальной проволоки и прикрепите его к концу ложечки для сжигания. Присоедините к проволоке кусочек корковой пробки. Подожгите пробку и быстро внесите в пробирку с кислородом. Что происходит? В пятую пробирку внесите нагретую медную проволоку.

Тема: Сера, соединения серы с водородом

Цель: Получение и изучение основных свойств серы и ее гидридов

1. *Аллотропические видоизменения серы*

а) *Ромбическая сера.* В сухую пробирку поместите несколько кусочков серы, прилейте 2 мл четыреххлористого углерода (или хлороформа). Пробирку несколько раз хорошо встряхните, чтобы часть серы растворилась. Полученный раствор слейте на часовое стекло и оставьте в вытяжном шкафу для испарения. Каплю раствора поместите на предметное стекло и рассмотрите под микроскопом. Зарисуйте кристаллы серы.

б) *Призматическая сера.* Небольшой тигель наполните на 3/4 кусочками черенковой серы и медленно расплавьте ее. Поставьте тигель охлаждаться, следя за образованием кристаллов. Когда кристаллы почти сомкнутся в центре, быстро вылейте неуспевшую остыть серу в стакан с водой. Рассмотрите под микроскопом и зарисуйте кристаллы серы, оставшиеся на стенках тигля. Серу, находящуюся в стакане с водой, оставьте для следующего опыта.

в) *Пластическая сера.* Сухую пробирку наполните наполовину кусочками серы, укрепите зажимом и нагрейте на горелке. Наблюдайте плавление и изменение вязкости серы. Объясните происходящие явления. Когда сера закипит, вылейте в стакан с холодной водой. Образовавшуюся массу выньте из воды, высушите фильтровальной бумагой. Испытайте тягучесть серы, ее растворимость в бензоле. Сравните физические свойства пластической серы с серой, полученной в предыдущем опыте. Сохраните пластическую серу до следующего занятия и снова изучите ее физические свойства.

2. *Химические свойства серы*

а) *Взаимодействие серы с медью.* Пробирку заполните серой и нагрейте ее до кипения. Пары серы должны заполнить всю пробирку. Кусочек медной фольги накалите в пламени до красна и быстро внесите в пары серы. Что наблюдается?

б) *Взаимодействие серы с алюминием.* Рассчитайте, сколько надо взять серы для взаимодействия с 1 г алюминия. Навески реагентов тщательно перемешайте, поместите в шамотовый тигель и подожгите при помощи ленты магния. Как только начнется реакция, тигель закройте крышкой. После охлаждения извлеките полученное вещество. Почему ощущается запах сероводорода?

в) *Взаимодействие серы с хлором.* Соберите прибор (рис. 9). На дно

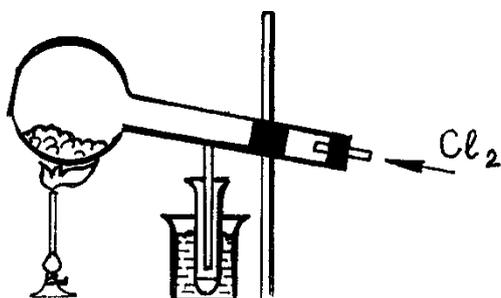


Рис. 9. Прибор для получения

еще ток хлора. Как изменилась окраска жидкости? Почему?

колбы положите 3 г серы и нагрейте до плавления. Отросток колбы опустите в пробирку, охлаждаемую льдом. Отверстие пробирки закройте ватой. Продолжая нагревание, пропустите в сосуд ток сухого хлора (как это сделать?). Что собирается в приемнике? Уравнение реакции. Полученный продукт держите в охлаждающей смеси и пропустите

Гидриды серы

Сероводород - бесцветный ядовитый газ с неприятным специфическим запахом. Концентрация сероводорода в воздухе более 1 мг/м^3 опасна для жизни. Причем надо помнить, что происходит привыкание к запаху сероводорода, поэтому им можно отравиться, не почувствовав опасного повышения концентрации. Первая помощь: свежий воздух, покой, тепло, молоко с содой, вдыхание кислорода.

Работать с сероводородом можно только под тягой, часто проветривая помещение. Растворы, содержащие сероводород, запрещается выливать в канализацию. Их следует сначала обезвредить (например, добавлением нитрата свинца). Выпавший осадок сульфида свинца отделить от раствора и поместить в банку для твердых отходов.

Работать с гидролизующимися сульфидами следует под тягой. Работать с хлоридами серы можно только под тягой. Мыть посуду после хлоридов серы первоначально следует с использованием органических растворителей (ацетон), затем - водой.

Получение сероводорода

а) Положите в пробирку 1-2 г сульфида железа (тяга!) и прилейте 3 мл 20%-ного раствора соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной оттянутой трубкой. Что наблюдается?

б) Соберите прибор (рис. 10), заменив промывалку 2 пробиркой, и проверьте его герметичность. Положите в пробирку (2) 1-2 г серы и закройте

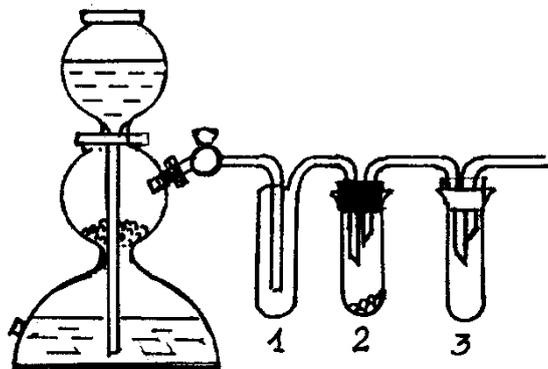


Рис. 10. Прибор для получения

ее пробкой, снабженной двумя изогнутыми трубками. В пробирку (3) налейте немного раствора медного купороса. Присоедините к пробирке (2) через промывалку (1) с концентрированной серной кислотой аппарат Киппа, служащий источником получения водорода. Пропустите через прибор ток водорода, проверьте его чистоту. Не

прекращая пропускать водород и осторожно нагревая пробирку пламенем горелки, доведите серу до плавления. Что происходит с раствором медного купороса? Охладите систему в токе водорода.

Свойства сероводорода

а) Осторожным движением руки определите запах выделяющегося газа. Подождите лучинкой сероводород и, держа над пламенем влажную лакмусовую бумажку, наблюдайте изменение ее окраски.

б) Внесите в пламя сероводорода холодную крышку от тигля. Что появляется на поверхности крышки?

в) Налейте в ряд пробирок бромной, хлорной воды и подкисленных растворов перманганата калия, дихромата калия. Пропустите во все пробирки ток сероводорода. Что происходит?

г) Газоотводную трубку от прибора для получения сероводорода опустите в колбу с водой. Пропускайте сероводород в течение нескольких минут. Испытайте полученную сероводородную воду индикатором.

д) Пропустите ток сероводорода в растворы следующих хлоридов: меди, марганца, кадмия, цинка, железа, натрия. Отметьте цвет образовавшихся осадков. Объясните, почему осадки выпадают не из всех растворов. Исследуйте отношение всех осадков к соляной кислоте. Классифицируйте исследованные сульфиды металлов по их растворимости в воде и кислотах.

Многосернистый водород

В стакан емкостью 100 мл налейте 20-30 мл полисульфида аммония и небольшими порциями вылейте в стакан с концентрированной соляной кислотой. На дне сосуда собирается тяжелое желтое масло, представляющее

собой смесь многосернистых водородов. С помощью делительной воронки отделите многосернистый водород от раствора, разлейте в ряд фарфоровых чашек, одну из них оставьте на воздухе, во вторую добавьте 1 мл воды, а многосернистый водород в третьей чашке подожгите. Объясните наблюдаемые явления.

Лабораторная работа № 11

Тема: Оксиды и гидроксиды серы

Цель: Получение и изучение основных свойств оксидов и гидроксидов серы

Оксиды и гидроксиды серы

1. Получение серного ангидрида из серной кислоты

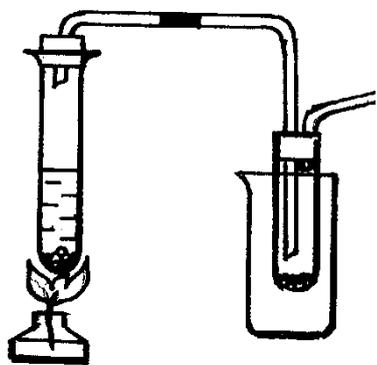


Рис. 11. Прибор для получения оксида

Соберите прибор (рис. 11). В сухую пробирку положите 2-3 г фосфорного ангидрида и прилейте 2-3 мл концентрированной 98%-ной серной кислоты. Смесь осторожно перемешайте стеклянной палочкой. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, которую направьте во вторую сухую пробирку, помещенную в стакан с холодной водой. Пробирку со смесью осторожно нагрейте; следите, чтобы пена не попала в газоотводную трубку. Серный ангидрид собирается в приемнике в виде белого дыма, а затем появляется бесцветная жидкость. Меняя приемники, соберите в две пробирки около 0,5 мл серного ангидрида, закройте их резиновыми пробками и сохраните для последующего опыта. Перед сменой приемника прекратите нагревание реагирующей смеси.

2. Свойства серного ангидрида

а) Откройте пробирку с серным ангидридом. Объясните причину появления белого дыма.

б) Стеклянной палочкой извлеките каплю серного ангидрида и внесите в холодную воду. Что происходит?

в) Пробирку с серным ангидридом закрепите в штативе и всыпьте щепотку свежеприготовленной окиси магния. Что происходит?

г) В пробирку с серным ангидридом всыпьте несколько кристалликов иодида калия. Что наблюдается?

3. Свойства серной кислоты

Помните, что при растворении серной кислоты в воде выделяется большое количество тепла, поэтому всегда надо приливать серную кислоту в воду небольшими порциями, остерегаться разбрызгивания смеси. Опыты проводите в тонкостенных термостойких стеклянных сосудах или в фарфоровой посуде.

Действие серной кислоты на органические вещества

а) В пробирку с концентрированной серной кислотой опустите лучинку. Объясните наблюдаемое явление.

б) В маленький стаканчик насыпьте 8 г сахарной пудры, поставьте на стеклянную подставку, смочите несколькими каплями воды, прилейте 5 мл концентрированной серной кислоты и быстро перемешайте. Объясните наблюдаемое явление.

Окислительные свойства концентрированной серной кислоты

В две пробирки налейте 1-2 мл концентрированной серной кислоты и бросьте в одну из них кусочек угля, а в другую - серы, осторожно нагрейте. Что наблюдается?

Взаимодействие серной кислоты с металлами

В пробирку положите по 1-2 гранулы алюминия, меди и подействуйте концентрированной и разбавленной серной кислотой; если реакция пойдет медленно, подогрейте. Что происходит?

Термическая устойчивость сульфатов

В фарфоровую чашку поместите 1-2 г бисульфата натрия и сначала осторожно нагрейте, а затем прокалите. Какие соединения при этом образуются? Как ведут себя при прокаливании сульфаты различных металлов?

4. Получение сернистого газа

В колбу Вюрца насыпьте кристаллического сульфита натрия. Капельную воронку наполните концентрированной серной кислотой. По каплям прилейте кислоту в колбу. Выделяющийся газ соберите в две широкие пробирки и цилиндр, которые после наполнения закройте пробками, а цилиндр - стеклянной пластинкой. Затем насытите газом 50-100 мл воды. Газ и раствор сохраните для последующих опытов.

5. Свойства сернистого газа и сернистой кислоты

а) Пробирку, наполненную сернистым газом, опрокиньте в ванну с водой. Наблюдайте интенсивное растворение сернистого газа. Закройте пробирку пальцем и выньте из воды. Испытайте раствор лакмусом. Сделайте соответствующий вывод.

б) В четыре пробирки налейте немного бромной, иодной воды, раствор перманганата калия и раствор бихромата калия, подкисленные серной

кислотой. Затем во все пробирки прилейте раствор сернистой кислоты. Какие изменения происходят с растворами?

в) В раствор сернистой кислоты прилейте сероводородной воды. Что выпадает в осадок?

г) В цилиндр, наполненный сернистым газом, внесите горящую ленту магния. Какие продукты образуются?

д) К раствору фуксина добавьте сернистой кислоты, раствор слегка нагрейте. Что наблюдается? На какие свойства указывают вышеприведенные опыты?

е) Реакция на сульфит-ион. К раствору сернистой кислоты или ее соли прилейте раствор хлорида бария. Что наблюдается? Проверьте отношение осадка к концентрированной соляной кислоте.

6. Получение тиосульфата натрия и его свойства

Насыпьте в небольшую фарфоровую чашку немного серного цвета и прилейте концентрированного раствора сульфита натрия. Нагрейте до кипения, прокипятите в течение 5-10 мин., отфильтруйте образовавшийся раствор от избытка серы. Разделите раствор на три части и исследуйте его свойства:

а) Подействуйте на полученный раствор соляной кислотой.

б) Прилейте к раствору тиосульфата натрия несколько капель хлорной воды. Наблюдайте исчезновение запаха хлора. Сделайте пробу на присутствие серной кислоты в растворе.

в) К третьей части раствора прилейте по каплям иодной воды

Лабораторная работа № 12

Тема: Азот. Соединения азота с водородом

Цель: Получение и изучение основных свойств азота и его водородных соединений

Получение азота

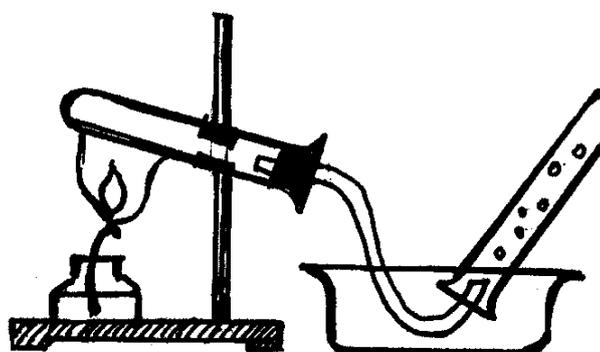


Рис. 12. Прибор для получения азота

а) Соберите прибор (рис. 12) и проверьте его герметичность. В пробирку насыпьте 2 г нитрата натрия, прилейте 5-6 мл концентрированного раствора хлорида аммония и осторожно нагрейте (зачем?). Соберите выделяющийся газ. Как доказать, что этот газ - азот?

б) В колбу Вюрца всыпьте немного хлорной извести,

закройте пробкой с вставленной в нее капельной воронкой. В капельную воронку налейте концентрированный раствор аммиака. Выделяющийся газ соберите в пробирку. Как отличить азот от углекислого газа?

Гидриды азота

Газообразный аммиак оказывает раздражающее действие на глаза и слизистые оболочки дыхательных путей. Безводный жидкий аммиак может вызвать сильные ожоги. Концентрация аммиака в воздухе выше 0,35 мг/л опасна для жизни.

Все работы, связанные с применением больших количеств аммиака, следует проводить только в вытяжном шкафу. Сушение аммиака проводить только щелочными осушителями. Нельзя долго хранить аммиачные растворы азотнокислого серебра, в них может образоваться взрывчатый азид серебра.

1. Получение аммиака

Возьмите равные количества хлорида аммония и гидрата окиси кальция. Оба порошка хорошо перемешайте в фарфоровой ступке. Смесь поместите в сухую пробирку и, закрыв пробкой с газоотводной трубкой, осторожно нагрейте. Получающийся аммиак соберите в сухие пробирки. Как необходимо держать при этом пробирку?

2. Свойства аммиака

а) Наполните аммиаком пробирку и внесите в нее горящую лучинку.

б) Пробирку с аммиаком погрузите отверстием в чашку с водой, куда предварительно прибавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина. Покачивая пробирку, наблюдайте растворение аммиака.

в) На дно сухой пробирки поместите немного прокаленного сульфата меди. Опустив в пробирку газоотводную трубку почти до самой поверхности соли, пропустите аммиак. Что наблюдается?

г) Равновесие в растворе аммиака. Налейте разбавленный раствор аммиака в колбочку и прибавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина. Разлейте окрашенный раствор в 4 пробирки. Одну пробирку нагрейте, в другую всыпьте щепотку ацетата аммония и взболтайте, в третью добавьте 1-2 капли раствора соляной кислоты. Четвертую оставьте для сравнения. Сравните окраску раствора во всех пробирках. Объясните влияние температуры и прибавление ацетата аммония к раствору аммиака на сдвиг равновесия в системе аммиак - вода.

3. Соли аммония

а) Образование хлорида аммония. В большой стакан налейте немного концентрированной соляной кислоты. Поворачивайте стакан так, чтобы дно и стенки его смочить жидкостью, затем избыток вылейте. Налив в тигель немного концентрированного раствора аммиака, прикройте его

перевернутым вверх дном стаканом, смоченным соляной кислотой. Что наблюдается? Почему?

б) Термический распад солей аммония. В три сухие пробирки поместите: в одну хлорид аммония, в другую карбонат аммония, в третью сульфат аммония и нагрейте.

Чем объясняется различный характер разложения аммонийных солей при нагревании? Какие соли аммония возгоняются? Как доказать, что использованные соли являются солями аммония?

4. Гидразин и гидроксилламин

а) В две пробирки налейте по 5 мл воды и внесите в них 2-3 капли гидразина. В одну пробирку прибавьте несколько капель иодной воды. Что наблюдается? В другую добавьте растворы хлорида меди(II) и щелочи. Осторожно нагрейте содержимое пробирок. Что происходит?

б) Растворите несколько кристаллов солянокислого гидроксилламина в 4-5 мл воды. Испытайте раствор на лакмус. Прилейте несколько капель иодной воды. Что происходит? На какие свойства гидроксилламина указывает данная реакция?

Лабораторная работа № 13

Тема: Оксиды азота. Азотсодержащие кислоты

Цель: Получение и изучение основных свойств оксидов азота и азотсодержащих кислот

Оксиды и гидроксиды азота

Азотная кислота является сильным окислителем: органические вещества при взаимодействии с концентрированной, дымящей и безводной HNO_3 могут воспламеняться; сероводород, спирт и скипидар взрываются. Хлопчатобумажная ткань, пропитанная ею, может воспламеняться. Пары HNO_3 и оксиды азота раздражающе действуют на дыхательные пути. Конц. HNO_3 , попадая на кожу, может вызвать тяжелые ожоги.

Помощь при ожогах азотной кислотой: быстро промыть пораженное место водой, обработать 2-3%-ным раствором бикарбоната натрия, на рану положить синтомициновую эмульсию.

Все опыты с концентрированной, дымящей и безводной азотной кислотой следует проводить в масках, резиновых перчатках, под тягой.

Пролитую азотную кислоту нельзя вытирать тряпками, бумагой. Ее следует сначала нейтрализовать содой и только после этого проводить дальнейшую уборку.

Азотистая кислота неустойчива, при разложении дает окислы азота. Кислота и ее соли обладают высокой токсичностью. Работать с азотистой кислотой и ее солями разрешается только под тягой.

Окислы азота раздражающе действуют на дыхательные пути. Отравляющее действие окислов может проявиться не сразу, а через некоторое время после их вдыхания. Следствием отравления может быть воспаление или отек легких. С окислами азота можно работать только под тягой.

Азотная кислота

1. Получение азотной кислоты

Соберите прибор (рис. 13). В реторту положите 10 г нитрата натрия и прилейте 10 мл 96%-ного раствора серной кислоты. Закройте тубус (2) асбестовой пробкой. Ванну (3) для охлаждения приемника заполните водой со снегом. Осторожно нагрейте реторту. Что происходит? Чем объяснить появление бурых паров в реторте? Когда в приемнике (4) соберется 4-6 мл азотной кислоты, прекратите нагревание реторты. Полученную азотную кислоту сохраните

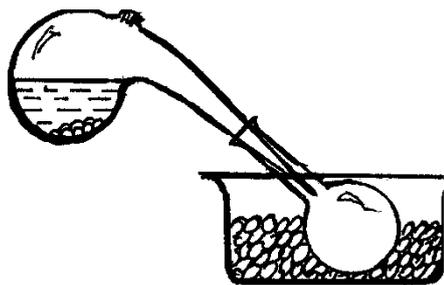


Рис. 13. Прибор для получения азотной кислоты

до следующих опытов.

а) Налейте в фарфоровую чашку 1-2 мл свежеприготовленной концентрированной азотной кислоты и осторожно прибавьте к ней при помощи пипетки 2-3 капли чистого скипидара. Что наблюдается?

б) Налейте в 5 пробирок по 1-2 мл концентрированной азотной кислоты и проделайте ряд опытов.

Первую пробирку закрепите вертикально в лапке штатива и, подогревая кислоту, опустите в нее тлеющую лучинку. Что происходит?

Во вторую опустите кусочек серы и нагрейте. Когда пробирка охладится, вылейте содержимое ее в воду и обнаружьте присутствие серной кислоты.

Третью пробирку с азотной кислотой нагрейте и положите в нее кусочек шерсти. Что наблюдается?

Пропустите ток сероводорода через азотную кислоту, находящуюся в четвертой пробирке.

В пятую пробирку с азотной кислотой внесите небольшое количество сульфида меди. Напишите уравнения реакций.

2. Растворение металлов в азотной кислоте

Испытайте действие концентрированной азотной кислоты на олово, цинк, медь. Испытайте действие разбавленной азотной кислоты на те же

металлы. На какие свойства азотной кислоты указывают проделанные опыты?

3. Термическое разложение нитратов

а) В пробирку поместите немного нитрата свинца и нагрейте. Что наблюдается? Какие газы выделяются?

б) Щепотку нитрата серебра поместите в пробирку и нагрейте. Полученное вещество сдайте лаборанту.

в) Прокалите в пробирке 2-3 г нитрата калия до прекращения выделения газа. Выделяющийся газ испытайте лучиной. После охлаждения пробирки растворите ее содержимое в воде и испытайте на присутствие нитритов.

4. Азотистая кислота. Нитриты

а) Растворите небольшое количество нитрита калия в 1-2 мл воды, охладите раствор снегом и прибавьте к нему 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Что наблюдается? Чем объясняется различная прочность азотной и азотистой кислоты.

б) К нескольким каплям раствора нитрита калия прилейте несколько капель подкисленного раствора перманганата калия.

в) К подкисленному раствору иодида калия добавьте несколько капель крахмала и раствора нитрита калия. Напишите уравнение реакции. Какую роль играет в этих опытах азотистая кислота?

5. Получение и свойства окиси азота

Подействуйте разбавленной азотной кислотой на медные стружки, помещенные в маленькую колбочку с газоотводной трубкой и слегка нагрейте. Выделившийся газ соберите в две пробирки под водой. Испытайте, горят ли лучинка и красный фосфор в окиси азота. Что происходит при соприкосновении окиси азота с воздухом? Растворяется ли окись азота в воде и щелочи?

6. Закись азота

В сухую пробирку поместите немного (треть пробирки) кристаллического нитрата аммония. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагрейте. Когда из пробирки будет вытеснен воздух, соберите выделяющийся газ в две пробирки над водой (ванну наполните теплой водой). В одной пробирке полученный газ исследуйте тлеющей лучинкой, в другую внесите горящий фосфор. Как отличить закись азота от кислорода?

Лабораторная работа № 14

Тема: Фосфор и его соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств фосфора и его соединений

Все опыты с белым и красным фосфором проводить под тягой. Белый фосфор ядовит и легко воспламеняется. Работа с ним требует осторожности. Белый фосфор разрешается брать только пинцетом. Белый фосфор можно переносить только в чашке с водой. Ожоги, вызываемые белым фосфором, очень опасны. В случае попадания белого фосфора на кожу необходимо тотчас же его удалить, промыть обожженное место 2%-ным раствором сульфата меди и перманганата калия. Посуда после опыта с белым фосфором погружается на некоторое время в 10%-ный раствор сульфата меди, после чего моется обычным способом.

1. Аллотропия фосфора

Преобразование красного фосфора в белый. В сухую пробирку положите крупинку красного фосфора. Закройте пробирку кусочком ваты и нагрейте. Что наблюдается? Наблюдайте свечение фосфора в темноте. Каковы условия перехода белого фосфора в красный и обратно?

2. Свойства фосфора

а) Взаимодействие фосфора с кислородом. Наполните из газометра банку емкостью 500 мл кислородом. В ложечку для сжигания насыпьте немного красного фосфора, подожгите и быстро внесите в банку с кислородом. Что происходит?

б) Взаимодействие фосфора с хлором. Из прибора для получения хлора наполните банку емкостью 250-300 мл хлором и всыпьте щепотку фосфора. Что происходит?

Оксиды и гидроксиды фосфора

1. Качественные реакции на мета-фосфат ионы

а) В пробирку налейте 1 мл водного раствора белка и прибавьте такое же количество раствора метафосфата натрия, подкисленного кислотой. Что наблюдается?

б) К раствору метафосфата натрия прилейте несколько капель нитрата серебра. Каков цвет выпавшего осадка? Испытайте отношение осадка к азотной кислоте.

2. Получение метафосфорной кислоты

Растворите немного фосфорного ангидрида в холодной воде, испытайте водным раствором белка. Что наблюдается?

3. Качественные реакции на ортофосфат-ионы

а) К раствору ортофосфорной кислоты прилейте раствор молибдата аммония. Каков состав выпавшего осадка? Растворяется ли осадок в азотной кислоте?

б) Испытайте отношение нитрата серебра к раствору ортофосфата. Отметьте цвет выпавшего осадка. Растворяется ли полученное вещество в разбавленной 1:1 азотной кислоте?

4. Получение ортофосфорной кислоты

а) Растворите в дистиллированной воде небольшое количество фосфорного ангидрида, добавьте несколько капель разбавленной серной кислоты и раствор прокипятите. Испытайте полученный раствор молибдатом аммония. Объясните происходящее.

б) В маленькую колбу положите 1 г красного фосфора и небольшими порциями приливайте к нему концентрированную азотную кислоту (тяга!). Поставьте колбу на водяную баню и нагрейте до окончания реакции. Как в этом убедиться? Проверьте, какая кислота получилась в результате опыта.

5. Качественные реакции на пирофосфат-ионы

а) Испытайте действие раствора пирофосфорной кислоты на белок.

б) К раствору пирофосфата натрия добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдается? Растворяется ли полученное вещество в разбавленной азотной кислоте?

6. Получение пирофосфорной кислоты

Поместите в фарфоровую чашку 1-2 мл 95%-ного раствора ортофосфорной кислоты. Нагреванием на песчаной бане доведите жидкость до сиропообразной консистенции, после чего нагрейте до 240°. Как доказать, что полученное вещество представляет собой пирофосфорную кислоту?

7. Гидролиз солей ортофосфорной кислоты

С помощью универсального индикатора определите рН 0,1 М растворов одно-, двух- и трехзамещенных ортофосфатов натрия, рассчитайте степень гидролиза двух последних солей.

8. Отношение солей ортофосфорной кислоты к нагреванию

Прокалите на крышке тигля небольшое количество однозамещенной натриевой соли ортофосфорной кислоты. Реакцию разложения доведите до конца (как это определить?). Продукт прокаливания охладите, растворите в воде и определите, соль какой фосфорной кислоты находится в растворе. Напишите уравнение реакции. Какие продукты образуются при прокаливании двухзамещенных фосфатов?

9. Свойства фосфористой кислоты

а) Раствор фосфористой кислоты нейтрализуйте содой до слабокислой реакции и испытайте его раствором нитрата серебра. Что наблюдается? Нагрейте жидкость с осадком. Что происходит?

б) К раствору фосфористой кислоты прибавьте несколько капель разбавленного раствора перманганата калия. Что происходит?

в) Раствор фосфористой кислоты поместите в фарфоровую чашечку и упарьте сначала на водяной бане, затем осторожно прогрейте на песчаной бане. Что наблюдается?

Лабораторная работа № 15

Тема: Простые вещества и соединения сурьмы и висмута

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений сурьмы и висмута

1. Получение пентахлорида сурьмы

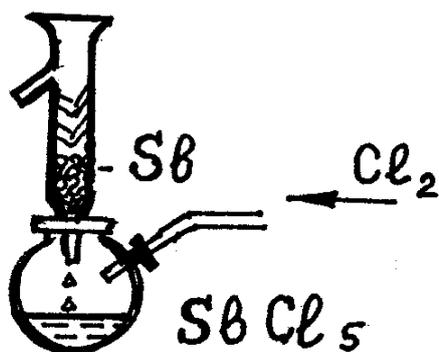


Рис. 14. Прибор для получения хлоридов сурьмы

В дефлегматор поместите кусочки сурьмы диаметром не менее 2-3 мм, присоедините его к колбе, как показано на рис. 14, и пропустите равномерный ток сухого хлора через слой сурьмы. Образующийся пентахлорид сурьмы стекает в колбу. Когда основная часть сурьмы прореагирует, подачу хлора прекратите.

2. Получение трихлорида сурьмы

Часть полученного пентахлорида сурьмы отлейте в пробирку и постепенно добавляйте порошок металлической сурьмы. Наблюдайте образование кристаллического трихлорида сурьмы.

3. Свойства трихлорида и пентахлорида сурьмы

Испытайте отношение трихлорида и пентахлорида сурьмы к воде. Что наблюдается?

К раствору трихлорида сурьмы прилейте растворы гидроксида натрия и карбоната натрия. Что происходит?

4. Получение и свойства сурьмяной кислоты

Немного порошка сурьмы нагрейте в пробирке с концентрированной азотной кислотой до тех пор, пока металл не превратится в белый, почти нерастворимый в воде и азотной кислоте порошок сурьмяной кислоты. После

упаривания осадка раствор слейте, а затем промойте осадок два-три раза дистиллированной водой.

Осадок разделите на две пробирки. В одну прилейте концентрированную кислоту, а в другую раствор щелочи до растворения осадка. К каким оксидам относится оксид сурьмы(V)?

5. Получение и свойства оксида сурьмы(III)

К раствору соли сурьмы(III), подкисленному соляной кислотой, прилейте соды до слабощелочной реакции. Нагрейте полученное вещество до полного удаления пузырьков углекислого газа. Дайте осадку осесть, промойте путем декантации горячей водой, отфильтруйте, просушите в сушильном шкафу.

Испытайте отношение оксида сурьмы(III) к воде, растворам соляной кислоты и щелочи. К каким оксидам относится оксид сурьмы(III)?

6. Получение и свойства оксида висмута(III)

0,1 г нитрата висмута поместите в фарфоровую чашку и прокалите на пламени горелки (тяги!) до прекращения выделения окислов азота. Испытайте отношение полученного оксида висмута к раствору азотной кислоты и раствору щелочи.

7. Получение и свойства гидроксида висмута

К раствору хлорида висмута(III) добавьте 2 н раствора едкого натра до выпадения осадка. Полученный осадок промойте декантацией, разделите поровну; к одной части добавьте 2 н раствора азотной кислоты, к другой - 2 н раствора щелочи. Что наблюдается?

8. Окисление висмута(III)

Получите в пробирке гидроксид висмута и добавьте 3-4 мл насыщенного раствора персульфата калия, нагрейте. Что наблюдается?

9. Окислительные свойства висмута(V)

Раствор, полученный в предыдущем опыте, разлейте в две пробирки. В одну из них добавьте раствор сульфата марганца. Что происходит? В другую добавьте серной кислоты. Сравните восстановительные и окислительные свойства соединений сурьмы и висмута.

Лабораторная работа № 16

Тема: Углерод и его соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений углерода

Гидриды углерода

а) *Получение метана.* Пробирку с газоотводной трубкой наполните до 1/3 объема предварительно растертой в ступке смесью, состоящей из одной весовой части плавленого ацетата натрия и двух весовых частей сухой

натронной извести. Укрепите пробирку горизонтально в штативе, предварительно встряхнув ее так, чтобы над смесью образовался слой воздуха, и постепенно нагревайте. После того, как воздух будет из пробирки вытеснен, соберите газ в пробирку над водой; закрыв отверстие пальцем, выньте пробирку из ванны. С помощью горячей лучины подожгите метан.

б) *Получение ацетилена*. Пробирку наполните на четверть объема водой и бросьте в нее кусочек карбида кальция. Примерно через минуту подожгите выделяющийся газ и обратите внимание на яркость пламени.

Оксиды и гидроксиды углерода

Оксид углерода(IV)

а) Зарядите аппарат Киппа для получения углекислого газа. Наполните три сухие банки углекислым газом (как убедиться в этом?). Сделайте пламя горелки маленьким и вылейте на него содержимое одной из банок. Что наблюдается?

Во вторую банку внесите ложечку с зажженным на воздухе красным фосфором.

В третью банку при помощи пинцета быстро внесите ленту горящего магния. Что происходит? Объясните наблюдаемые явления.

б) Откройте аппарат Киппа и пропустите ток углекислого газа через дистиллированную воду до насыщения. Испытайте полученный раствор индикатором, определите рН. Какие процессы происходят при взаимодействии двуокси углерода с водой? Какие ионы присутствуют в полученном растворе? Рассчитайте степень ионизации угольной кислоты по K_1 .

Соли угольной кислоты

а) Налейте в пробирку 2-3 мл 1 М раствора гидроксида натрия и пропустите через него оксид углерода(IV) до тех пор, пока раствор не сделается почти нейтральным. Нагрейте полученный раствор. Какой газ выделяется? Испытайте после этого действие раствора на индикаторы. Напишите уравнения проведенных реакций и объясните различие в действии полученных растворов на индикаторы. Какая соль сильнее гидролизует: карбонат или гидрокарбонат натрия? Почему?

б) Испытайте отношение карбонатов различных металлов к нагреванию, для этого прокалите в пробирках следующие соли: основной карбонат меди, карбонаты магния, кальция, натрия, бикарбонат натрия. Выделяющийся газ пропустите в известковую воду. Объясните причины различия термической устойчивости карбонатов.

Оксид углерода(II)

Оксид углерода - сильный яд! Опыты проводить только под тягой, стекло опустить!

В колбу Вюрца емкостью 100 мл налейте 20 мл концентрированного раствора серной кислоты, в капельную воронку - 15 мл муравьиной кислоты, выделяющийся газ пропустите через промывалку с вазелиновым маслом (счетчик пузырьков) и пустую промывалку. Осторожно нагрейте до 60° колбу с серной кислотой и по каплям добавляйте к ней муравьиную кислоту. Выделяющийся газ соберите над водой в небольшую баночку и испытайте горячей лучиной. Что наблюдается? Присоедините прибор к трубке из тугоплавкого стекла с расширением в середине, куда помещено 0,1 г окиси меди. Вытеснив воздух полностью из прибора (как в этом убедиться?), нагрейте пламенем горелки в токе окиси углерода ту часть трубки, где лежит окись меди. Как изменяется ее цвет? Испытайте действие выходящего газа на известковую воду. На какие свойства окиси углерода указывает этот опыт?

Лабораторная работа № 17

Тема: Кремний и его соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений кремния

1. Получение и свойства кремния

Смешайте 1 г сухого мелкоизмельченного в чугунной ступке кварцевого песка с 1,5 г порошкообразного магнезия. Смесь высыпьте в пробирку, закрепленную в лапке штатива над листом асбеста. Прогрейте пробирку сначала по всей длине, а затем сильно накалите ее дно. Что наблюдается? Разбив пробирку, перенесите продукт прокаливания небольшими порциями в стакан с 20 мл 24%-ного раствора соляной кислоты. Какой газ выделяется при этом? Чем объяснить наблюдаемые вспышки? Напишите уравнения реакций. Отфильтруйте вещество, собравшееся на дне стакана. Каков состав полученного осадка?

2. Взаимодействие кремния со щелочами.

К небольшому количеству полученного кремния в пробирке прилейте 20%-ный раствор едкого натра. Что происходит? Испытайте отношение кремния к кислотам.

3. Соединения кремния

а) *Гидролиз силиката калия.* Растворите в воде небольшую порцию силиката калия. В случае необходимости профильтруйте раствор и испытайте его действие на фенолфталеин. Объясните изменение окраски индикатора. Напишите уравнение гидролиза силиката калия. К части прозрачного раствора прилейте раствор соли аммония. Каков состав выпавшего при этом осадка?

б) *Гидролиз стекла*. Нагрейте часть стеклянной трубки до размягчения и быстро опустите конец в стакан с водой. Операцию повторите несколько раз. Слейте воду, перенесите мелкие осколки стекла в фарфоровую ступку и разотрите их в порошок. Прилейте 2-3 капли раствора фенолфталеина. Объясните появление окраски.

в) *Получение нерастворимых силикатов*. Прилейте к раствору силиката натрия в отдельных пробирках солей кальция, железа и кобальта. Что происходит?

4. *Кремниевые кислоты*

а) *Гидрогель кремниевой кислоты*. Налейте в пробирку 5 мл концентрированного раствора растворимого стекла, быстро прилейте 3 мл 24%-ного раствора соляной кислоты и перемешайте стеклянной палочкой. Что наблюдается? Как объяснить образование геля?

б) *Гидрозо́ль кремниевой кислоты*. К 6 мл концентрированной (37%-ной) соляной кислоты прилейте 1 мл растворимого стекла. Почему в данном случае происходит образование золя? Проходит ли полученный раствор через фильтр? Нагрейте раствор до кипения, а затем охладите. Что происходит?

Лабораторная работа № 18

Тема: Соединения олова и свинца

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений соединений олова и свинца

1. *Получение хлорида олова(II)*

В фарфоровую чашку положите 2 г олова и обработайте его при нагревании 20 мл 24%-ного раствора соляной кислоты. Упарьте раствор до начала кристаллизации. Отфильтруйте полученное кристаллическое вещество. Каков его состав? Изучите отношение хлорида олова(II) к воде. Объясните происходящее явление.

2. *Отношение хлорида олова(II) к соляной кислоте*

Поместите в пробирку небольшое количество хлорида олова, прилейте концентрированной соляной кислоты, подогрейте. Что происходит? Разбавьте полученный раствор водой. Почему в данном случае осадок не выпадает?

3. *Восстановительные свойства хлорида олова(II)*

Налейте в четыре пробирки по 1-2 мл раствора хлорида олова(II). В первую пробирку прилейте по каплям раствор нитрата ртути(II). Что наблюдается? Во вторую пробирку добавьте 2-3 мл 1 н раствора соляной

кислоты, а затем бромной воды. Как меняется цвет раствора? К раствору, находящемуся в третьей пробирке, прилейте равный объем хлорной воды. Происходит ли какое-нибудь изменение? Прилейте в четвертую пробирку немного растворов соляной и сернистой кислот. Напишите уравнения протекающих реакций. На какие свойства двухвалентного олова указывают проделанные реакции?

4. Получение хлорида олова(IV)

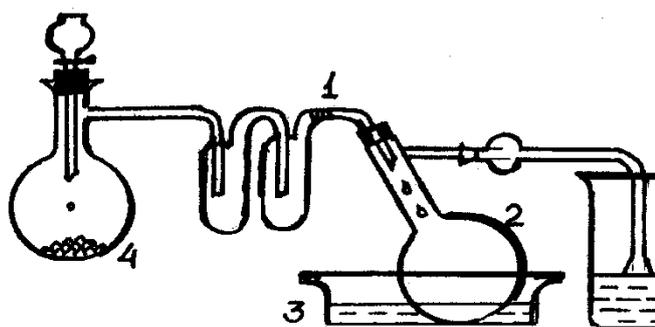


Рис. 15. Прибор для получения хлорида олова(IV)

Соберите прибор (рис. 15) и высушите его (почему?). В аллонж (1), вставленный в приемник (2), положите 4-5 г металлического олова. Приемник опустите в сосуд с холодной водой (3). Пропустите через прибор ток сухого хлора, полученного в колбе Вюрца (4). Что следует

налить в стакан (5) для поглощения избытка хлора? Когда прибор заполнится хлором, слегка подогрейте олово в аллонже. Что наблюдается? Чем обусловлена окраска хлорида олова(IV)? Как можно провести его очистку? Проверьте отношение полученного хлорида олова(IV) к воде.

5. Хлорид свинца(II)

К 5 мл 1 н раствора ацетата свинца прилейте рассчитанное количество насыщенного раствора поваренной соли. Когда выделение хлорида свинца(II) закончится, слейте раствор с кристаллов и промойте их ледяной водой. Рассмотрите под микроскопом форму кристаллов хлорида свинца(II). Небольшое количество соли поместите в сухую пробирку и нагрейте до плавления. Что наблюдается? Приготовьте 2 мл насыщенного раствора хлорида свинца и прилейте к нему несколько капель концентрированного раствора соляной кислоты. Что происходит? Разбавьте часть полученного раствора водой. Что выпадает в осадок?

6. Иодид свинца(II)

В пробирку налейте раствор нитрата свинца и добавьте раствор иодида калия. Осадок иодида свинца растворите в кипящей воде, а затем охладите раствор до выпадения красивых золотистых кристаллов.

7. Получение гидроксида олова(II)

К 5 мл раствора хлорида олова(II) прилейте водный раствор аммиака до полного выделения осадка, слейте раствор и промойте осадок декантацией до

удаления хлорид-ионов. Испытайте отношение гидрата закиси олова к кислотам и щелочам.

8. *Получение и свойства станнита натрия*

К раствору хлорида олова(II) прилейте небольшими порциями избыток раствора едкого натра. Объясните наблюдаемые явления. Прибавьте несколько капель раствора хлорида висмута. Что происходит? Уравнения реакции.

9. *Получение и свойства оловянных кислот*

а) *Получение альфа-оловянной кислоты.* К раствору хлорида олова(IV) прилейте 10%-ный раствор аммиака до полного выпадения осадка. Полученный осадок промойте водой путем декантации до удаления хлорид-ионов и отсосите на воронке Бюхнера. Испытайте отношение альфа-оловянной кислоты к воде, кислотам и щелочам. Сохраняются ли свойства альфа-оловянной кислоты после длительного стояния или кипячения? Проведите соответствующие опыты.

б) *Получение бэта-оловянной кислоты.* Обработайте 1 г олова 50%-ным раствором азотной кислоты. Что наблюдается? Тщательно промойте полученный осадок и испытайте отношение к щелочам и кислотам.

10. *Гидрат окиси свинца(II)*

Получите гидрат окиси свинца(II) действием щелочи на нитрат свинца. Изучите отношение гидрата окиси свинца к растворам кислот и концентрированному раствору щелочи. Что происходит с гидратом окиси свинца на воздухе? Прокипятите щелочной раствор гидрата окиси свинца. Какое вещество выделяется из раствора? Уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидрат окиси свинца?

11. *Получение оксида свинца(IV)*

Обработайте 2 г сурика при нагревании 10%-ным раствором азотной кислоты. Какое вещество выпадает в осадок? Определите, что находится в растворе. Осадок отфильтруйте, промойте разбавленной азотной кислотой, затем водой, высушите в сушильном шкафу при температуре 105°C и сохраните для следующего опыта.

12. *Свойства оксида свинца(IV)*

а) 0,5 г оксида свинца всыпьте в пробирку, содержащую 1-2 мл воды, смесь тщательно перемешайте, прибавьте 1 мл разбавленной азотной кислоты, а затем 1 мл раствора нитрата натрия. Что происходит?

б) В раствор перекиси водорода всыпьте немного оксида свинца(IV). Объясните наблюдаемые явления.

в) В 0.1 н раствор сульфата марганца(II), подкисленного 10%-ным раствором серной кислоты, внесите немного двуокиси свинца и нагрейте. Что наблюдается? Какими свойствами обладает двуокись свинца?

13. Свойства свинцового сурика

Небольшое количество сурика в пробирке облейте концентрированной соляной кислотой. Что выделяется? Уравнение реакции.

Лабораторная работа № 19

Тема: Бор и его соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств бора и соединений бора

1. Получение и свойства борной кислоты

а) Растворите в стакане 12 г буры в 25 мл воды при нагревании. Какова реакция раствора на лакмус и чем она обусловлена? Напишите уравнение реакции гидролиза буры. Рассчитайте, какое количество 25%-ного раствора соляной кислоты необходимо взять для получения борной кислоты из 12 г буры. Отмерьте рассчитанное количество кислоты, взяв небольшой избыток, прилейте к горячему раствору буры. Дайте раствору медленно остыть. Какое вещество выкристаллизовывается? Кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера, отожмите между листами фильтровальной бумаги и перекристаллизуйте из горячей воды, руководствуясь таблицей растворимости. Определите выход продукта (в процентах). Полученную борную кислоту сохраните для следующих опытов.

б) Приготовьте 2-3 мл насыщенного раствора борной кислоты, определите рН на основании справочных данных растворимости борной кислоты, рассчитайте ее степень ионизации.

в) Раствор борной кислоты упарьте в фарфоровой чашке почти досуха, добавьте этилового спирта и подожгите выделяющиеся пары. Чем обусловлена окраска пламени?

г) На часовое стекло налейте каплю концентрированной серной кислоты, каплю глицерина и присыпьте небольшое количество буры. Осторожно перемешайте смесь ушком проволоки и внесите в пламя горелки. Как окрашивается пламя?

2. Получение окрашенных перлов буры

Нагрейте в ушке проволоки небольшое количество буры в пламени горелки. После прекращения выделения воды (как это установить?) слегка охладите полученный плав и смочите его раствором соли хрома(III) или кобальта. Вновь нагрейте массу до плавления. Какую окраску принимает вещество после охлаждения? От чего зависит окраска перлов буры?

Тема: Алюминий и его соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений алюминия

1. Получение хлорида алюминия

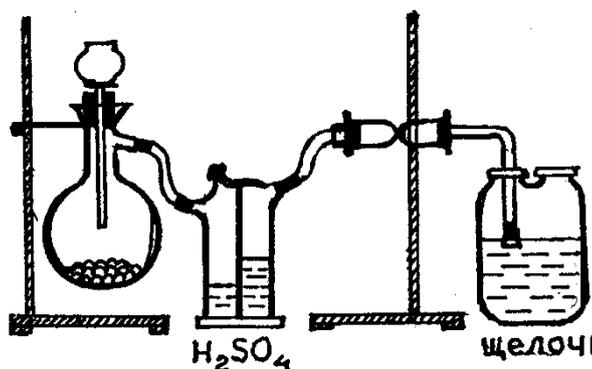


Рис. 16. Прибор для получения хлорида алюминия

Соберите прибор по рис. 16 (тяга!). В трубку 3 положите на кусочке асбестовой бумаги около 0,5 г стружек алюминия. Приоткрыв кран капельной воронки, начните пропускать хлор, регулируя ток газа постепенным добавлением кислоты. Когда трубка, в которой находится алюминий, наполнится хлором, начните нагревать ту ее часть, где

лежит алюминий. Металл сильно раскаляется и сгорает в хлоре. Как только реакция взаимодействия с хлором начнется, горелку уберите. Хлорид алюминия очень легко возгоняется. Осторожным подогреванием возгоните его во вторую половину трубки, следя за тем, чтобы не закупорилось сужение трубки и чтобы возгон не уносился чересчур сильным током хлора.

2. Свойства хлорида алюминия

Разберите прибор, высыпьте полученный хлорид алюминия из трубки в сухую фарфоровую чашечку и сделайте с ним следующее:

а) небольшую пробу его поместите на кусочек стекла и наблюдайте, как соль дымит на влажном воздухе. Поднесите палочку, смоченную концентрированным раствором аммиака;

б) оставшуюся соль осторожно растворите в воде и к части полученного раствора прибавьте гидрат аммиака;

в) хлорид алюминия должен быть белого цвета. Если полученная соль будет желтой, то это зависит от присутствия свободного хлора, окрашивающего ее. Чтобы доказать это, к следующей порции раствора полученной соли прибавьте раствор иодида калия и несколько капель раствора крахмала.

3. Гидроксид алюминия

а) Отвесьте на техно-химических весах 1 г алюмокалиевых квасцов и растворите их на холоду в 20 мл воде. Полученный раствор нагрейте до 60-80°C и вылейте при помешивании в 10%-ный раствор аммиака, взятый по расчету с 10%-ным избытком. Что наблюдается? Каков состав выпавшего осадка? Пользуясь методом декантации, промойте осадок несколько раз

небольшими порциями горячей воды и проверьте, не содержит ли гидрат окиси алюминия сульфат-ион. Как получить чистый гидроксид алюминия?

б) Отвесьте 0,5 г металлического алюминия и растворите его в рассчитанном количестве 10%-ного раствора щелочи. Полученную жидкость отфильтруйте от нерастворившейся примеси и разделите на две неравные части. В большую часть пропустите ток углекислого газа. Объясните происходящее явление. К меньшей части раствора, нагретой до кипения, прилейте несколько мл насыщенного раствора хлорида аммония. Что при этом наблюдается? Уравнения реакций. Выпавший осадок промойте несколько раз водой путем декантации, отсосите и высушите в шкафу, постепенно повышая температуру до 100°.

4. *Свойства гидроксида алюминия*

Налейте в три пробирки 3-5 мл раствора соли алюминия. В первые две пробирки прилейте осторожно, по каплям, раствор едкого натра до образования объемистого осадка. В третью пробирку прилейте раствор гидрата аммиака. Уравнения реакций. Подействуйте на образовавшиеся осадки соляной кислотой избытком едкого натра, избытком гидрата аммиака.

Лабораторная работа № 20

Тема: Комплексные соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств комплексов d-элементов

1. ***Получение комплексных аммиакатов меди и серебра.*** В одну пробирку налить 1-2 мл раствора нитрата серебра и добавить немного раствора хлорида натрия до образования белого осадка. В другую пробирку налить 1-2 мл раствора хлорида меди(II) и добавить по каплям раствора аммиака до образования голубого осадка. В обе пробирки прилить избыток раствора аммиака. Что наблюдается? Уравнения реакций. Образовавшиеся вещества оставить для следующих опытов.

2. ***Получение соединений с комплексными анионами***

а) В пробирку налить 1-2 мл подкисленного раствора хлорида железа(III), прилить раствор желтой кровяной соли. Каков цвет образовавшегося осадка? Как называется полученная соль? Уравнение реакции.

б) Налить в пробирку 2-3 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) и прилить красной кровяной соли. Каков цвет образовавшегося осадка? Назвать полученную соль. Уравнение реакции.

в) Обменной реакцией получить осадок хлорида серебра, слить с образовавшегося осадка жидкость и по каплям добавить раствор тиосульфата натрия до полного растворения осадка. Уравнение реакции.

3. Получение комплексной соли кобальта. К раствору хлорида кобальта(II) прибавить немного уксусной кислоты и избыток нитрита калия. Смесь подогреть. Какой газ выделяется при этом? Что выпадает в осадок? Уравнение реакции.

4. Реакция Чугаева. К 1-2 мл раствора сульфата никеля прилить раствор диметилглиоксима и несколько капель раствора аммиака. Какое соединение выпадает в осадок? Уравнение реакции.

5. Окисление-восстановление комплексных соединений

а) К 2-3 мл раствора перекиси водорода прибавить разбавленный раствор красной кровяной соли. Выделившийся газ испытать тлеющей лучинкой. По окончании реакции часть раствора отлить и прибавить к нему раствор соли, содержащей ион железа(III). Что образуется? Уравнение реакции.

б) К 2-3 мл хлорной воды прилить 3-5 капель раствора желтой кровяной соли, прокипятить раствор для удаления хлора, не вступившего в реакцию. Отлить часть раствора и добавить соли, содержащей ион железа(II). Какое соединение образовалось? Уравнение реакции.

6. Влияние концентрации раствора на комплексообразование

а) На часовое стекло поместить каплю насыщенного раствора нитрата серебра и добавить по каплям насыщенный раствор иодида калия до исчезновения первоначально образовавшегося желтоватого осадка иодида серебра. Прибавить к раствору воды. Наблюдать появление мути, объяснить причину. Написать уравнения реакций.

б) К нескольким каплям хлорида кобальта в пробирке прилить концентрированный раствор роданида калия. Наблюдать посинение раствора вследствие образования в растворе комплексной соли. Каков состав соли? Уравнение реакции.

Разбавить полученный раствор водой. Наблюдать появление розовой окраски, характерной для ионов кобальта(II). Какое влияние оказывает концентрация раствора на комплексообразование?

7. Ионизация комплексных ионов

а) Получить аммиачный комплекс серебра, разлить его поровну в две пробирки. В одну пробирку прилить раствор щелочи, в другую - раствор иодида калия. Что наблюдается? Написать уравнение ионизации комплексного иона и выражение его константы нестойкости. Почему наличие ионов серебра в растворе аммиаката серебра легко доказывается при действии иодида калия, в то время как при приливании раствора щелочи осадка не образуется?

б) Налить в две пробирки по 1-2 мл раствора хлорида меди(II). В одну из пробирок добавить раствор щелочи, в другую - сульфид аммония. В первой пробирке образуется осадок гидроксида меди голубого цвета, во второй - черный осадок сульфида меди. Эти реакции можно использовать для открытия иона меди(II). Составить уравнения реакций.

Раствор аммиаката меди, полученный в опыте 1, разделить поровну в две пробирки, в одну прилить раствор щелочи, в другую - сульфида аммония. Дать объяснения наблюдаемым изменениям.

8. Ионизация двойной соли. В три пробирки налить по 2-3 мл раствора железоаммонийных квасцов. В одну из них прилить раствор щелочи (избыток). Нагреть пробирку и обнаружить выделение аммиака (по запаху или по посинению влажной лакмусовой бумажки). Во вторую пробирку прилить немного раствора роданида калия. В третьей пробирке сделать пробу на сульфат-ион. Что наблюдается и почему? Написать уравнения реакций.

Синтез комплексных соединений

1. Гексаамминкобальт(III) хлорид, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$. Растворить 11 г $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в минимальном количестве воды и добавить 23 мл 25%-ного раствора аммиака, 7.4 г NH_4Cl и 1 г растертого активированного угля. Смесь хорошо взболтать и при охлаждении добавить к ней малыми порциями 4 мл 30%-ного раствора перекиси водорода. Записать уравнение:



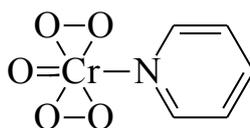
Для разложения избытка H_2O_2 смесь оставить стоять при комнатной температуре или нагревать в течение 5 минут на водяной бане. Затем раствор нейтрализовать разбавленной соляной кислотой, охладить его и отфильтровать на воронке Бюхнера уголь и кристаллы синтезируемого соединения. Смесь на фильтре промыть теплой водой, подкисленной несколькими каплями соляной кислоты. Собранный фильтрат нагреть до 80°C и добавлять концентрированную соляную кислоту, пока не появится стойкое помутнение. Медленно охладить, отфильтровать осадок $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ и промыть его спиртом. Внешний вид соли - оранжевые кристаллы.

2. Гекса(изотиоцианато)хромат(III) калия, $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{NCS})_6]$. Смесь 15 г KSCN и 7.5 г $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ растворить в 30 мл дистиллированной воды, выпарить на водяной бане досуха и тщательно растереть. Затем смесь перенести в круглодонную колбу с обратным холодильником и при нагревании экстрагировать синтезируемый комплекс абсолютным спиртом (при использовании 96%-ного получается повышенное количество загрязнений): взять по 10-15 мл спирта, нагревать смесь в течение 15-20 минут и слить спиртовый экстракт. Эту реакцию повторять до тех пор, пока новая порция спирта не будет окрашена в бледно-розовый цвет.

Горячий раствор отфильтровать, фильтрат упарить досуха (лучше - отогнать из него спирт) на водяной бане и снова экстрагировать абсолютным спиртом. Профильтрованную спиртовую вытяжку упарить до выделения кристаллов. После охлаждения выпавшие кристаллы отсосать, промыть эфиром и высушить на воздухе. $K_3[Cr(NCS)_6]$ - красное кристаллическое вещество, растворимое в воде и спирте, не растворимое в эфире.

3. **Триоксалатхромат(III) калия**, $K_3[Cr(C_2O_4)_3] \cdot 3H_2O$. Записать уравнение реакции между оксалат- и дихромат-ионами, приводящей к синтезируемому аниону; представить это уравнение в молекулярной форме и рассчитать необходимые для получения 7 г комплексного вещества количества 0.5 М раствора щавелевой кислоты, а также твердых $K_2Cr_2O_7$ и $K_2C_2O_4$. Добавить в раствор $H_2C_2O_4$ оксалат калия, а затем небольшими порциями при сильном перемешивании раствора - дихромат. После окончания реакции раствор упаривать до появления кристаллов, охладить и оставить на 1-2 часа. Выпавшие кристаллы отсосать, высушить между листами фильтровальной бумаги и взвесить для расчета выхода. Проанализировать соль на содержание хрома; рассмотреть кристаллы под микроскопом и определить их форму. Получить ИК-спектр соли в области $400-3700\text{ см}^{-1}$, сравнить его со спектрами щавелевой кислоты и оксалата калия.

4. **Комплексы перекиси хрома с пиридином и хинолином**. Синяя перекись хрома CrO_5 стабилизируется, образуя комплексные соединения состава 1:1 с гетероциклическими азотсодержащими соединениями, например:



Для получения комплексов приготовить охлажденный до 0°C раствор $K_2Cr_2O_7$, подкисленный серной кислотой (1:5) и содержащий пиридин или хинолин. При действии на полученный раствор охлажденной 30%-ной H_2O_2 выделяется синий осадок, который фильтруют через стеклянный фильтр, промывают спиртом и эфиром и сушат на воздухе. Синтезированные вещества взрывчаты, поэтому их нельзя без особых предосторожностей нагревать.

5. **Получение дихлорида хлоропентаамминкобальта(III) (пурпуреосоли).**



Растворить 2 г карбоната кобальта (вместо карбоната кобальта можно брать 4 г насыщенного раствора гексагидрата хлорида кобальта, к которому

прибавляют 25 мл раствора аммиака и т.д.) в возможно малом количестве соляной кислоты, разбавленной водой в соотношении 1:2; раствор отфильтровать, а к фильтрату добавить 25 мл концентрированного водного аммиака и раствор 5 г хлорида аммония в 25 мл воды. Через смесь пропускать в течение 1-2 часов сильный ток воздуха для окисления (окисление кобальта можно проводить также и перекисью водорода, для чего в реакционный сосуд добавить 3%-ный раствор перекиси водорода в теоретически необходимом количестве). При окислении образуется $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$.

Наряду с этим образуются и другие аммиакаты кобальта. Для их разрушения к смеси прибавить 15 г хлорида аммония и раствор выпарить в фарфоровой чашке на водяной бане до выпадения заметного осадка. Затем к раствору добавить небольшими порциями при непрерывном перемешивании разбавленную соляную кислоту до прекращения выделения газа. Кислый раствор нейтрализовать аммиаком и добавить избыток его примерно в 1 мл; общий объем раствора должен составлять 40-50 мл. Раствор нагревать в течение 1 часа на водяной бане, прибавить 30 мл концентрированной соляной кислоты, нагревать еще в течение 30-40 минут до исчезновения осадка и охладить. Выделившийся при этом осадок хлоропентаамминкобальтихлорида отсосать и промыть разбавленной соляной кислотой и спиртом.

Для очистки соль растворить в 30-40 мл 2%-ного раствора аммиака, раствор отфильтровать и фильтрат после прибавления 30 мл концентрированной соляной кислоты прокипятить в течение 30-40 минут на водяной бане. После охлаждения отсосать выделившийся осадок, промыть его разбавленной соляной кислотой и спиртом и высушить на воздухе. Продукт представляет собой ромбические кристаллы от темно-красного до фиолетового цвета, плохо растворимые в воде, $d = 1.82 \text{ г/см}^3$, разлагается на воздухе.

Лабораторная работа № 21

Тема: Соединения элементов IV группы побочной подгруппы

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений подгруппы титана

Свойства титана

1. На порошок титана подействовать разбавленной серной (или соляной) кислотой. Отметить отсутствие взаимодействия. Нагреть пробирку, объяснить появление окраски. Написать уравнение реакции.

2. Депассивация титана в присутствии фторид-ионов. На порошок титана подействовать разбавленной уксусной кислотой. Обратить внимание

на отсутствие взаимодействия. Добавить в пробирку немного фторида аммония. Объяснить наблюдаемое. Написать уравнение реакции.

Соединения титана(IV)

1. **Получение титаната калия.** Приготовить смесь из 1 г двуокиси титана и 10 г карбоната калия, поместить в фарфоровый тигель. Прокалить смесь в муфельной печи при температуре 700-800°C до тех пор, пока не получится прозрачный сплав. Горячий тигель осторожно опустить в стакан с холодной водой. Отставший от стенок тигля сплав вынуть из воды и измельчить в железной ступке. Полученный препарат сохранить для следующего опыта.

2. **Титановая кислота и ее свойства.** В стакан емкостью 500 мл налейте 25 мл 20%-ного раствора соляной кислоты и насыпьте в него титанат калия. Стакан с содержимым нагрейте до получения прозрачного раствора. Уравнение реакции. Охладить раствор, если он помутнеет - профильтровать. Затем прибавляйте небольшими порциями в стакан 10%-ный раствор аммиака до полного осаждения осадка. Дайте осадку отстояться, слейте прозрачный раствор. Уравнение реакции. Осадок разделите в две пробирки, в одну из них прилейте 10%-ный раствор соляной кислоты. Что наблюдается? На какие свойства указывает это явление? Составьте уравнение реакции. Небольшое количество титановой кислоты взболтать в пробирке с водой и прокипятить. Слить воду и снова испытать отношение титановой кислоты к кислотам и щелочам. Как и почему изменилась реакционная способность титановой кислоты?

3. **Восстановление соединений титана(IV).** В пробирку с тетрахлоридом титана, подкисленным соляной кислотой, бросьте 2-3 кусочка цинка. Через некоторое время раствор окрашивается в фиолетовый цвет, характерный для титана(III). Уравнение реакций. Полученный раствор разлейте в 3 пробирки. Одну пробирку оставьте стоять в штативе, наблюдайте постепенное исчезновение окраски. К раствору во второй пробирке прилейте по каплям раствор перманганата калия. Что происходит? К раствору в третьей пробирке добавьте 2-3 мл 2 н раствора едкого натра. Обратите внимание на цвет выпавшего осадка. Испытать отношение гидрата окиси титана(III) к кислороду воздуха, а также к 10%-ным растворам соляной кислоты и щелочи. Уравнения реакций. Какими свойствами обладают соединения титана низшей степени окисления?

4. **Пероксидные соединения титана.** К раствору тетрахлорида титана, подкисленного соляной кислотой, прибавить по каплям 3%-ный раствор пероксида водорода. Что происходит? Каков состав пероксидных соединений титана?

Дополнительные опыты

1. Получение сульфата титана(IV) и его гидролиз.

Тонкоизмельченный диоксид титана расплавить в пятикратном количестве пиросульфата калия в фарфоровом тигле на спиртовке. Плавление вести осторожно, не допуская улетучивания выделяющегося серного ангидрида. Одну часть полученного плава растворить в разбавленной серной кислоте, другую - обработать водой при нагревании. Объяснить растворение плава в первом случае и образование осадка во втором

Лабораторная работа № 22

Тема: Ванадий и его соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений ванадия

Соединения ванадия

1. **Получение оксида ванадия.** 0.2 г ванадата аммония прокалить в фарфоровой чашке при температуре 300-400°C до появления кирпично-красной окраски, характерной для пятиоксида ванадия. Уравнение реакции.

2. **Соли ванадиевой кислоты.** Налить в пробирки 1-1.5 мл раствора ванадата натрия и прилить в одну из них раствор нитрата серебра, в другую - хлорида аммония. Уравнения реакций. К насыщенному раствору ванадата натрия прилить 48%-ный раствор азотной кислоты. Как меняется окраска раствора? Уравнение реакции.

3. **Соединения ванадия низшей степени окисления.** В раствор ванадата натрия, подкисленного 10%-ным раствором серной кислоты, бросить 2-3 кусочка гранулированного цинка. Наблюдать, как изменяется окраска раствора. По мере появления новой окраски отливать по 1 мл раствора в чистые пробирки и закрывать пробкой. Объяснить появление голубой, зеленой и фиолетовой окраски растворов. Написать уравнения реакций последовательного восстановления соединений ванадия. Растворы солей сохранить.

4. **Получение и свойства гидроксида ванадия(III).** В пробирку с раствором соли ванадия(III), полученным в предыдущем опыте, добавить по каплям 2 н раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида ванадия(III). Исследовать отношение полученного гидроксида к щелочам и 2 н раствору серной кислоты.

5. **Получение и свойства гидроксида ванадия(II).** В пробирку с раствором соли ванадия(II), полученным в 4 опыте, прибавить по каплям раствор щелочи до образования осадка. Полученный раствор разделить в две пробирки, в одну добавить немного 2 н раствора серной кислоты, в другую - 2 н раствора щелочи. Какой характер гидроксида ванадия(II)? Уравнения реакций.

6. Получение надванадиевой кислоты. К нескольким каплям ванадата аммония прибавить 1-2 капли 2 н серной кислоты и 1-2 капли 3%-ной перекиси водорода. Образуется красно-бурое кольцо надванадиевой кислоты. Если раствор взболтать, то кольцо исчезнет. От прибавления новой капли раствора перекиси оно вновь появляется. Избыток H_2O_2 вызывает обесцвечивание. Написать уравнения реакций.

Дополнительные опыты

1. Получение ванадата натрия. Поместить в тигель 0.1 г пятиоксида ванадия и 0.5 г соды и прокалить в тигельной печи. Опустить горячий тигель в стакан с водой, чтобы сплав легко отстал от стенок тигля. Сплав измельчить в ступке и обработать водой при нагревании. Что происходит с раствором при подкислении?

2. Получение метаванадата(V) аммония. Раствор с массовой долей карбоната натрия 10% нагреть до кипения и внести в него небольшими порциями V_2O_5 . Массу пентоксида рассчитывают, исходя из молярного соотношения реагентов 1.2:1. После прекращения выделения газа, если раствор имеет синюю окраску, добавить разбавленный раствор карбоната натрия до исчезновения окраски. Полученную суспензию дважды отфильтровать и осадок промыть водой. Соединить промывные воды с раствором и нагреть до 60°C . В горячий раствор добавить 10-кратный избыток хлорида аммония в виде раствора с массовой долей 30%. Выпавшие после охлаждения кристаллы отфильтровать, промыть холодной водой и просушить.

3. Получение двойной соли сульфата калия и оксованадия(IV) (Фотолитическое инициирование окислительно-восстановительного процесса). Использование световой энергии для инициирования окислительно-восстановительных процессов позволяет осуществлять реакции, которые в обычных условиях протекают лишь при действии очень сильных восстановителей (окислителей) или вообще не идут. При этом возможно применение таких "мягких" восстановителей, как этанол, муравьиная кислота и др., продукты окисления которых остаются в растворе или выделяются в виде газообразных веществ, не загрязняя получаемое соединение. Кроме того, возможно восстановление элементов, обладающих несколькими степенями окисления, только до одной из них. Например, фотолитическое восстановление ванадия(V) или молибдена(VI) с применением этанола позволяет получать с количественным выходом только соединения ванадия(IV) и молибдена(V). Восстановление обычными восстановителями приводит, как правило, к образованию смесей соединений ванадия или молибдена различных степеней окисления (IV, III, II для ванадия

и V, III для молибдена). Этанол при этом окисляется только до ацетальдегида.

Сущность фотолитических реакций состоит в активации молекулы реагирующего вещества при поглощении кванта света, в результате которой молекула преодолевает активационный барьер или образуются радикалы, обуславливающие протекание определенных стадий.

Первоначальным актом любого фотохимического процесса являются поглощение кванта света молекулой вещества и переход ее в электронно-возбужденное состояние. Каждая молекула, участвующая в химической реакции, идущей под действием света, поглощает 1 квант излучения, который вызывает реакцию. Энергия молекулы в возбужденном состоянии может затрачиваться в присутствии подходящего вещества на взаимодействие с ним. В отсутствие такого вещества молекула, поглотившая квант света, может претерпевать различные структурные изменения (полимеризацию, изомеризацию, перегруппировку, таутомеризацию) или образовывать радикалы.

Фотохимические реакции существенно отличаются от термических. В термических участвуют молекулы в основном электронном состоянии, распределенные по колебательным, вращательным и поступательным энергиям. Реакция протекает между любыми молекулами, энергия которых превосходит некоторые минимальные значения. Моноэнергетические реагенты могут быть получены только в особых условиях (молекулярные пучки). В фотохимических системах можно точно и сравнительно просто регулировать степень возбуждения молекул реагентов. Для этого нужно только изменять длину волны монохроматического света. Особенностью фотохимических реакций является очень малая зависимость от температуры. Они могут протекать и при очень низких температурах (например, при температуре жидкого азота).

Энергия большинства химических связей составляет 150 кДж/моль и более, поэтому в фотохимических процессах чаще всего используют свет с длиной волны менее 700 нм. Кванты такого света способны разрывать связи, что приводит к химическим превращениям вещества.

Ультрафиолетовый свет характеризуется длиной волны, равной 300 нм (~400 кДж).

Выполнение работы:

0.7 г ванадата калия поместить в широкий низкий стаканчик емкостью 50 мл и растворить при слабом нагревании в минимальном количестве воды. К полученному раствору добавить рассчитанное для выделения ванадиевой кислоты количество 55%-ного раствора серной кислоты (pH ~ 5). Дать осадку

отстояться, затем слить раствор с осадка. Оставшийся в стаканчике осадок растворить в 4 мл 55%-ного раствора серной кислоты и добавить к раствору 3 мл этилового спирта. Смесь облучать УФ-светом в течение 15 минут. К полученному синему раствору сульфата оксованадия(IV) добавить раствор 40%-ного КОН в количестве, соответствующем образованию двойной соли с соотношением сульфата калия к сульфату оксованадия 1:1, добавить еще 0.5 мл спирта и упарить под лампой до появления пленки кристаллизации. Стакан после охлаждения на воздухе поместить в баню со льдом. Выпавшие кристаллы отсосать от маточника на стеклянном фильтре № 2. Промыть на фильтре небольшим количеством (1-2 мл) спирта и высушить вначале на воздухе, а затем в эксикаторе над серной кислотой. Сухие кристаллы перенести в заранее взвешенный бюкс. Взвесить вещество и рассчитать выход. Написать химические реакции, происходящие при получении этого соединения.

Лабораторная работа № 23

Тема: Соединения элементов III (B)

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений церия

Получение и свойства гидроксида церия(III)

1. Налить в пробирку 1 мл раствора соли церия(III) и прибавить несколько капель гидроксида натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции. Подействовать на осадок избытком раствора гидроксида натрия. Взаимодействует ли гидроксид церия с гидроксидом натрия?

2. Подействовать на осадок гидроксида церия 1 н растворами хлороводородной, серной и азотной кислот. Написать уравнения реакций.

3. Получить гидроксид церия(III) и оставить его стоять на воздухе. Через несколько часов отметить, какие произошли изменения во внешнем виде осадка. Написать уравнение реакции.

4. К осадку гидроксида церия(III) прилить раствор карбоната натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Как действуют минеральные кислоты на полученную соль?

Соединения церия(IV)

1. Получить осадок гидроксида церия(III) и прилить к нему раствор пероксида водорода. Как изменяется цвет осадка? Написать уравнение реакции.

2. К раствору нитрата церия(III) добавить равный объем раствора карбоната натрия, затем прилить осторожно (по каплям) раствор перманганата калия. Каков состав образующегося осадка? Написать уравнение реакции.

3. К раствору сульфата церия(III) прилить раствор персульфата аммония. Какие изменения наблюдаются при этом? Написать уравнение реакции.

4. К полученному в предыдущем опыте раствору прилить раствор иодида калия. Как объяснить изменение окраски раствора? Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа № 24

Тема: Ванадий и его соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений ванадия

Соединения ванадия

1. **Получение оксида ванадия.** 0.2 г ванадата аммония прокалить в фарфоровой чашке при температуре 300-400°C до появления кирпично-красной окраски, характерной для пятиоксида ванадия. Уравнение реакции.

2. **Соли ванадиевой кислоты.** Налить в пробирки 1-1.5 мл раствора ванадата натрия и прилить в одну из них раствор нитрата серебра, в другую - хлорида аммония. Уравнения реакций. К насыщенному раствору ванадата натрия прилить 48%-ный раствор азотной кислоты. Как меняется окраска раствора? Уравнение реакции.

3. **Соединения ванадия низкой степени окисления.** В раствор ванадата натрия, подкисленного 10%-ным раствором серной кислоты, бросить 2-3 кусочка гранулированного цинка. Наблюдать, как изменяется окраска раствора. По мере появления новой окраски отливать по 1 мл раствора в чистые пробирки и закрывать пробкой. Объяснить появление голубой, зеленой и фиолетовой окраски растворов. Написать уравнения реакций последовательного восстановления соединений ванадия. Растворы солей сохранить.

4. **Получение и свойства гидроксида ванадия(III).** В пробирку с раствором соли ванадия(III), полученным в предыдущем опыте, добавить по каплям 2 н раствор щелочи до выпадения осадка гидроксида ванадия(III). Исследовать отношение полученного гидроксида к щелочам и 2 н раствору серной кислоты.

5. **Получение и свойства гидроксида ванадия(II).** В пробирку с раствором соли ванадия(II), полученным в 4 опыте, прибавить по каплям раствор щелочи до образования осадка. Полученный раствор разделить в две пробирки, в одну добавить немного 2 н раствора серной кислоты, в другую - 2 н раствора щелочи. Какой характер гидроксида ванадия(II)? Уравнения реакций.

6. **Получение надванадиевой кислоты.** К нескольким каплям ванадата аммония прибавить 1-2 капли 2 н серной кислоты и 1-2 капли 3%-ной

перекиси водорода. Образуется красно-бурое кольцо надванадиевой кислоты. Если раствор взболтать, то кольцо исчезнет. От прибавления новой капли раствора перекиси оно вновь появляется. Избыток H_2O_2 вызывает обесцвечивание. Написать уравнения реакций.

Дополнительные опыты

1. **Получение ванадата натрия.** Поместить в тигель 0.1 г пятиоксида ванадия и 0.5 г соды и прокалить в тигельной печи. Опустить горячий тигель в стакан с водой, чтобы сплав легко отстал от стенок тигля. Сплав измельчить в ступке и обработать водой при нагревании. Что происходит с раствором при подкислении?

2. **Получение метаванадата(V) аммония.** Раствор с массовой долей карбоната натрия 10% нагреть до кипения и внести в него небольшими порциями V_2O_5 . Массу пентоксида рассчитывают, исходя из молярного соотношения реагентов 1.2:1. После прекращения выделения газа, если раствор имеет синюю окраску, добавить разбавленный раствор карбоната натрия до исчезновения окраски. Полученную суспензию дважды отфильтровать и осадок промыть водой. Соединить промывные воды с раствором и нагреть до 60°C . В горячий раствор добавить 10-кратный избыток хлорида аммония в виде раствора с массовой долей 30%. Выпавшие после охлаждения кристаллы отфильтровать, промыть холодной водой и просушить.

3. **Получение двойной соли сульфата калия и оксованадия(IV) (Фотолитическое инициирование окислительно-восстановительного процесса).** Использование световой энергии для инициирования окислительно-восстановительных процессов позволяет осуществлять реакции, которые в обычных условиях протекают лишь при действии очень сильных восстановителей (окислителей) или вообще не идут. При этом возможно применение таких "мягких" восстановителей, как этанол, муравьиная кислота и др., продукты окисления которых остаются в растворе или выделяются в виде газообразных веществ, не загрязняя получаемое соединение. Кроме того, возможно восстановление элементов, обладающих несколькими степенями окисления, только до одной из них. Например, фотолитическое восстановление ванадия(V) или молибдена(VI) с применением этанола позволяет получать с количественным выходом только соединения ванадия(IV) и молибдена(V). Восстановление обычными восстановителями приводит, как правило, к образованию смесей соединений ванадия или молибдена различных степеней окисления (IV, III, II для ванадия и V, III для молибдена). Этанол при этом окисляется только до ацетальдегида.

Сущность фотолитических реакций состоит в активации молекулы реагирующего вещества при поглощении кванта света, в результате которой молекула преодолевает активационный барьер или образуются радикалы, обуславливающие протекание определенных стадий.

Первоначальным актом любого фотохимического процесса являются поглощение кванта света молекулой вещества и переход ее в электронно-возбужденное состояние. Каждая молекула, участвующая в химической реакции, идущей под действием света, поглощает 1 квант излучения, который вызывает реакцию. Энергия молекулы в возбужденном состоянии может затрачиваться в присутствии подходящего вещества на взаимодействие с ним. В отсутствие такого вещества молекула, поглотившая квант света, может претерпевать различные структурные изменения (полимеризацию, изомеризацию, перегруппировку, таутомеризацию) или образовывать радикалы.

Фотохимические реакции существенно отличаются от термических. В термических участвуют молекулы в основном электронном состоянии, распределенные по колебательным, вращательным и поступательным энергиям. Реакция протекает между любыми молекулами, энергия которых превосходит некоторые минимальные значения. Моноэнергетические реагенты могут быть получены только в особых условиях (молекулярные пучки). В фотохимических системах можно точно и сравнительно просто регулировать степень возбуждения молекул реагентов. Для этого нужно только изменять длину волны монохроматического света. Особенностью фотохимических реакций является очень малая зависимость от температуры. Они могут протекать и при очень низких температурах (например, при температуре жидкого азота).

Энергия большинства химических связей составляет 150 кДж/моль и более, поэтому в фотохимических процессах чаще всего используют свет с длиной волны менее 700 нм. Кванты такого света способны разрывать связи, что приводит к химическим превращениям вещества.

Ультрафиолетовый свет характеризуется длиной волны, равной 300 нм (~400 кДж).

Выполнение работы:

0.7 г ванадата калия поместить в широкий низкий стаканчик емкостью 50 мл и растворить при слабом нагревании в минимальном количестве воды. К полученному раствору добавить рассчитанное для выделения ванадиевой кислоты количество 55%-ного раствора серной кислоты (рН ~ 5). Дать осадку отстояться, затем слить раствор с осадка. Оставшийся в стаканчике осадок растворить в 4 мл 55%-ного раствора серной кислоты и добавить к раствору

3 мл этилового спирта. Смесь облучать УФ-светом в течение 15 минут. К полученному синему раствору сульфата оксованадия(IV) добавить раствор 40%-ного КОН в количестве, соответствующем образованию двойной соли с соотношением сульфата калия к сульфату оксованадия 1:1, добавить еще 0.5 мл спирта и упарить под лампой до появления пленки кристаллизации. стакан после охлаждения на воздухе поместить в баню со льдом. Выпавшие кристаллы отсосать от маточника на стеклянном фильтре № 2. Промыть на фильтре небольшим количеством (1-2 мл) спирта и высушить вначале на воздухе, а затем в эксикаторе над серной кислотой. Сухие кристаллы перенести в заранее взвешенный бюкс. Взвесить вещество и рассчитать выход. Написать химические реакции, происходящие при получении этого соединения.

Лабораторная работа № 25-26

Тема: Элементы подгруппы хрома и их соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений хрома и его электронных аналогов

Соединения хрома

1. Свойства солей хромовых кислот.

а) К раствору хромата калия добавить разбавленной серной кислоты, к раствору дихромата калия добавить раствор щелочи. Объяснить наблюдаемое изменение окраски раствора. Уравнения реакций.

б) К раствору хромата и дихромата калия прилить раствор сульфида аммония и подогреть. Как изменяется окраска раствора? Уравнение реакции. Испытать, как реагирует подкисленный раствор хромата или дихромата калия с сероводородом, солью железа(II). Уравнения реакций.

2. Получение хромового ангидрида. Дихромат натрия или калия массой 4 г растворить в 12 мл воды. Раствор профильтровать в фарфоровую чашку и прилить к нему тонкой струей из капельной воронки 6-8-кратное по сравнению с теоретическим количеством концентрированной серной кислоты. Какое вещество выпадает в осадок? Уравнение реакции.

3. Свойства хромового ангидрида (тяга!).

а) Несколько кристаллов полученного хромового ангидрида поместить на крышку тигля и из пипетки налить на них 2-3 капли спирта. Что происходит? Уравнение реакции.

б) Часть кристаллов хромового ангидрида растворить в воде. 2-3 мл полученного раствора отлить в пробирку и добавить раствор иодида калия. Что наблюдается? Уравнение реакции. Оставшийся раствор выпарить в фарфоровой чашке досуха. Что остается на дне чашки после испарения воды?

4. **Пероксидные соединения хрома(VI).** К 2-3 мл раствора дихромата калия, подкисленного серной кислотой, прилить 1-2 мл перекиси водорода и добавить около 1 мл эфира. Смесь взболтать. Каков цвет растворов - эфирного и водного? Дать объяснение, написать уравнение реакции.

5. **Кислородные соединения хрома(III).** В маленький фарфоровый тигель насыпать измельченный дихромат аммония, поставить его на фарфоровый треугольник в кольце штатива и поджечь, внизу расстелить лист бумаги. Собрать образовавшуюся окись хрома. Уравнение реакции.

6. **Свойства оксида хрома(III).** Изучить отношение оксида хрома к растворам кислот и щелочей. Объяснить наблюдаемое. Как можно перевести в раствор оксид хрома?

7. **Свойства солей хрома(III).**

а) Несколько кристаллов соли хрома(III) растворить в холодной воде и отметить цвет раствора. Нагреть до кипения раствор. Как изменится окраска раствора? Почему?

б) В раствор соли хрома(III) опустить синюю лакмусовую бумажку. Как изменяется ее цвет? Почему?

в) Приготовить раствор хромита и прокипятить его. Что происходит? Какая из солей сильнее гидролизуется: соль хрома(III) или хромита? Почему? Как можно довести до конца гидролиз соли хрома(III)?

г) К раствору соли хрома(III) прилить раствор сульфида аммония. Каков состав выпавшего осадка? Как можно получить сульфид хрома?

д) К раствору соли хрома(III) прилить избыток раствора щелочи и бромной воды. Смесь подогреть. Как изменяется окраска раствора и почему? Уравнения реакций.

8. **Каталитические свойства Cr_2O_3 .** В коническую колбу емкостью 0.5 л налить 10 мл $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{к})}$ и подогреть на плитке, не доводя до кипения (Тяга!). Колбу снять с плитки и прикрыть пробкой. Оксид хрома(III), полученный при разложении дихромата аммония, поместить в железную ложечку и раскалить в пламени спиртовки. Раскаленный порошок порциями высыпать в колбу с аммиаком. Объяснить наблюдаемые явления и записать уравнения реакций.

Галогениды хрома

1. **Получение хлорида хрома(III).** В колбочку насыпать 0.5-0.8 г дихромата калия, прилить 20-25 мл концентрированной соляной кислоты, нагреть колбочку. Наблюдать выделение хлора и постепенный переход цвета раствора из оранжевого в зеленый.

2. **Получение хлорида хрома(II)**. В полученный раствор соли хрома(III) бросить несколько кусочков гранулированного цинка. Восстановление хрома(III) вести в атмосфере азота.

3. **Восстановительные свойства хлорида хрома(II)**. Налить в пробирку небольшое количество раствора хлорида олова(II). Затем в эту же пробирку перенести примерно равный объем раствора хлорида хрома(II). Перемешать растворы. Наблюдать выпадение серого осадка металлического олова (осадок часто выпадает не сразу). Для того, чтобы убедиться, что полученный маленький комочек представляет собой металлическое олово, потереть им о фильтровальную бумагу. Осмотреть отполированную поверхность.

Оксиды и гидроксиды молибдена и вольфрама

1. **Молибденовая кислота**. К 2-3 мл 2%-ного раствора молибдата аммония постепенно прилить 2-3 мл 10%-ного раствора азотной кислоты. Полученный осадок разделить на две части. Испытать действие избытка соляной кислоты и 20%-ного раствора едкого натра на полученный осадок. Объяснить происходящие явления. Написать уравнения реакций.

2. **Соединения молибдена низших степеней окисления**.

а) **Восстановление соединений молибдена(VI)**. Налить в 3 пробирки по 2-3 мл раствора молибдата аммония, подкислить 2 н раствором соляной кислоты, нагреть до кипения и прилить в две из них соответственно раствора сернистой кислоты и хлорида олова(II), а в последнюю пробирку бросить 1-2 кусочка цинка. Что при этом образуется? Уравнения реакций.

б) **Молибденовая синь**. Приготовить раствор, содержащий 5 г продажного молибдата аммония в 80 мл воды, добавить к нему 12 мл 2 н серной кислоты. Пропустить в раствор сероводород. Какое вещество выпадает в осадок?

3. **Перекисное соединение молибдена(VI)**. К 1-2 мл подкисленного раствора молибдата аммония прибавить около 1 мл 3%-ного раствора перекиси водорода. Наблюдать изменение окраски и дать объяснение.

4. **Вольфрамовые кислоты**. К раствору вольфрамата натрия прилить равный объем 10%-ного раствора соляной кислоты. Выделившееся вещество промыть методом декантации водой, слегка подкисленной соляной кислотой, отфильтровать. Отметить цвет осадка. Прокипятить и наблюдать изменение цвета осадка вследствие обезвоживания вольфрамовой кислоты. Испытать отношение вольфрамовых кислот к 10%-ным растворам щелочей и кислот. К части осадка прибавить ортофосфорной кислоты до его растворения вследствие образования гетерополикислоты.

5. **Вольфрамовый ангидрид**.

а) Небольшое количество полученной вольфрамовой кислоты поместить на крышку тигля и сначала осторожно нагреть, а затем сильно прокалить в пламени газовой горелки. Объяснить наблюдаемое изменение окраски. Какое вещество при этом получается?

б) Небольшое количество вольфрамата аммония прокалить на крышке тигля при температуре выше 80°C . Что при этом получается? Испытать отношение вольфрамового ангидрида к воде, растворам кислот и щелочей.

Дополнительные опыты

1. ***Получение хромата калия.*** Сплавить в железном тигле 4 г поташа, 4 г едкого кали и 4 г селитры, нагревая пламенем горелки. Помешивая сплав железной проволокой, внести в тигель 3 г оксида хрома(III). Смесь прокалить в течение 5-10 минут на горелке. Охлажденный сплав обработать водой. Профильтровать раствор и упарить до появления кристаллической пленки. Каков состав выделяющихся кристаллов? Зачем в реакцию был введен поташ? Написать уравнение реакции.

2. ***Свойства оксида хрома(III).*** В небольшом фарфоровом тигле расплавить на горелке пиросульфат калия и прибавить к нему немного окиси хрома. Продолжать нагревание до полного растворения окиси (*опыт проводить в вытяжном шкафу!*). Прозрачный сплав вылить на чистую кафельную пластинку или погрузить дно еще горячего тигля в холодную воду. Охладившуюся массу растереть в ступке и обработать водой. Раствор профильтровать. Что находится в растворе? Уравнение реакции.

3. ***Получение хромокалиевых квасцов.*** В стакан емкостью 100 мл налить 50 мл воды и растворить в ней 5 г дихромата калия. К смеси прилить раствор концентрированной серной кислоты (в полуторном избытке по сравнению с теоретическим расчетом). Смесь охладить сначала до комнатной температуры, затем поставить в воду со льдом и по каплям из капельной воронки приливать этанол до тех пор, пока раствор не примет фиолетовую окраску (в качестве восстановителя можно использовать сернистый газ). Следить за тем, чтобы температура не доходила до 40° . По окончании приливания спирта раствор оставить до следующего занятия.

Выпавшие кристаллы отфильтровать и высушить на фильтровальной бумаге. Выбрать хорошо образованный кристалл квасцов, прикрепить его при помощи тонкой нити или волоса к стеклянной палочке и опустить в маточный раствор. В течение нескольких дней наблюдать, как растет кристалл. Рассмотреть форму кристаллов хромокалиевых квасцов под микроскопом и сравнить с кристаллами алюмокалиевых квасцов.

4. ***Получение диоксид-дихлорида хрома(VI) (хлорида хромилла).*** В сухую пробирку поместить 1 г хлорида натрия и 1 г дихромата калия,

добавить несколько капель концентрированной серной кислоты и закрыть пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустить в другую пробирку, помещенную в стакан с холодной водой. Слегка нагреть реакционную смесь. Что собирается в приемнике? Уравнение реакции.

Влить в стакан с водой 2-3 капли полученного продукта. Установить, какие ионы имеются в растворе. К какому классу химических соединений относится хлорид хрома?

Лабораторная работа № 27

Тема: Элементы подгруппы марганца и их соединения

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений марганца

1. Получение и свойства оксида марганца(VII) (опыт проводится под тягой в присутствии преподавателя)

а) Несколько кристаллов перманганата калия растереть в порошок и высыпать в небольшую фарфоровую чашку. При помощи пипетки или стеклянной трубочки осторожно смочить соль несколькими каплями 96%-ного раствора серной кислоты. Что образуется при этом?

б) Конец стеклянной палочки смочить приготовленной смесью и поднести к налитому в небольшом количестве в фарфоровую чашку диэтиловому эфиру. Что происходит?

2. Свойства перманганата калия

а) **Разложение перманганата калия.** Положить в пробирку несколько кристаллов перманганата калия и нагреть. Какой газ выделяется при этом? Уравнение реакции.

б) **Окислительные свойства перманганата калия в щелочной среде.** К нескольким каплям перманганата калия добавить немного щелочи и раствора сульфита калия. Как изменяется цвет раствора и почему? Уравнение реакции.

в) **Окислительные свойства перманганата калия в нейтральной среде.** К небольшому количеству раствора перманганата калия в пробирке прилить раствор сульфита калия. Как изменяется окраска раствора? Что выпадает в осадок? Уравнение реакции.

г) **Окислительные свойства перманганата калия в кислой среде.** Налить в три пробирки по 0.5-1.0 мл раствора перманганата калия, подкислить серной кислотой, добавить соответственно растворы сульфита калия, сульфата железа(II), сероводородной кислоты. Как изменяется окраска растворов? Уравнения реакций. Как влияет среда на характер восстановления перманганатов? Подтвердить значениями потенциалов.

д) **Влияние кислотности среды на окислительные свойства перманганата калия.** В две пробирки налить по 2 мл раствора бромида калия, в первую добавить 2 мл разбавленной серной кислоты, во вторую -

столько же разбавленной уксусной кислоты. В каждую пробирку внести по 10-30 капель раствора перманганата калия. Объяснить наблюдаемое явление.

е) **Окисление соли марганца(II) перманганатом калия.** К раствору сульфата марганца(II) в пробирке прилить по каплям раствор перманганата калия. Что образуется? Уравнение реакции.

3. Свойства марганца(VI) - манганатов

а) **Получение манганата калия.** В сухую пробирку поместить несколько кристаллов перманганата калия и осторожно нагреть на спиртовке. После охлаждения прибавить в пробирку несколько капель воды. Образуется зеленый раствор и темный осадок. Раствор отфильтровать и использовать в дальнейших опытах.

б) Налить в две пробирки приблизительно по 1 мл полученного раствора манганата калия, в одной пробирке раствор разбавить водой, в другую прилить 2-3 мл воды и пропустить ток углекислого газа. Как и почему изменяется цвет раствора в том и другом случае? Уравнения соответствующих реакций.

в) К раствору манганата калия прибавить несколько капель спирта и осторожно нагреть. Что происходит? Уравнение реакции.

г) 1-2 мл раствора щавелевой кислоты нагреть до кипения и прибавить раствор манганата калия. Как изменяется цвет раствора? Уравнение реакции.

д) К раствору манганата калия прилить хлорной воды. Как изменяется окраска раствора? Почему? Уравнение реакции.

4. Получение двуокиси марганца и ее свойства

а) На раствор соли марганца(II) в присутствии щелочи подействовать бромной водой. Каков цвет образовавшегося осадка? Уравнение реакции.

б) На небольшое количество двуокиси марганца подействовать концентрированной соляной кислотой. Что образуется?

5. Получение и свойства гидроксида марганца(II). К хлориду марганца(II) прибавить щелочи. Каков цвет образовавшегося осадка?

а) Часть образовавшегося гидроксида марганца(II) вместе с жидкостью отлить в пробирку и оставить на воздухе. Что происходит с осадком? Дать объяснение.

б) Оставшуюся часть осадка разделить на три пробирки, в одну добавить разбавленную кислоту, в другую - избыток щелочи. Что происходит с осадком в первой пробирке и во второй? Объяснить наблюдаемое явление.

в) В третью пробирку с гидроокисью марганца(II) прилить бромной воды. Что образуется? Какими свойствами обладает гидроксид марганца(II)? Уравнение реакции.

Дополнительные опыты

1. **Получение манганата(VI) калия.** В железный тигель положить 1 г едкого кали и 1.3 г кристаллического нитрата калия, нагреть в пламени газовой горелки до расплавления смеси. Не прекращая нагревания, добавить в расплав на кончике шпателя двуокиси марганца. Какова окраска полученного расплава? Уравнение реакции. После охлаждения часть сплава растворить в воде и определить отношение раствора к восстановителям, окислителям..

2. **Получение манганата(V) натрия.** В стакан емкостью 200 мл поместить 1 г растертого в мелкий порошок перманганата калия, 25 мл 28%-ного раствора гидроксида натрия и 3 г тщательно растертого гептагидрата сульфата натрия. Стакан поместить в баню со смесью льда и хлорида натрия. Реакционную смесь в стакане перемешивать при охлаждении до тех пор, пока она не превратится в однородную светло-голубую (возможен зеленоватый оттенок) кристаллическую массу. Получившуюся массу отфильтровать на стеклянном фильтре № 3. Промыть осадок на фильтре охлажденным до 0°C 28%-ным раствором гидроксида натрия.

3. Прокалить перманганат калия. Записать уравнение реакции. Полученную смесь внести в четыре пробирки, в которых содержится: вода, раствор щелочи, раствор тиосульфата натрия, подкисленный раствор соли Мора. Какое вещество вступает в реакции? Составить уравнения реакций, объяснить изменение цвета.

Лабораторная работа № 28

Тема: Элементы семейства железа

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений железа, кобальта, никеля

Получение и свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля

1. **Гидроксид железа(II).** Приготовить 200 мл воды, не содержащей растворенного кислорода. Для этого кипятить дистиллированную воду в течение 5-10 минут, пропуская в нее диоксид углерода, а затем охладить воду в токе диоксида углерода до комнатной температуры. Закрыть отверстие колбы пробкой.

Пользуясь этой водой, в одной пробирке растворить несколько кристаллов соли Мора (каков ее состав?), подкислить раствор серной кислотой и положить несколько кусочков железа (зачем?). В другой пробирке приготовить раствор гидроксида натрия. Приливая раствор щелочи к раствору соли Мора, получить осадок гидроксида железа(II). Каков цвет осадка? Что происходит с ним на воздухе? Написать уравнения реакций.

Проделать аналогичный опыт, пользуясь имеющимися в лаборатории растворами сульфата железа(II) и щелочи. Сравнить и объяснить полученные результаты.

2. **Гидроксид железа(III)**. Получить гидроксид железа(III) и исследовать его отношение к кислоте и избытку щелочи. Написать уравнения реакций.

Какой из гидроксидов - железа(II) или железа(III) - обладает более основными свойствами и чем это можно объяснить?

3. **Гидроксид кобальта(II)**. К раствору соли кобальта(II) прилить немного раствора гидроксида натрия. Отметить цвет образующегося осадка. Добавить еще щелочи и нагреть, встряхивая содержимое пробирки. Как изменяется цвет осадка? Что происходит с гидроксидом кобальта(II) при стоянии на воздухе? Написать уравнения реакций.

4. **Гидроксид кобальта(III)**. В две пробирки налить раствор соли кобальта(II), в одну из них добавить бромной воды, в другую - пероксид водорода, затем в обе прилить раствор гидроксида натрия. Что происходит? Написать уравнения реакций.

5. **Гидроксид никеля(II)**. Получить гидроксид никеля(II). Изменяется ли гидроксид никеля(II) при стоянии на воздухе? Написать уравнения реакций.

6. **Гидроксид никеля(III)**. К осадку гидроксида никеля(II) прилить бромной воды. Что происходит? Написать уравнение реакции. Чем объясняется различное отношение гидроксидов железа(II), кобальта(II), никеля(II) к кислороду воздуха? Почему способ получения гидроксидов кобальта(III), никеля(III) отличается от способа получения гидроксида железа(III)? Как и почему изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов железа, кобальта и никеля в зависимости от степени их окисления?

Соли железа, кобальта и никеля

1. **Получение соли Мора**. 1 г мелко нарезанной железной проволоки поместить в колбу и растворить при нагревании в рассчитанном количестве 2 н серной кислоты. Объем раствора поддерживать постоянным. После растворения металла профильтровать полученный раствор и упарить его до начала образования кристаллической пленки на поверхности. Какое вещество находится в растворе?

При нагревании приготовить насыщенный раствор сульфата аммония с таким расчетом, чтобы на 1 атом железа приходилась 1 молекула этой соли. Растворы сульфатов аммония и железа смешать горячими и оставить кристаллизоваться. Отфильтровать выделившиеся кристаллы на воронке Бюхнера, промыть небольшим количеством холодной воды и высушить на фильтровальной бумаге. Взвесить соль и рассчитать выход в процентах.

Растворить несколько кристаллов соли в воде и определить, какие ионы присутствуют в растворе. К какому классу соединений относится эта соль? Положить соль в баночку с хорошо подогнанной пробкой. Написать уравнения реакций.

2. *Свойства солей железа(II)*

а) Определить рН раствора соли Мора. Написать уравнение реакции гидролиза сульфата железа(II). Прилить раствор карбоната натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции и объяснить полученные результаты.

б) К раствору соли Мора прилить раствор гексацианоферрата(III) калия (красной кровяной соли). Что получается? Написать уравнение реакции. Для чего используется эта реакция?

в) К подкисленному серной кислотой раствору соли железа(II) добавить раствор перманганата калия. Что происходит? Написать уравнения реакций взаимодействия соли железа(II) с перманганатом и дихроматом калия. Будет ли окисляться соль железа(II) хлорной, бромной и иодной водой (см. значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов)? Как относятся соли железа(II) к сероводороду и сульфиду аммония?

Какие выводы о свойствах солей железа(II) можно сделать из проведенных опытов? Почему при изучении свойств соединений железа(II) исходным веществом следует брать свежеприготовленную соль Мора?

3. *Свойства солей железа(III)*

а) Определить рН раствора хлорида железа(III). Написать уравнение реакции гидролиза этой соли. Какая из солей - сульфат железа(II) или сульфат железа(III) - сильнее гидролизуется в растворах?

б) К раствору хлорида железа(III) добавить раствор карбоната натрия. Каков состав образовавшегося осадка? Написать уравнение реакции.

в) В две пробирки налить по 1-2 мл раствора хлорида железа(III). В одну пробирку добавить несколько капель раствора роданида аммония, в другую - раствора гексацианоферрата(II) калия (желтой кровяной соли). Что происходит? Написать уравнения реакций. Для чего используются эти реакции?

г) Как взаимодействует хлорид железа(III) с сульфидом натрия и иодидом калия? Написать уравнения реакций. В каких условиях соли железа(III) переходят в соли железа(II) и обратно?

д) Что происходит при взаимодействии хлорида железа(III) с сероводородом и сульфидом аммония? Провести соответствующие реакции и написать их уравнения. Перечислите свойства солей железа(III). Как можно

получить феррит натрия? Какие соли сильнее гидролизуются: ферриты или соли железа(III)? От чего это зависит?

4. Получение и свойства ферратов. Положить в фарфоровую чашку около 0.5 г измельченного гидроксида калия (по возможности не содержащего углекислой соли), добавить 3-5 капель раствора хлорида железа(III) и затем 2-3 капли брома (*под тягой!*). После непродолжительного нагревания на водяной бане охладить чашку с содержимым, добавить 15-20 мл воды и перенести раствор в небольшой стакан. Какое вещество сообщает окраску раствору?

Разлить раствор феррата в три пробирки. В одну пробирку добавить раствор хлорида бария до полноты осаждения. Каков состав осадка? Во вторую пробирку прилить сероводородную воду, в третью - 2 н раствор серной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения всех проведенных реакций. Какими свойствами обладают соединения железа(VI)?

5. Свойства солей кобальта(II)

а) Положить в пробирку несколько кристаллов безводного хлорида кобальта(II) и смочить водой. Как изменяется окраска? Добавить концентрированную хлористоводородную кислоту. Каков теперь цвет раствора?

б) Налить в пробирку 1-2 мл абсолютного спирта и добавить несколько кристаллов хлорида кобальта. Объяснить изменение окраски.

в) К раствору сульфата кобальта(II) прилить в одной пробирке сероводородную воду, в другой - раствор сульфида натрия. Написать уравнения реакций.

г) Несколько кристаллов нитрата кобальта(II) прокалить на пламени газовой горелки. Как определить окончание реакции?

Небольшое количество полученного оксида кобальта(III) (какой еще оксид кобальта может образоваться в зависимости от температуры?) положить в пробирку и обработать концентрированной хлористоводородной кислотой. Какой газ выделяется? Написать уравнения проведенных реакций. Как реагирует оксид кобальта с азотной и серной кислотами?

6. Свойства солей никеля(II). Испытать отношение сероводорода и сульфида натрия к раствору соли никеля(II). Познакомиться с величинами произведений растворимости сульфидов никеля и кобальта.

Почему образование простых (не комплексных) солей не характерно для кобальта(III) и в особенности для никеля(III)?

Комплексные соединения кобальта и никеля

Соединения с комплексными катионами

1. **Аммиакаты кобальта и никеля.** К растворам солей кобальта(II) и никеля(II) прилить сначала немного, а затем избыток концентрированного раствора аммиака. Что наблюдается? Прокипятить аммиачный раствор соли кобальта, встряхивая пробирку (зачем?). Объяснить изменение его окраски. Написать уравнения реакций.

Какое координационное число проявляют кобальт и никель в полученных аммиакатах? К какому типу комплексов (низко- или высокоспиновых) они относятся? Какой тип гибридизации орбиталей осуществляется при образовании этих комплексов? Какой пространственной конфигурации это соответствует?

Как изменяется устойчивость аммиакатов в ряду железо(II), кобальт(II), никель(II)?

Соединения с комплексными анионами

1. **Гексанитритокобальтат(III) калия.** К раствору соли кобальта(II) прилить немного уксусной кислоты и избыток нитрита калия. Смесь подогреть. Какой газ выделяется при этом? Что выпадает в осадок? Написать уравнение реакции. Какое координационное число у кобальта в этом соединении?

Дополнительные опыты

1. **Получение и свойства феррита натрия.** Смешать в железном тигле 2 г порошка оксида железа(III) и 20 г безводного карбоната натрия. Сплавить смесь на пламени газовой горелки или в муфельной печи при температуре 800-900°C. Горячий расплав вылить на кафельную пластинку. По остывании кусочки сплава растереть в ступке и высыпать полученный порошок в стакан с водой. Что оседает на дно стакана? Написать уравнения реакций.

К какому типу оксидов относится оксид железа(III)? Какие соли сильнее гидролизуются, ферриты или соли железа(III)? От чего это зависит?

2. **Получение оксида никеля(III).** К небольшому количеству раствора сульфата никеля(II) прилить при помешивании немного раствора гидроксида натрия, а затем раствор хлорной извести (который должен быть совершенно прозрачным). Смесь оставить стоять на несколько часов до прекращения выделения пузырьков кислорода. Затем нагреть ее до кипения. Дать смеси отстояться. Осадок промыть водой методом декантации. Написать уравнение реакции.

Небольшое количество полученного оксида никеля положить в пробирку и обработать концентрированной хлористоводородной кислотой. Какие вещества выделяются при действии на оксид никеля(III) хлористоводородной, азотной и серной кислот? Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает оксид никеля(III)?

3. Получение гексаамминникель(II) хлорида. Растворить 25 г нитрата никеля в возможно малом объеме воды и добавить такое количество 25%-ного раствора аммиака, чтобы выпавший вначале осадок полностью растворился. Если исходная соль была недостаточно чистой, в осадке могут остаться гидраты оксидов железа, алюминия, марганца и свинца. Профильтровать раствор. Добавить насыщенный при 25-30°C раствор хлорида аммония и 2 н раствор аммиака до полноты осаждения гексаамминникель(II) хлорида. Выпавший осадок тотчас же отфильтровать на воронке Бюхнера и промыть 2 раза раствором осадителя, затем концентрированным раствором аммиака, смесью спирта и концентрированного раствора аммиака (1:1) и, наконец, чистым 96%-ным раствором спирта. Сушить полученный препарат следует при температуре не выше 100°C. Доказать, что приготовленное вещество является комплексным соединением.

Лабораторная работа № 29

Тема: Элементы подгруппы меди

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений элементов подгруппы меди

Соединения элементов подгруппы меди

1. Получение и свойства оксида меди(II). К 7 мл горячего 5%-ного раствора едкого натра прилить горячий раствор медного купороса, содержащий 1 г соли в 5 мл воды. Реакционную смесь при помешивании нагреть в течение 10-15 минут. Что наблюдается? Полученный осадок отмыть водой путем декантации от сульфат-ионов, отсосать его и высушить в сушильном шкафу или на песчаной бане при 200-300°C. Испытать отношение окиси меди к разбавленным и концентрированным растворам азотной, соляной, серной кислот, а также едкого натра на холоду и при нагревании. Уравнения реакций.

2. Получение и свойства гидроксида меди(II)

а) К раствору медного купороса медленно прилить 2%-ный раствор едкого натра до полноты осаждения гидрата окиси меди. Осадок промыть путем декантации холодной дистиллированной водой.

б) Полученный гидрат окиси меди поместить в ряд пробирок и испытать отношение к раствору 1 н соляной кислоты, 30%-ному раствору едкого натра и избытку 25%-ного раствора аммиака. Одну пробу гидрата окиси меди подвергнуть нагреванию. Объяснить наблюдаемое явление. Уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидрат окиси меди?

3. Получение и свойства гидроксида меди(I). К 1-2 мл хлорида меди(II) прибавить 10%-ный раствор формальдегида. Нагреть полученную смесь до

кипения и прибавить 2 н раствора едкого натра. Обратить внимание на цвет выпавшего осадка. Уравнение реакции. Продолжать нагревание выпавшего осадка. Как изменяется окраска? Что произошло с гидратом закиси меди?

4. Получение серебряного зеркала. В хорошо промытую щелочью пробирку налить раствор нитрата серебра, добавить по каплям раствора аммиака до растворения вначале образовавшегося осадка, а затем прилить 10%-ный раствор глюкозы. Смесь нагреть на водяной бане. Что наблюдается? Уравнение реакции.

5. Галогениды серебра. Исходя из раствора нитрата серебра, получить хлорид, бромид, иодид серебра. Промыть выделившиеся осадки водой путем декантации и испытать действие на них концентрированного раствора аммиака и концентрированного раствора тиосульфата натрия. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций. Как объяснить изменение окраски галогенидов серебра с увеличением атомного номера галогена?

Дополнительные опыты

1. Получение меди из сульфата меди вытеснением цинком. Приготовить 5 мл насыщенного на холоду раствора сульфата меди, перелить его в фарфоровую чашку и небольшими порциями вносить рассчитанное количество цинковой пыли. Чашку с реакционной смесью поставить на водяную баню и нагреть до температуры 80°. Когда растворение закончится, раствор слить, выделившийся осадок меди обработать 5%-ным раствором хлористоводородной кислоты, промыть водой путем декантации, перенести на фильтр, еще раз промыть водой и просушить между листами фильтровальной бумаги. Металл хранить в плотно закрытой банке. Почему? Небольшое количество меди поместить в открытый стакан или на часовое стекло и оставить до следующего занятия. Что происходит с медью при стоянии на воздухе? Написать уравнения проделанных реакций. Как получается медь в промышленности?

2. Хлорид меди(I). Растворить 1 г хлорида меди(II) в 12 мл воды. К раствору прилить 2 мл концентрированной хлористоводородной кислоты и внести 1.5 г меди в виде мелких кусков тонкой проволоки или стружек. Реакционную смесь нагревать (добавляя воду, чтобы объем раствора был постоянным) до тех пор, пока проба раствора, внесенная в пробирку с чистой водой, перестанет окрашивать воду в голубой цвет. Когда реакция закончится, перелить раствор в стакан с 50 мл холодной воды. Что наблюдается?

Выпавший хлорид меди(I) отфильтровать, промыть сначала водой, затем 2-3 раза спиртом и испытать отношение соли к концентрированной

горячей хлористоводородной кислоте и 25%-ному раствору аммиака. Хлористоводородный и аммиачный растворы оставить стоять на воздухе. Что наблюдается?

3. Иодид меди(I). Слить одинаковые объемы 1 н растворов сульфата меди и иодида калия. Что наблюдается? Пропустить ток сернистого газа. Как изменяется цвет раствора? Написать уравнения реакций.

Полученное вещество отфильтровать и промыть водой. Поместить небольшое количество иодида меди в три пробирки и прилить в одну из них раствор аммиака, во вторую - концентрированную хлористоводородную кислоту, третью осторожно нагреть на газовой горелке. Как объяснить изменение окраски иодида меди(I) при нагревании? Как объяснить неустойчивость иодида меди(II)?

4. Получение комплексного аммиаката меди(II). Растворить 0.5 г мелко растертого пентагидрата сульфата меди(II) в 12.5 мл 15%-ного раствора аммиака. При наличии мути раствор профильтровать. К фильтрату медленно прилить 7.5 мл спирта и оставить на несколько часов в холодном месте. Выпавшие кристаллы отфильтровать, промыть сначала смесью спирта с концентрированным раствором аммиака (1:1), а затем спиртом и эфиром; высушить при комнатной температуре. На какие ионы диссоциирует в растворе полученное вещество? Рассмотреть строение комплексного иона с точки зрения метода валентных связей.

Несколько кристаллов полученной соли растворить в небольшом количестве воды. Раствор разлить в две пробирки, в одну из них добавить 1-2 мл раствора гидроксида натрия, в другую - сероводородной воды. Что наблюдается? Как можно объяснить различное действие раствора гидроксида натрия и сероводорода на раствор полученной соли?

5. Получение сульфата аммония и меди(II). Растворить при нагревании 1 г пентагидрата сульфата меди(II) в 2 мл воды, приготовить насыщенный при 60° раствор, содержащий эквимолекулярное количество сульфата аммония. Оба горячих раствора слить, перемешать и оставить кристаллизоваться. Рассмотреть кристаллы под микроскопом и сравнить их форму с формой кристаллов пентагидрата сульфата меди(II), сульфата аммония. Каков состав полученного вещества? На какие ионы диссоциирует эта соль в водном растворе? Проверить, будет ли осаждаться гидроксид меди(II) из водного раствора полученной соли при добавлении к нему раствора гидроксида натрия?

Лабораторная работа № 30

Тема: Элементы подгруппы цинка

Цель: Получение и изучение основных свойств соединений элементов подгруппы цинка

Соединения элементов подгруппы цинка

1. **Получение и свойства гидроксида цинка.** Получить осадок гидроксида цинка и изучить его отношение к растворам кислот, аммиака и щелочи. Какими свойствами обладает гидроксид цинка? Уравнения реакций.

2. **Получение и свойства гидроксида кадмия.** К 5 мл соли кадмия прилить раствор едкого натра. Какой состав выделившегося вещества? Осадок промыть водой методом декантации, отсосать. При каких условиях необходимо сушить полученное вещество? Изучить отношение гидрата окиси кадмия к 2 н раствору соляной кислоты, едкому натру и 25%-ному раствору аммиака. Объяснить наблюдаемые явления. Уравнения реакций.

3. **Красная модификация оксида ртути.** Поместить в тугоплавкую пробирку 1.5 г нитрата ртути(II) и осторожно прокалить при температуре не выше 340°C (*тяга*). Когда реакция закончится (как в этом убедиться?), промыть оставшееся вещество разбавленным раствором едкого натра, водой, небольшим количеством этилового спирта и просушить на воздухе при комнатной температуре. Препарат сохранить в плотно закрытой банке.

4. **Желтая модификация оксида ртути**

а) Налить в пробирку 3 мл 2 н раствора едкого натра, а затем 1 мл 2 н раствора нитрата ртути(II). Содержимое пробирки тщательно перемешать и оставить стоять в течение 1 часа. Затем выделившийся осадок промыть методом декантации, отфильтровать, перенести на часовое стекло и высушить в эксикаторе над серной кислотой в темном месте. Сравнить цвет препаратов, полученных в проделанных опытах. Испытать отношение окиси ртути к действию разбавленных серной, азотной, соляной кислот. Уравнения реакций. Препарат хранить в темной банке.

б) В две сухие чистые пробирки поместить по 0.1 г окиси ртути желтой и красной модификации, осторожно нагреть, опустив обе пробирки в стакан с кипящей водой. Через 10-15 минут нагретые пробирки охладить, перенести их в стакан с холодной водой. Изменяется ли окраска препаратов? Объяснить наблюдаемые явления.

5. **Использование хлорида цинка при паянии.** Очистить наждачной бумагой два конца медной проволоки и уложить их на листе асбеста так, чтобы они оставались в соприкосновении друг с другом. На том же листе асбеста поместить небольшой кусочек металлического олова (1-2 г). Нагреть электрический паяльник до темно-красного каления, прикоснуться им до олова и, когда последнее расплавится, перенести каплю расплавленного

олова на место соприкосновения медных проволок. Что наблюдается? Спаялись ли при помощи олова концы медных проволок? Ту же медную проволоку опустить на одну минуту в раствор хлорида цинка и снова провести описанный опыт. Спаялись ли проволоки в этом случае? На чем основано применение концентрированного раствора хлорида цинка?

6. Амальгамирование меди. Очистить медную монету или проволоку наждачной бумагой, промыть водой и поместить в стакан с раствором соли ртути. Медный предмет покроется серым налетом. Извлечь его из раствора, промыть дистиллированной водой и протереть фильтровальной бумагой. Медный предмет приобретает серебристый цвет.

Дополнительные опыты

1. Получение кристаллогидрата хлорида цинка. В колбу емкостью 50 мл поместить 5 г гранулированного цинка, прилить 12 мл воды и небольшими порциями внести 13 мл концентрированной хлористоводородной кислоты. Когда реакция замедлится, поместить колбу на теплую водяную баню и довести реакцию до конца. Колбу с содержимым оставить до следующего занятия. Раствор отфильтровать, испытать его на присутствие ионов железа(II). Если реакция окажется положительной, насытить раствор хлором. Зачем? Колбу с реакционной смесью плотно закрыть пробкой и оставить до следующего занятия. Нагреть колбу на водяной бане и вносить небольшими порциями влажный оксид цинка до полного выделения гидроксида железа. Как убедиться в полноте осаждения ионов железа?

Профильтрованный раствор сильно подкислить хлористоводородной кислотой и упарить до сиропообразной консистенции. Затем добавить равный объем концентрированной хлористоводородной кислоты и оставить кристаллизаться. Отделить кристаллы от маточного раствора, пользуясь воронкой со стеклянным фильтрующим дном. Каков состав полученного соединения? Что происходит с солью при нагревании? Какую реакцию на лакмус показывает раствор этой соли? Кристаллы и маточный раствор сохранить для следующих опытов.

2. Получение аутокомплексного иодида кадмия. Налить в пробирку 20 мл 10%-ного раствора сульфата кадмия. Опустить в раствор пластинку металлического цинка. Что наблюдается? Через 1 час извлечь непрореагировавший цинк. Отфильтровать выделившийся металл через бумажный фильтр, промыть горячей водой, просушить на воздухе.

В колбу емкостью 50 мл, снабженную вертикально поставленным холодильником, поместить 2.8 г иода, 2.4 г свежесажженного порошка кадмия и 20 мл воды. Кипятить реакционную смесь до полного растворения

реагентов. Затем снять холодильник и прокипятить содержимое колбы до удаления избытка иода (под тягой!). Упарить прозрачный раствор на водяной бане до появления кристаллов, отфильтровать последние через бумажный фильтр и промыть небольшими порциями холодной воды. Каков состав образовавшегося вещества?

Небольшое количество кристаллов растворить в дистиллированной воде и прибавить несколько капель нитрата серебра. Наблюдается ли выделение осадка иодида серебра? Написать уравнение реакции.

3. Очистка ртути фильтрованием. Поместить в стеклянную воронку простой бумажный фильтр, в конусе которого обыкновенной иглой сделаны 3-4 прокола. Воронку с фильтром поместить в цилиндр и перенести на фильтр 5-6 мл загрязненной ртути. Что происходит? От каких примесей очищается ртуть этим способом?

4. Очистка ртути химическим способом. Перелить всю ртуть, очищенную в предыдущем опыте, в делительную воронку емкостью 100 мл, прилить 20 мл 5%-ного раствора нитрата ртути(I), подкисленного 2 мл 10%-ного раствора азотной кислоты. Закрыть отверстие воронки пробкой и встряхивать ее в течение 10-15 минут. Затем, слив ртуть из воронки через кран в цилиндр и, вылив из нее промывную жидкость, промыть делительную воронку 2-3 раза дистиллированной водой. Спустить металл в чистую реактивную банку, снять с поверхности ртути кусочками фильтровальной бумаги капельки воды, сосуд плотно закрыть пробкой и оставить на подносе. От каких загрязнений очищается ртуть в этом случае?

1. Планы семинаров.
2. Задания для самостоятельной работы студентов.
3. Комплекты контрольных работ.