



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

«СОГЛАСОВАНО»
 Руководитель ОП

Семенин Семенин В.А.
 (подпись) (Ф.И.О. рук. ОП)
 « 14 » сентября 2017 г.

«УТВЕРЖДАЮ»
 Заведующий кафедрой
 Общей, неорганической и
 элементоорганической химии

Капустина А.А.
 (подпись) (Ф.И.О. зав. каф.)
 « 17 » сентября 2017 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Неорганическая химия

Специальность 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия
 специализация «Медицинская химия»

Форма подготовки очная

- курс 1 семестр 1,2
- лекции 126 (час.)
- практические занятия -/- час.
- лабораторные работы 270 час.
- в том числе с использованием МАО лек. 18 час/лаб. 135 час.
- всего часов аудиторной нагрузки 396 час.
- в том числе с использованием МАО 153 час.
- самостоятельная работа 252 час.
- в том числе на подготовку к экзамену 99 час.
- контрольные работы (количество) 12
- курсовая работа / курсовой проект не предусмотрен
- зачет 1,2 семестр
- экзамен 1,2 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями федерального государственного образовательного стандарта высшего образования, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от 12.09.2016 № 1174.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры Общей, неорганической и элементоорганической химии ШЕН протокол № 1 от «14» сентября 2017 г.

Заведующая кафедрой
 Общей, неорганической и элементоорганической химии ШЕН к.х.н., проф. Капустина А.А.
 Составитель: Свистунова И.В.

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

Specialist's degree in 04.05.01 Fundamental and Applied Chemistry Specialization "Medical Chemistry"

Course title: Inorganic chemistry

Basic part of Block , 18 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 perceive, to develop and use the theoretical foundations of traditional and new sections of chemistry in solving professional problems (GPC-1);
- willingness to manage a team in their professional activities, tolerant to perceive social, ethnic, religious and cultural differences (GPC-8);
- possession of a system of basic chemical concepts and methodological aspects of chemistry, forms and methods of scientific knowledge (SPC -3).

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. Obcschaya and neorganicheskaya himiya: uchebnik [General and inorganic chemistry: textbook]. - Sankt-Peterburg: Lan'. 2014. -744 p. (rus) Access:

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:769422&theme=FEFU>

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684

2. Shriver D., Atkins P. Neorganicheskaya himiya [Inorganic Chemistry]. - M. Mir.- 2009.- 679 p. (rus) Access:

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:357442&theme=FEFU>

3. Müller W. Strukturnaya neorganicheskaya himiya [Structural Inorganic Chemistry]. - Dolgoprudny: Intellekt, 2010.-351 p. (rus) Access:

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:417228&theme=FEFU>

4. Sverdlova N.D. [General and inorganic chemistry: experimental problems and exercises: a manual for schools]. - St. Petersburg. Lan'. 2013.- 346 p. (rus) Access:

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:727488&theme=FEFU>

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=13007

5. Greenwood N., Earnshaw A. Himiya elementov [Element's chemistry]. - M.: Binom. 2014. – 684 p. (rus) Access:

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

Form of final control: exam.

Аннотация к рабочей программе учебной дисциплины «Неорганическая химия»

Рабочая программа учебной дисциплины «Неорганическая химия» разработана для студентов 1 курса специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, специализация «Медицинская химия» в соответствии с ФГОС ВО по данной специальности. Входит в базовую часть учебного плана: Б1.Б.4.1 Трудоемкость дисциплины 18 зачетных единиц, 648 часов. Дисциплина включает 126 часов лекций, 270 часов лабораторных работ и 252 часа самостоятельной работы (из них 99 часов отведены на экзамен), завершается экзаменом. Реализуется в 1 и 2 семестре.

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, медицинского химика.

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	
способность воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач (ОПК-1)	знает	<ul style="list-style-type: none"> • Основные химические понятия и законы химии • Основные типы химических расчетов • Закономерности реакций классов неорганических веществ
	умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Применять теоретические знания на практике
	владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Основами теории фундаментальных разделов химии
готовность руководить коллективом в сфере своей профессиональной деятельности, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия (ОПК-8).	Знает	<ul style="list-style-type: none"> • Моральные и правовые нормы и обязанности; • условия сотрудничества, способы разрешения конфликтов, понятие толерантности в сфере химии
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Настойчиво вести научную дискуссию, представлять результаты исследований в виде отчетов и научных публикаций с учетом моральных и правовых норм и обязанностей.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Настойчивостью в достижении цели с учетом моральных и правовых норм и обязанностей; • способностью к сотрудничеству, разрешению конфликтов, к толерантности
владение системой фундаментальных химических понятий и методологических аспектов химии, формами и методами научного познания (ПК-3);	Знает	<ul style="list-style-type: none"> • Теоретические основы современных представлений о строении атома; • Теоретические основы современных представлений о химической связи; • Теоретические основы современных представлений о теории растворов и электролитической диссоциации; • Теоретические основы современной химии элементов
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Ориентироваться в поставленных задачах, применять для их решения теоретические знания • Планировать рабочий процесс, используя теоретические знания; • Планировать и проводить химический эксперимент.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Навыками экспериментальной работы в химической лаборатории • Навыками химических расчетов; • Навыками анализа химического процесса.

Для формирования вышеуказанных компетенций в рамках дисциплины «Неорганическая химия» применяются следующие методы активного/

интерактивного обучения: лекции-беседы, проблемные лекции, групповой разбор расчетных и экспериментальных химических задач.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

1 семестр (72 часа)

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

МАО – лекция-беседа 2 часа

Тема 1. Основные понятия химии (2 часа)

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

Тема 2. Основные законы химии (2 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

Раздел 2. Строение атома и химическая связь (12 часов)

МАО – лекция-беседа 2 часа

Тема 1. Строение атома (2 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.

Тема 3. Химическая связь (6 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 насыщенность 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.

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.

Раздел 3. Химическая реакция (6 часов)

МАО – лекция-беседа 2 часа

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.

Тема 2. Скорость химических реакций. (2 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 (10 часов)

МАО – проблемная лекция – 3 часа

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.

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.

Тема 3. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации (2 часа)

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. pH среды в растворах солей.

Раздел 5. Окислительно-восстановительные процессы (2 часа)

Тема 1. Окислительно-восстановительные реакции (1 час)

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

Тема 2. Окислительно-восстановительные процессы (1 час)

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.

Раздел 6. 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 7. Общие свойства неметаллов (30 часов)

Тема 1. Особенности химических свойств неметаллов (2 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 (10 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.

Тема 5. Элементы V (A) группы (6 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 термолиза.

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.

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.

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.

Семестр 2 (54 час.)

Раздел 8. Общие свойства металлов (52 часа)

МАО – проблемная лекция -6 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. Негашеная и гашеная известь. Жесткость воды, виды жесткости, методы устранения жесткости. Применение бериллия, магния и щелочноземельных металлов и их важнейших соединений.

Тема 2. Комплексные соединения (12 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.

Тема 3. 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, твердость. Классификация металлов. Общие закономерности изменения основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов.

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.

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. (6 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. (6 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.

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.

Тема 11. Подгруппа меди. (4 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

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.

Тема 13. Химия f – элементов (4 часа)

МАО – проблемная лекция -3 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.

Раздел 9. Благородные газы (2 часа)

Тема 1. Общие свойства инертных газов (1 час)

Электронное строение, нахождение в природе, физические свойства простых веществ, закономерности их изменения в подгруппе.

Тема 2. Сверхтекучесть и химическая инертность (1 час.)

Сверхтекучесть гелия, химическая инертность гелия, неона и аргона. Соединения ксенона с фтором и кислородом, история их получения, свойства. Применение благородных газов и их соединений.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Лабораторные работы (270 часов)

Семестр 1 (126 часов)

Лабораторная работа №1. Методы очистки веществ (8 часов)

МАО – исследовательский метод (8 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.

Лабораторная работа № 2. Строение атома. (8 часов)

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

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

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

МАО – исследовательский метод (8 часов).

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

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

МАО – исследовательский метод (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.

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

МАО – исследовательский метод (8 часов).

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

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.

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

МАО – исследовательский метод (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).

МАО – исследовательский метод (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.

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.

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

МАО – исследовательский метод (8 часов).

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

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.

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

МАО – исследовательский метод (7 часов).

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

исследованию методов получения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств свободных галогенов.

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.

Лабораторная работа № 15. Кислородсодержащие 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 кислородсодержащих соединений галогенов.

Лабораторная работа № 16. Кислород (6 часов).

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.

Семестр 2 (144 часа)

Лабораторная работа № 17. Элементы подгруппы серы. (8 часов).

МАО – исследовательский метод (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 серы.

Лабораторная работа № 18. Азот, фосфор. Гидриды и оксиды (8 часов).

МАО – исследовательский метод (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 серы.

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

МАО – исследовательский метод (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 серы.

**Лабораторная работа № 20. Элементы подгруппы углерода (8 часов).
МАО – исследовательский метод (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 серы.

**Лабораторная работа № 21. Бор и его соединения (8 часов).
МАО – исследовательский метод (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 серы.

**Лабораторная работа № 22. Соединения алюминия(8 часов).
МАО – исследовательский метод (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 серы.

**Лабораторная работа № 23. Комплексные соединения (12 часов).
МАО – исследовательский метод (10 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.

Лабораторная работа № 24. Металлы I-II главные подгрупп (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 металлов I-II главных подгрупп.

**Лабораторная работа № 25. Подгруппа титана (12 часов).
МАО – исследовательский метод (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.

**Лабораторная работа № 26. Подгруппа ванадия (12 часов).
МАО – исследовательский метод (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 ванадия.

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.

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.

Лабораторная работа № 29. Соединения железа, кобальта, никеля (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 железа.

Лабораторная работа № 30. Подгруппы меди, цинка (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 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	Раздел 1. Основные понятия и законы химии Атомно-молекулярная теория Раздел 2. Строение атома и химическая связь Раздел 3. Химическая реакция	ОПК-1 ОПК-8 ПК-3	знает	Подготовка к лабораторным работам. Собеседование (УО-1) Коллоквиум (УО-2)	Зачет, экзамен (1 семестр, вопросы 1-78)
			умеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Контрольные работы № 1-7 (ПР-2)	
			владеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) контрольные работы № 1-7 (ПР-2) Коллоквиум (УО-2)	
2	Раздел 5. Окислительно-восстановительные процессы Раздел 6. Основные понятия геохимии Раздел 7. Общие свойства неметаллов	ОПК-1 ОПК-8 ПК-3	знает	Подготовка к лабораторным работам. Собеседование (УО-1) Коллоквиум (УО-2)	
			умеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Тестирование (ПР-1) Контрольные работы № 8-15 (ПР-2)	
			владеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Контрольные работы № 8-15 (ПР-2) Коллоквиум (УО-2)	
3	Раздел 8. Общие свойства металлов Раздел 9. Благородные газы	ОПК-1 ОПК-8 ПК-3	знает	Подготовка к лабораторным работам. Собеседование (УО-1) Коллоквиум (УО-2)	Зачет, экзамен (2 семестр, вопросы 1-60)
			умеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Тестирование (ПР-1) Контрольные работы № 16-20 (ПР-2)	
			владеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Контрольные работы № 16-20 (ПР-2) Коллоквиум (УО-2)	

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: Лань. 2014. -743 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:769422&theme=FEFU>

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684

2. Структурная неорганическая химия / У. Мюллер // Долгопрудный : Интеллект , 2010.-351 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:417228&theme=FEFU>

3. Общая и неорганическая химия : экспериментальные задачи и упражнения : учебное пособие для вузов / Н. Д. Свердлова // Санкт-Петербург. Лань. 2013.-345 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:727488&theme=FEFU>

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=13007

4. Саргаев, П.М. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие. — Электрон. дан. — СПб.: Лань, 2013. — 383 с.

http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=36999

Дополнительная литература:

1. 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>

2. Неорганическая химия . в 2 т. : т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс ; пер. с англ. М. Г. Розовой, С. Я. Истомина, М. Е. Тамм.//М. Мир.-2009.- 679

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:357442&theme=FEFU>

3. Неорганическая химия. Химия элементов : учебник для студентов химических факультетов университетов . в 2 кн. : кн. 1,2 / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев [и др.]. // М. Химия 2001. - 471с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:16808&theme=FEFU>

4. Некрасов Б.В. Основы общей химии в 2 т. : т. 1 Б. В. Некрасов: М. Лань. 2003. Т.1- 656. Т. 2- 688

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:4835&theme=FEFU>

5. Неорганическая химия : учебник для вузов . в 3 т. : т. 1 . Физико-химические основы неорганической химии / [М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков] ; под ред. Ю. Д. Третьякова.//М. Академия.-2008.-234 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:290890&theme=FEFU>

6. Бессонова, В.И. Химия элементов побочных подгрупп, учебное пособие / В.И. Бессонова, И.В. Свистунова, С.Г. Красицкая – Владивосток: Изд-во ДВГУ, 2004 – 82С.

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

7. Бессонова, В.И. Вопросы, задачи и упражнения по неорганической химии : Учебное пособие / В.И. Бессонова, И.В. Свистунова, С.Г. Красицкая, В.В. Васильева . – Владивосток : Изд-во Дальневост. ун-та, 2010. – 125 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:418111&theme=FEFU>

8. Учебное пособие Бессонова, В.И. Лабораторные работы по неорганической химии/ В.И. Бессонова, А.А. Капустина, С.Г. Красицкая, И.В. Свистунова – Владивосток: Изд-во ДВГУ, 2006 – 5.18 п.л.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:263089&theme=FEFU>

9. Глоссарий. Бессонова, В.И. Неорганическая химия. Глоссарий: Учебное пособие/ В.И. Бессонова – Владивосток: Изд-во Дальневост. Ун-та, 2006. – 28 с.

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:263079&theme=FEFU>

10. Практикум по общей химии: Учеб. пособие / Под ред. С.Ф. Дунаева. - 4-е изд., перераб. и доп. - М.: Изд-во МГУ, 2005. - 336 с.

<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5211049357.html>

11. 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>

12. 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>

Интернет-ресурсы

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.su/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

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

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

Перечень информационных технологий и программного обеспечения

Платформа электронного обучения Blackboard ДВФУ https://bb.dvfu.ru/webapps/blackboard/content/listContentEditable.jsp?content_id=159675_1&course_id=4959_1

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.

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 IT-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 лабораторным работам, проходит контрольные точки текущей аттестации, включающие разные формы проверки усвоения материала (собеседование, коллоквиумы 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 лабораторным работам 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;
- выполнение домашних заданий;
- 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 на сколько 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.

Рекомендации к выполнению лабораторных работ

При подготовке к лабораторным работам в тетради для лабораторных работ необходимо описать краткую теорию, цель и ход лабораторной работы. Выполнить домашнее задание и ответить на вопросы к лабораторной работе.

Выполнение лабораторных работ состоит из следующих этапов:

1. Изучение теоретического материала и методики выполнения лабораторной работы по методическому пособию и рекомендуемой литературе к данной работе.

2. Изучение экспериментальной установки.

3. Получения у преподавателя допуска к выполнению лабораторной работы.

4. Выполнение эксперимента.

5. Обработки экспериментальных данных.

6. Оформление письменного отчета и сдача его на проверку преподавателю.

7. Ответы на контрольные вопросы по данной лабораторной работе.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Лекционная аудитория (экран проекционный SENSSCREEN ES-431150 150* настенно-потолочный моторизированный, покрытие Matte White, 4:3, размер рабочей поверхности 305*229, проектор BenQ MW 526 E).

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.

Для самостоятельной работы используются читальные залы Научной библиотеки ДВФУ с открытым доступом к фонду: Моноблок Lenovo C360G-i34164G500UDK. Интегрированный сенсорный дисплей Polymedia FlipBox.

Копир-принтер-цветной сканер в e-mail с 4 лотками Xerox WorkCentre 5330 (WC5330C). Скорость доступа в Интернет 500 Мбит/сек. Рабочие места для людей с ограниченными возможностями здоровья оснащены дисплеями и принтерами Брайля; оборудованы: портативными устройствами для чтения плоскопечатных текстов, сканирующими и читающими машинами видеувеличителем с возможностью регуляции цветовых спектров; увеличивающими электронными лупами и ультразвуковыми маркировщиками.



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ**

по дисциплине «Неорганическая химия»

**Специальность 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия
специализация «Медицинская химия»**

Форма подготовки очная

Владивосток

2017

План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1 семестр				
1.	В течение семестра	Подготовка к лабораторным работам	20 час.	Опрос перед началом занятия (ОУ-1). Принятие отчета о выполнении лабораторной работы (ПР-6).
2.	В течение семестра	Подготовка к коллоквиумам	15 час.	Коллоквиум (ОУ-2).
3.	В течение семестра	Подготовка к контрольным работам	20 час.	Контрольная работа (ПР-2).
4	В течение семестра	Подготовка к тестирование	20 час.	Тест-контроль (ПР-1)
5	15-17 неделя	Подготовка к зачету	24 час.	зачет
6	16-18 неделя	Подготовка к экзамену	63 час.	экзамен
2 семестр				
7	В течение семестра	Подготовка к лабораторным работам	10 час.	Опрос перед началом занятия (ОУ-1). Принятие отчета о выполнении лабораторной работы (ПР-6).
8	В течение семестра	Подготовка к коллоквиумам	10 час.	Коллоквиум (ОУ-2).
9	В течение семестра	Подготовка к контрольным работам	10 час.	Контрольная работа (ПР-2).
10.	В течение семестра	Подготовка к тестирование	10 час.	Тест-контроль (ПР-1)
11	15-17 неделя	Подготовка к зачету	14 час.	зачет
12	16-18 неделя	Подготовка к экзамену	36 час.	экзамен
Итого			252 час	

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

Для реализации самостоятельной работы созданы следующие условия:

1. Студенты обеспечены информационными ресурсами (учебниками, справочникам, учебными пособиями);
2. Для проведения лабораторных занятий по неорганической химии разработаны учебные пособия. Студент имеет возможность заранее (с опережением) подготовиться к занятию, ответить на контрольные 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.

Рекомендации по самостоятельной работе студентов

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 (опрос, коллоквиумы и др.).

Самостоятельная работа включает подготовку к лабораторным работам (работа с литературой, проработка тем лекционных занятий), подготовку к собеседованиям, коллоквиумам, тестированию и контрольным работам. Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов в зависимости от цели, объема, конкретной тематики самостоятельной работы, уровня сложности, уровня умений студентов.

Рекомендации по подготовке к лабораторным работам

Самостоятельная работа студентов по подготовке к лабораторным работам включает в себя: проработку и анализ теоретического материала, составление плана выполнения лабораторной работы, описание проделанной работы (тексты, таблицы, схемы и т.п.).

Любая лабораторная работа должна включать глубокую самостоятельную проработку теоретического материала, выполнение домашней работы по соответствующей теме, изучение методик проведения и планирования эксперимента, освоение измерительных средств, обработку и интерпретацию экспериментальных данных.

Для подготовки к лабораторным работам необходимо составлять конспект предстоящей лабораторной работы, которую предстоит выполнить.

Конспект представляет собой краткую письменную запись содержания лабораторной работы, предназначенную для последующего восстановления информации с различной степенью полноты. Как и любой другой конспект, конспект лабораторной работы должен удовлетворять следующим требованиям: систематичность, логичность, связность текста. Если в целом записи не отражают логики полного текста, если между отдельными частями записей нет смысловой связи, то такие выдержки не представляют никакой информационной ценности при выполнении работ, то есть конспектом как таковым не является. В конспект включаются не только основные положения, но и доводы, их обосновывающие, конкретные факты и примеры, но без их подробного описания.

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.

Структура отчета по лабораторной работе

Отчеты по лабораторным работам представляются в письменном виде в рабочей тетради.

Отчет по работе должен быть обобщающим документом, включать всю информацию по выполнению заданий, в том числе, уравнения реакций, таблицы, методику проведения лабораторных опытов и экспериментов, список литературы, расчеты и т.д.

Структурно отчет по лабораторной работе комплектуется по следующей схеме:

- *Титульный лист* – обязательная компонента отчета, первая страница отчета, по принятой для лабораторных работ форме;
- *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).

Подготовка к опросу, собеседованию

При подготовке к опросу, собеседованию и/или групповым дискуссиям воспользуйтесь материалами лекций и рекомендованной литературой. Подготовьте ответы (письменно) на все вопросы к лабораторной работе (Приложение 2).

Собеседование проходит следующим образом: студент отвечает на вопросы преподавателя по данной теме, которые служат как для выявления

глубины понимания материала, так и позволяют оценить общий объём осознанного материала по данной теме.

Подготовка к коллоквиумам

При подготовке к сдаче коллоквиумов воспользуйтесь материалами лекций, рекомендованной литературой и методическими пособиями. Используйте методические рекомендации для подготовки к лабораторным занятиям. Составьте план-конспект ответов на каждый вопрос коллоквиума по данной теме (Приложение 2).

Критерии оценивания опроса, собеседования, коллоквиума:

Параметр	Баллы
<ul style="list-style-type: none">• соответствие теме,• адекватно и достаточно полно отражено содержание ответа,• полное ориентирование в проблеме вопроса,• умение точно и четко отвечать на дополнительные вопросы.	100 – 86 (отлично)
<ul style="list-style-type: none">• соответствие теме,• не достаточно полно отражено содержание ответа, требуются уточняющие вопросы,• умение точно и четко отвечать на дополнительные вопросы.	85 – 76 (хорошо)
<ul style="list-style-type: none">• соответствие теме,• не достаточно полно отражено содержание ответа, требуются уточняющие вопросы,• ответы на дополнительные вопросы не точные.	75 – 61 (удовлетворительно)
<ul style="list-style-type: none">• не соответствует теме,• не отражено содержание ответа,• требуются уточняющие вопросы,• ответы на дополнительные вопросы не верные.	60-50 (неудовлетворительно)

Подготовка к контрольным работам

При подготовке к контрольным работам воспользуйтесь материалами лекций, рекомендованной литературой и методическими пособиями. Используйте методические рекомендации для подготовки к лабораторным работам. Выполните задания домашних контрольных работ по соответствующим темам.

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:

$$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
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 диiodа. 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:

$$\text{KO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{KO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaO}_2 + \text{Na} \rightarrow$$
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 диэтиламиноом;
 - 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:
- $$\text{TlNO}_3 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_2 \rightarrow$$
- $$\text{TlCl} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow \text{Tl}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 \rightarrow$$
- $$\text{TlCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{InCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
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:
- $$\text{Tl} + \text{HCl} \rightarrow$$
- $$\text{In}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$$
- $$\text{Tl} + \text{HClO} \rightarrow$$

Вариант 2

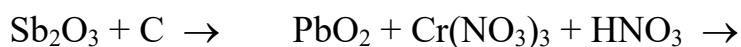
1. Какие факты можно использовать для иллюстрации сходства химии бора и кремния: склонность атомов обоих элементов к образованию полярных связей; способность атомов к образованию фторидных комплексов; сходство типов (ионные, ковалентные, внедрения) боридов и силицидов; высокая устойчивость соединений 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) тетрагидridoалюминатом (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:
- азотная кислота вводится в разбавленный раствор буры;
 - трифторид бора пропускается через раствор карбоната натрия;
 - 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:
- $$\text{TlCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Tl}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
- $$\text{Tl} + \text{HNO}_3_{\text{ конц.}} \rightarrow \text{Tl} + \text{HNO}_3_{\text{ разб.}} \rightarrow$$

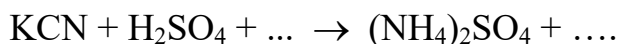
Элементы IV группы главной подгруппы

Вариант 1

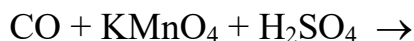
1. Уравняйте реакции:



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



3. Закончите уравнение реакции:



4. Напишите уравнение реакции, используемой в промышленном производстве цианидов: сплавление цианамиды 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):

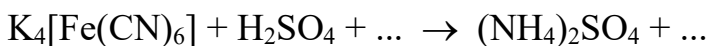


Вариант 2

1. Уравняйте реакции:



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



3. Закончите уравнение реакции:



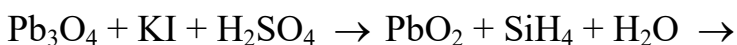
4. Напишите уравнение реакции, используемой в промышленном производстве цианидов: взаимодействие аммиака с накаливаемой смесью угля и поташа.

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?

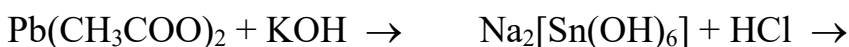
10. Какие химические реакции лежат в основе промышленных методов получения германия и олова?

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 м^3 (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:
 - 1) $N_2H_4 + HCl \rightarrow$ 3) $NH_2OH + HCl \rightarrow$
 - 2) $N_2H_4 + O_2 \rightarrow$ 4) $NH_2OH \rightarrow NH_3 + N_2 + \dots$
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 , $(NH_4)_2SO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $NaNO_2$, 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

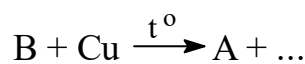
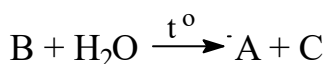
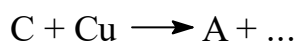
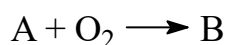
1. Напишите уравнение реакции взаимодействия серы с концентрированной азотной кислотой.

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 получаются 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:

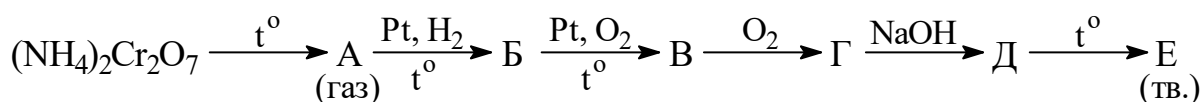
$$\text{N}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{NO} + \text{H}_2\text{O} + \text{HClO} \rightarrow$$

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 серноокислом растворе 0.1 М раствора KNO_2 объемом 25 мл?
7. Какие продукты получаются 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 фосфорноватистой кислоты потребовалось 4.44 г едкого натра. На основании этих данных напишите структурную формулу фосфорноватистой кислоты.

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

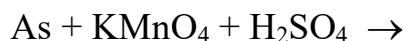
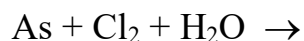
3. Смешали 150 мл раствора фосфата натрия ($C(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0.33$ моль/л) и 50 мл дигидрофосфата натрия ($C(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 1$ моль/л). Какая соль образовалась, и какова ее концентрация в растворе?

4. Определите pH 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:

$$\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$$
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:

$$\begin{array}{l} \text{KMnO}_4 \qquad \qquad \qquad \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 \quad \rightarrow \\ \text{Ag}_2\text{O} \qquad \qquad \qquad \rightarrow \text{KNO}_3 \quad \rightarrow \end{array}$$
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:

$$\text{KClO}_3 + \text{K}_2\text{S}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\text{Ca(OCl)}_2 + \text{K}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
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:

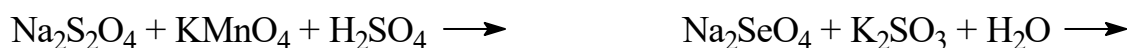
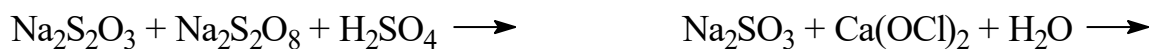
$$\text{KClO}_3 \rightarrow \quad \quad \quad \text{HgO} \rightarrow \quad \quad \quad \text{KNO}_3 \rightarrow$$
4. Охарактеризуйте отношение серы к кислотам и щелочам. Уравняйте реакции с использованием ионно-электронных схем.
5. В 1 л воды растворяется при 20°C и 101.3 кПа сероводород объемом 2.5 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:

$$\text{NaClO} + \text{Na}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \quad \quad \quad \text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{Te} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
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 ($C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 2$ 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 тетраионовую 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:



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 .

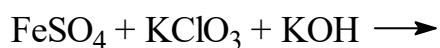
8. Уравняйте с использованием ионно-электронных схем:



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:
- $$\text{HI} + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{CaOCl}_2 \rightarrow$$
- $$\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow$$
4. Исходя из KBr, KMnO₄ 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 А выделяется простое вещество В, и раствор приобретает темную окраску. При дальнейшем пропускании хлора В превращается в кислоту С, и окраска исчезает. Назовите вещества А, В, С. 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

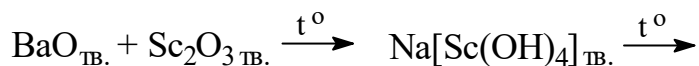
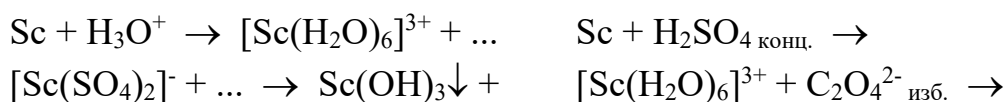
1. Укажите характерные степени окисления и координационные числа элементов подгруппы скандия.
2. Почему все лантаноиды обнаруживают большое сходство в химических свойствах? Как изменяется радиус атома в ряду лантаноидов и как это отражается в изменении свойств оксидов?
3. Охарактеризуйте отношение элементов подгруппы скандия к кислотам и щелочам.

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

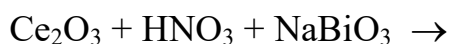
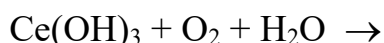


5. Сравните гидролизуемость солей: ScCl_3 и LaCl_3 ; ScCl_3 и $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$; $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ и $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$.

6. Составьте уравнения следующих реакций:



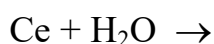
7. Закончите уравнения реакций:



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.

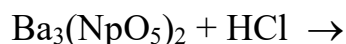
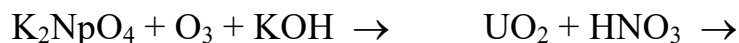
10. Закончите уравнения реакций:



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.

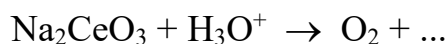
2. Какая форма соединений, катионная или анионная, более характерна для скандия и его аналогов?

3. Охарактеризуйте отношение лантаноидов к кислотам и щелочам.

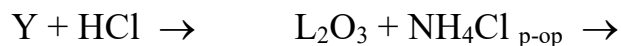
4. Учитывая характер изменения кислотно-основных свойств в ряду d-элементов III группы, указать, какие из них способны образовывать гидроксокомплексы.

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

6. Составьте уравнения следующих реакций:



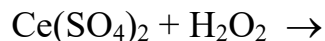
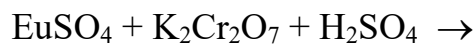
7. Закончите уравнения реакций:



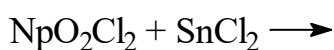
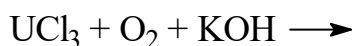
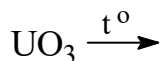
8. Напишите уравнения реакций взаимодействия $\text{CeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ с кислотами и щелочами.

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

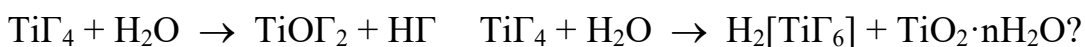
Вариант 1

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 IVБ 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:
$$\text{TiCl}_4 \rightarrow \text{Ti} \rightarrow \text{TiO}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{TiO}_2 \rightarrow \text{Ti}(\text{NO}_3)_4 \rightarrow \text{TiO}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaTiO}_3.$$
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 гидроакватитана титана(IV) и его пероксопроизводных.

Вариант 2

1. Укажите характерные степени окисления и координационные числа элементов IVБ 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+} , $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{4+}$, TiO^{2+} , $[\text{Ti}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{TiCl}_6]^{2-}$ или полимерных соединения, содержащих в цепи титаноксано-вые связи, наиболее вероятно в водном растворе тетрахлорида 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:

Э	r_a , нм	I, эв	Валентность
V	0.136	6.74	(II, III), IV, V
Nb	0.147	6.88	(I, II, III, IV), V
Ta	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 $\text{H}_2\text{V}_{10}\text{O}_{28}^{4-}$ 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 $\text{V}_{10}\text{O}_{28}^{6-}$, 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?

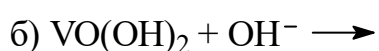
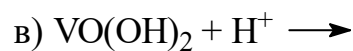
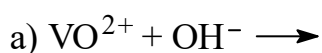
2. Составьте уравнения реакций, протекающих при переводе ниобия и тантала в раствор смесью концентрированных азотной и фтороводородной кислот. Смесью еще каких кислот можно использовать для растворения указанных металлов?

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:

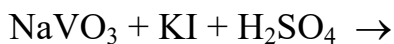
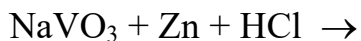


Какие химические свойства соединений ванадия(IV) проявляются в этих реакциях? Каково реальное строение иона ванадила в водном растворе?

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
$t^\circ_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	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:
$$\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{KNO}_3 \rightarrow$$
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:
$$\text{Re} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{ReO}_4 + \dots$$
$$\text{Re}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HReO}_4 + \dots$$
$$\text{ReO}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$
$$\text{NaReO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + \dots$$
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:
$$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{KClO}_3 \rightarrow$$
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

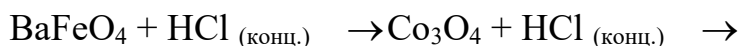
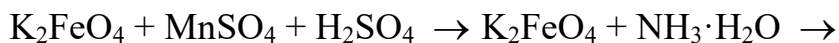
1. Особенности состава VIII группы побочной подгруппы. Характерные степени окисления элементов, их изменения в горизонтальных и вертикальных рядах.
2. Чем обусловлена склонность ионов железа кобальта и никеля к комплексообразованию? Приведите примеры комплексных соединений, назовите их.
3. Отношение 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 $M(OH)_2$ для железа, кобальта, никеля на основании значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов пар $M(OH)_3 / M(OH)_2$.
6. В трех пробирках находятся 0.1 м растворы $FeSO_4$, $Co(NO_3)_2$, $NiCl_2$. 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:
 $FeC_2O_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow FeS + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$
 $Fe_3O_4 + HCl \rightarrow Co(OH)_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow$
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 $Fe(OH)_3$ из $Fe(OH)_2$ 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, $[Ni(NH_3)_6](OH)_2$ или $Ni(OH)_2$? 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:
- пропускании кислорода через суспензию порошкообразного рутения в хлороводородной кислоте;
 - 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 FeSO_4 , CoCl_2 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, в каждую пробирку добавляют раствор гидрата аммиака. Объясните наблюдаемые явления.
6. При кипячении водного раствора смеси нитрата железа(III) и карбоната калия выпадает осадок метгидроксида 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 Sb^{3+} , Al^{3+} , но не растворяется в водных растворах солей $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$?

10. Какой металл разрушается первым при коррозии, протекающей на поврежденной поверхности железа: оцинкованного, луженого, никелированного?

11. Чем объяснить разнообразие встречающихся формул гидроксида железа(III): $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{FeO}(\text{OH})$, HFeO_2 , $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$?

12. Учитывая значения ПР гидроксида кобальта (II) и константу нестойкости аммиачного комплекса кобальта, определите, растворим ли в концентрированном растворе аммиака осадок $\text{Co}(\text{OH})_2$?

13. Что произойдет, если к водным растворам сульфатов железа(II), кобальта(II), никеля(II) на воздухе прилить аммиак?

14. Сравните гидролизуемость 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?

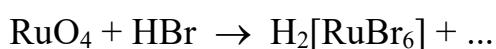
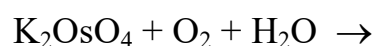
18. Напишите уравнения реакций, протекающих при:

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:

$$\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} + \text{HC}(\text{H})\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

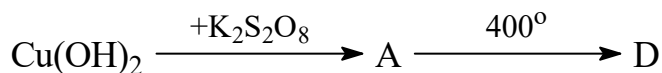
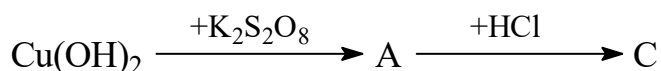
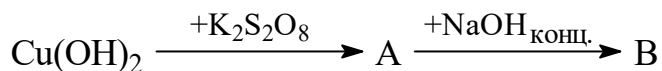
$$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$$
6. Иодид меди(II) и цианид меди(II) нельзя получить из водного раствора, вместо них образуются иодид и цианид меди(I). Напишите уравнения реакций.
7. В пробирках находятся 0.1 М раствора NaI, NaBr, NaCl и NaF. В каждую пробирку добавляют в избытке 0.1 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 пирро- и гидрометаллургического методов получения меди и цианидного способа извлечения из руд золота.

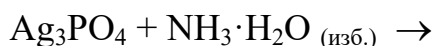
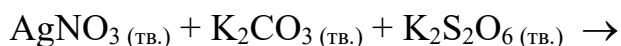
5. Осуществите ряд превращений, охарактеризуйте полученные вещества:



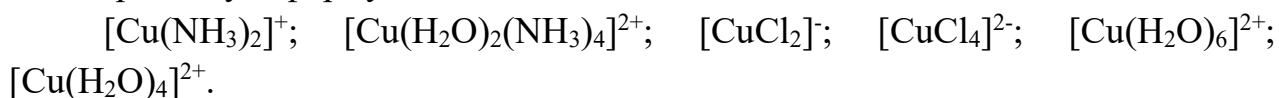
6. Предложите пригодные в лабораторных условиях методики получения оксида меди(II) и оксида меди(I) из медного купороса.

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:

$$Hg_2(NO_3)_2 + Br_2 \rightarrow Hg(NO_3)_2 + KBr_{(изб.)} \rightarrow$$

$$HgS + HCl + HNO_3 \rightarrow HgS + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$$

$$HgCl_2 + H_2O + SO_2 \rightarrow HgCl_2 + H_2O + H(H_2PO_2) \rightarrow$$

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:
- сульфид ртути(II) обрабатывают избытком горячей азотной кислоты;
 - 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:
- $$\text{ZnS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}_{(\text{изб.})} \rightarrow$$
- $$\text{Zn} + \text{HCl} + \text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow \text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$
- $$\text{Zn} + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 \quad \text{Cd} + \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

Критерии оценивания контрольной работы:

Параметр	Баллы
<ul style="list-style-type: none"> • соответствие теме, • адекватно и достаточно полно отражено содержание ответа, • полное ориентирование в проблеме вопроса. 	100 – 86 (отлично)
<ul style="list-style-type: none"> • соответствие теме, • не достаточно полно отражено содержание ответа, требуются уточняющие вопросы, • полное ориентирование в проблеме вопроса. 	85 – 76 (хорошо)
<ul style="list-style-type: none"> • соответствие теме, • не достаточно полно отражено содержание ответа, требуются уточняющие вопросы, • не полное/не точное ориентирование в проблеме вопроса. 	75 – 61 (удовлетворительно)
<ul style="list-style-type: none"> • не соответствует теме, • не отражено содержание ответа, 	60-50 (неудовлетво-

• требуются уточняющие вопросы, • ответы на дополнительные вопросы не верные.	рительно)
--	-----------

Критерии оценки выполнения самостоятельной работы

Оценивание лабораторных работ проводится по следующим критериям:

1. Полнота и качество выполненных заданий;
2. Теоретическое обоснование полученного результата;
3. Качество оформления отчета;
4. Отсутствие фактических ошибок, связанных с пониманием темы.



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

ШКОЛА ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине «Неорганическая химия»
Специальность 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия
специализация «Медицинская химия»
Форма подготовки очная

Владивосток
2017

Паспорт оценочных средств по дисциплине «Неорганическая химия»

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
способность воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач (ОПК-1)	знает	<ul style="list-style-type: none"> • Основные химические понятия и законы химии • Основные типы химических расчетов • Закономерности реакций классов неорганических веществ
	умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Применять теоретические знания на практике
	владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Основами теории фундаментальных разделов химии
готовность руководить коллективом в сфере своей профессиональной деятельности, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия (ОПК-8).	Знает	<ul style="list-style-type: none"> • Моральные и правовые нормы и обязанности; • условия сотрудничества, способы разрешения конфликтов, понятие толерантности в сфере химии
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Настойчиво вести научную дискуссию, представлять результаты исследований в виде отчетов и научных публикаций с учетом моральных и правовых норм и обязанностей.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Настойчивостью в достижении цели с учетом моральных и правовых норм и обязанностей; • способностью к сотрудничеству, разрешению конфликтов, к толерантности
владение системой фундаментальных химических понятий и методологических аспектов химии, формами и методами научного познания (ПК-3);	Знает	<ul style="list-style-type: none"> • Теоретические основы современных представлений о строении атома; • Теоретические основы современных представлений о химической связи; • Теоретические основы современных представлений о теории растворов и электролитической диссоциации; • Теоретические основы современной химии элементов
	Умеет	<ul style="list-style-type: none"> • Ориентироваться в поставленных задачах, применять для их решения теоретические знания • Планировать рабочий процесс, используя теоретические знания; • Планировать и проводить химический эксперимент.
	Владеет	<ul style="list-style-type: none"> • Навыками экспериментальной работы в химической лаборатории • Навыками химических расчетов; • Навыками анализа химического процесса.

№ п/п	Контролируемые модули/ разделы / темы дисциплины	Коды и этапы формирования компетенций	Оценочные средства - наименование		
			текущий контроль		промежуточная аттестация
1	Раздел 1. Основные понятия и законы химии Атомно-молекулярная теория Раздел 2. Строение атома и химическая связь Раздел 3. Химическая реакция	ОПК-1 ОПК-8 ПК-3	знает	Подготовка к лабораторным работам. Собеседование (УО-1) Коллоквиум (УО-2)	Зачет, экзамен (1 семестр, вопросы 1-78)
			умеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Контрольные работы № 1-7 (ПР-2)	
			владеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) контрольные работы № 1-7 (ПР-2) Коллоквиум (УО-2)	
2	Раздел 5. Окислительно-восстановительные процессы	ОПК-1 ОПК-8 ПК-3	знает	Подготовка к лабораторным работам. Собеседование (УО-1) Коллоквиум (УО-2)	
			умеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам	

	Раздел 6. Основные понятия геохимии Раздел 7. Общие свойства неметаллов		владеет	(ПР-6) Тестирование (ПР-1) Контрольные работы № 8-15 (ПР-2)	
				Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Контрольные работы № 8-15 (ПР-2) Коллоквиум (УО-2)	
3	Раздел 8. Общие свойства металлов Раздел 9. Благородные газы	ОПК-1 ОПК-8 ПК-3	знает	Подготовка к лабораторным работам. Собеседование (УО-1) Коллоквиум (УО-2)	Зачет, экзамен (2 семестр, вопросы 1-60)
			умеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Тестирование (ПР-1) Контрольные работы № 16-20 (ПР-2)	
			владеет	Подготовка отчетов по лабораторным работам (ПР-6) Контрольные работы № 16-20 (ПР-2) Коллоквиум (УО-2)	

Шкала оценивания уровня сформированности компетенций

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		критерии	показатели
способность воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач (ОПК-1)	знает	Основные химические понятия и законы химии Основные типы химических расчетов Закономерность и реакций классов неорганических веществ	Знает фундаментальные понятия атомно-молекулярной теории Знает фундаментальные понятия термодинамики и кинетики Знает фундаментальные понятия теории растворов Знает фундаментальные понятия теории комплексных соединений Знает фундаментальные понятия окислительно-восстановительных процессов	Знает 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.
	умеет	Применять теоретические знания на практике	Умеет использовать фундаментальные понятия атомно-молекулярной теории Умеет использовать фундаментальные понятия термодинамики и кинетики Умеет использовать фундаментальные понятия теории растворов Умеет использовать фундаментальные понятия теории комплексных соединений Умеет использовать фундаментальные понятия окислительно-восстановительных процессов	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.
	владеет	Основами теории фундаментальных разделов	Владеет системой фундаментальных понятий атомно-молекулярной теории Владеет системой	Владеет системой фундаментальных понятий: вещество, химический элемент,

		химии	<p>фундаментальные понятия термодинамики и кинетики</p> <p>Владеет системой фундаментальные понятия теории растворов</p> <p>Владеет системой фундаментальные понятия теории комплексных соединений</p> <p>Владеет системой фундаментальные понятия окислительно-восстановительных процессов</p>	<p>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>готовность руководить коллективом в сфере своей профессиональной деятельности, толерантно воспринимать социальные, этнические, конфессиональные и культурные различия (ОПК-8).</p>	знает	<p>Моральные и правовые нормы и обязанности; условия сотрудничества, способы разрешения конфликтов, понятие толерантности в сфере химии</p>	<p>Моральных и правовых норм и обязанностей;</p>	<p>Знает условия сотрудничества, способы разрешения конфликтов, понятие толерантности в сфере химии</p>
	умеет	<p>Настойчиво вести научную дискуссию, представлять результаты исследований в виде отчетов и научных публикаций с учетом моральных и правовых норм и обязанностей.</p>	<p>Умение настойчиво вести научную дискуссию, представлять результаты исследований в виде отчетов и научных публикаций с учетом моральных и правовых норм и обязанностей.</p>	<p>Способность настойчиво вести научную дискуссию, представлять результаты исследований в виде отчетов и научных публикаций с учетом моральных и правовых норм и обязанностей.</p>
	владеет	<p>Настойчивость в достижении цели с учетом моральных и правовых норм и обязанностей; способностью к сотрудничеству, разрешению конфликтов, к толерантности</p>	<p>Владение настойчивостью в достижении цели с учетом моральных и правовых норм и обязанностей; способностью к сотрудничеству, разрешению конфликтов, к толерантности</p>	<p>Способность настойчиво достигать цели с учетом моральных и правовых норм и обязанностей; способность к сотрудничеству, разрешению конфликтов, к толерантности</p>
<p>владение системой фундаментальных химических понятий и методологических аспектов химии, формами и методами научного</p>	знает	<p>Знает теоретические основы фундаментальных разделов химии</p>	<p>Знание основных теорий общей и неорганической химии</p>	<p>Знание теории строения атома</p> <p>Знание основ атомно-молекулярной теории</p> <p>Знание основных законов химии</p> <p>Знание теории растворения</p> <p>Знание теории электролитической</p>

познания (ПК-3);				диссоциации Знание химии элементов и их соединений
	умеет	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	Сформированное, прочное, уверенное владение навыками использования полученных знаний теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	Владение навыками химического эксперимента, Владение основными теоретическими законами и закономерностями при объяснении наблюдаемых явлений	Владение практикой химического эксперимента Понимание взаимосвязи между теорией и практикой, способность уверенно использовать теоретические знания и практические навыки

Методические рекомендации, определяющие процедуры оценивания результатов освоения дисциплины «Неорганическая химия»

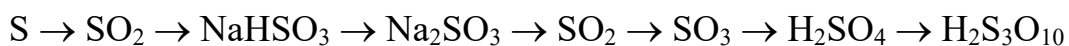
Промежуточная аттестация студентов по дисциплине «Неорганическая химия» проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной.

По дисциплине «Неорганическая химия» предусмотрен экзамен (1, 2 семестры) и зачет (1, 2 семестр). Экзамен и зачет проводятся в устной форме: экзамен - устный опрос в форме ответов на вопросы экзаменационных билетов и решения задачи, зачет – устный опрос в форме собеседования.

Вопросы к экзамену

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:



4. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:

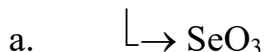
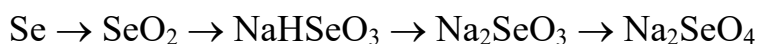


5. Определить pH 0.1 М раствора ацетата натрия.

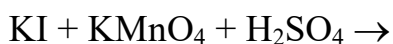
6. Гидролиз солей по аниону. Количественная характеристика.

7. Перекись водорода. Строение. Получение. Физические и химические свойства.

8. Осуществить ряд превращений:



9. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:

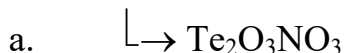


10. Определить pH 0.1 М раствора хлорида меди(II).

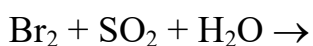
11. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. Количественная характеристика.

12. Галогены. Общая характеристика элементов и их соединений.

13. Осуществить ряд превращений:



14. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



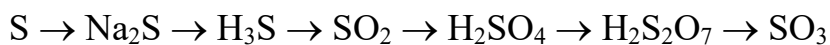
15. Определить pH 0.1 М раствора карбоната натрия.

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

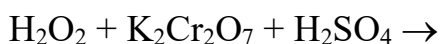
21. Количественная характеристика процесса гидролиза.

22. Водородные соединения галогенов. Промышленные и лабораторные способы получения. Свойства.

23. Осуществить ряд превращений:



24. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:

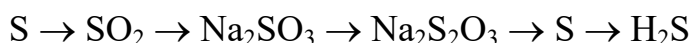


25. Оксид серы(IV) объемом 1.12 л при нормальных условиях растворили в 500 мл воды. Определить pH раствора.

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 ($C_m(\text{NaOH}) = 0.2$ 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:



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:



44. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:

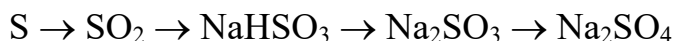


45. Исходя из хлорида натрия, получить хлор и гипохлорит натрия

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:
 $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ}$
65. Осуществить ряд превращений:
66. $\text{Br}_2 \rightarrow \text{NaBrO} \rightarrow \text{NaBrO}_3 \rightarrow \text{NaBrO}_4$
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.

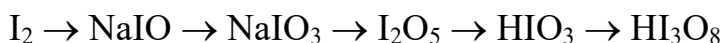
73. В воде объемом 500 мл растворен аммиак объемом 5.6 л при нормальных условиях. Определить рН раствора.

74. Отношение элементов подгруппы серы к кислотам и щелочам.

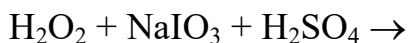
75. Определить рН 0.1 М раствора сероводородной кислоты, учитывая ее диссоциацию по первой ступени.

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 рН раствора, полученного при прибавлении к 200 мл 0.1 н раствора соляной кислоты раствора объемом 10 мл ($\rho_{p-ра} = 1.07$ г/мл) с массовой долей гидроксида натрия 6%.

5. Диссоциация комплексных соединений. $K_{нест.}$, $K_{уст.}$.

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:

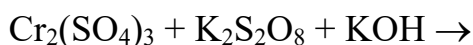


8. Образуется ли осадок иодида серебра, если к 0.2 М раствору $Na_3[Ag(I_2O_3)_2]$ прилить равный объем 0.2 М раствора иодида калия?

9. Описание строения комплексных соединений по МВС.

10. Свойства простых и сложных веществ элементов подгруппы скандия.

11. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



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:
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{CrCl}_2$.
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:
 $\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow$

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:

$$\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{FeO}_4.$$
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 комплексобразователя
37. Отношение элементов подгруппы хрома к кислотам и щелочам.
38. Осуществить ряд превращений:

$$\text{MnCl}_2 \leftrightarrow \text{MnO}_2 \leftrightarrow \text{KMnO}_4 \leftrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4.$$
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:

$$\text{UH}_3 \rightarrow \text{UCl}_4.$$
41. Соединения хрома в степени окисления +3. Получение и свойства.
42. Качественно сравните гидролизуемость солей:
 ScCl_3 и LaCl_3 ; $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$ и ScCl_3 .
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:

$$\text{K}_2\text{NpO}_4 + \text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow$$
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:

$$\text{Sm} \rightarrow \text{SmCl}_3 \rightarrow \text{SmCl}_2 \rightarrow \text{SmCl}_3 \rightarrow \text{Sm}.$$
51. 3. Определить тип гибридизации АО комплексобразователя 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:

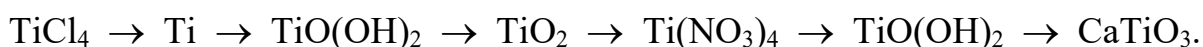


55. Будет ли выпадать осадок сульфида меди, если к 0.01 М раствору $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ объемом 200 мл добавить 0.1 М раствор сульфида калия объемом 300 мл?

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.

Примеры экзаменационных билетов:

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

ООП 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 1 учебного года

Реализующая кафедра Общей, неорганической и элементоорганической

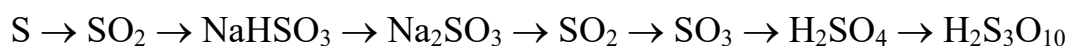
химии

Экзаменационный билет № 1

1. Гидролиз солей по катиону. Количественная характеристика.

2. Водород. Распространенность в природе. Промышленные и лабораторные способы получения. Химические свойства

3. Осуществить ряд превращений:



4. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:



5. 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 образования

«Дальневосточный федеральный университет»

Школа естественных наук

ООП 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очная

Семестр 2 _____ учебного года

Реализующая кафедра Общей, неорганической и элементоорганической

химии

Экзаменационный билет № 1

1. Диссоциация комплексных соединений. $K_{\text{нест.}}$, $K_{\text{уст.}}$.
2. Платиновые металлы. Строение атома, характерные степени окисления, координационные числа. Отношение простых веществ к кислотам и щелочам. Свойства оксидов и гидроксидов. _____
3. Уравнять с использованием ионно-электронных схем:
 $\underline{\text{KMnO}_4 + \text{SmCl}_2 + \text{HCl}}$
4. Образуются 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?

Заведующая кафедрой

А.А.Капустина

М.П. (школы)

**Критерии выставления оценки студенту на экзамене по дисциплине
«Неорганическая химия»**

Оценка «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.

Оценка «Хорошо»

1, 2, 3, 4 – аналогично отметке «Отлично».

5. Допущены 2-3 несущественные ошибки, исправленные по требованию преподавателя, наблюдалась «шероховатость» в изложении материала.

Оценка «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.

Оценка «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.

Текущая аттестация студентов по дисциплине «Неорганическая химия» проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной. Текущая аттестация проводится в форме контрольных мероприятий УО-1, УО-2. ПР-1, ПР-2, ПР-6 (опроса, коллоквиума, контрольных работ, тест-контроля, проверки отчета по лабораторным работам) по оцениванию фактических результатов обучения студентов и осуществляется преподавателем. Объектами оценивания выступают:

- учебная дисциплина (подготовленность к занятиям, активность на занятиях, посещаемость всех видов занятий по дисциплине);
- степень усвоения теоретических знаний;
- уровень овладения практическими умениями и навыками;
- результаты самостоятельной работы.

Вопросы для подготовки к лабораторным работам (собеседование)

№ 1. Тема: Методы очистки веществ

Цель: Подготовится 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 $25^{\circ}C$, если при этой температуре для насыщения воды массой 25 г требуется соль массой 8.75 г.

8. Для перекристаллизации нитрат калия был растворен в воде массой 200 г при $80^{\circ}C$ до получения насыщенного раствора, который был затем охлажден до $0^{\circ}C$. Какую массовую долю составят при этом неизбежные потери и выход чистой соли? $K(KNO_3)$ при $80^{\circ}C$ - 169 г, а при $0^{\circ}C$ - 13.3 г.

9. При охлаждении насыщенного при $100^{\circ}C$ раствора $NaNO_3$ до $20^{\circ}C$ 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 KNO_3 при 35 и $75^{\circ}C$ 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) $Pb(NO_3)_2$ при 60 и $10^{\circ}C$ соответственно равен 90 и 46 г;

б) NH_4Cl при $50^{\circ}C$ – 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 $10^{\circ}C$, если на его приготовление была затрачена вода объемом 200 мл?

12. В насыщенном при $90^{\circ}C$ растворе $K_2Cr_2O_7$ массовая доля соли составляет 45.2%. Какова растворимость $K_2Cr_2O_7$ при этой температуре, выраженная величиной коэффициента растворимости?

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

14. Для получения насыщенного при $75^{\circ}C$ раствора $NaNO_3$ была взята вода объемом 500 мл. Полученный раствор охлажден до $10^{\circ}C$. 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.

№ 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.

№ 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.

№ 4. Тема: Химический эквивалент

Цель: Подготовится к лабораторной работе, научится 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 $0.238 \text{ Дж/г}\cdot\text{град.}$, 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?

№ 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 $\text{кг/м}^3 \cdot \text{час}$; б) в $\text{г/л}\cdot\text{сек}$; в) в $\text{моль/л}\cdot\text{мин}$.

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?

№ 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: $[\text{Cl}_2] = 0.6$ моль/л; $[\text{CO}] = 0.3$ моль/л; $[\text{COCl}_2] = 5$ моль/л. Вычислите константу равновесия. Во сколько раз уменьшилось давление в равновесной системе по отношению к первоначальному?

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

№ 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°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 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ 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.

№ 8. Тема: Общие свойства растворов

Цель: Подготовится 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 .

№ 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% ($\rho_{\text{р-ра}} = 1 \text{ г/мл}$). $K_{\text{HCN}} = 7.2 \cdot 10^{-10}$.

№ 10. Тема: рН 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 (рН) 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.

№ 11. Тема: Гидролиз солей

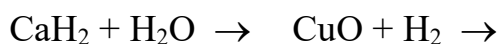
Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

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.

№ 12. Тема: Водород

Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться 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?

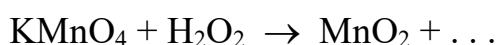
8. На восстановление оксида металла массой 1.8 г потребовался водород объемом 833 мл при нормальных условиях. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

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.

№ 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?

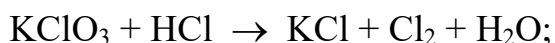
10. Объясните, почему при взаимодействии концентрированной серной кислоты с хлоридом натрия получается чистый хлороводород, а с бромидом и иодидом калия галогенводороды загрязнены свободными галогенами и сернистым газом? Напишите соответствующие уравнения реакций.

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: $\text{NaOCl} + \text{NaOI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaIO}_3 + \text{HCl}$. Уравняйте реакцию, используя ионно-электронную схему.

13. Как изменяется устойчивость в ряду кислот HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄? 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.

№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 KClO₃; б) 25 г перманганата калия KMnO₄?

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.

№ 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?

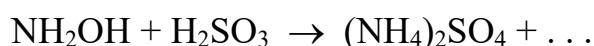
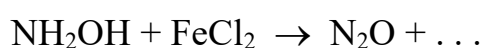
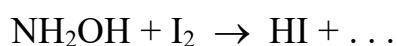
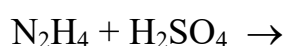
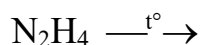
№ 16. Тема: Азот, соединения азота

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 рН 0.1 М раствора нитрита натрия.

№ 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?

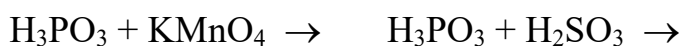
4. Напишите уравнения реакций взаимодействия фосфора с азотной кислотой, раствором гидроксида натрия.

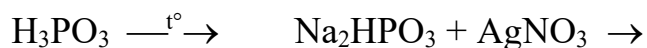
5. Какое строение имеет ион фосфония? В каких условиях могут быть получены соли фосфония? Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида фосфония с водой.

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?

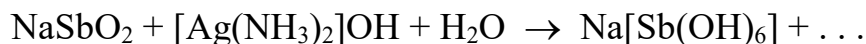
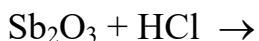
№ 18. Тема: Сурьма и висмут

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.

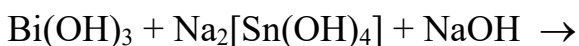
3. Допишите уравнения реакций:

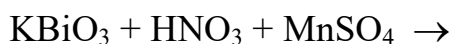


4. Какие вещества образуются при действии воды на хлорид и нитрат висмута? Как готовятся растворы хлорида и нитрата висмута?

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

6. Напишите уравнения реакций:





№ 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

№ 21. Тема: Кремний, соединения кремния

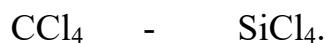
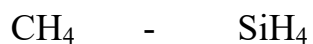
Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

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

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

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.

№ 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.

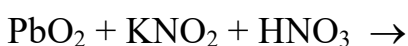
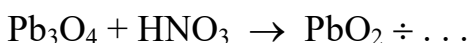
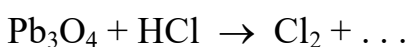
5. Напишите уравнения реакций:



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?

№ 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?

№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?

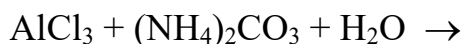
2. Охарактеризуйте с помощью уравнений реакций отношение алюминия к воде, кислотам, щелочам.

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 гидролизует сильнее и почему?

6. Напишите уравнения реакций:



№ 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:
 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:

$$\text{UO}_2\text{C}_2\text{O}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow$$

$$\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Zn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \rightarrow$$
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?

№ 26. Тема: Элементы IV (Б)

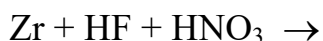
Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы

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 .

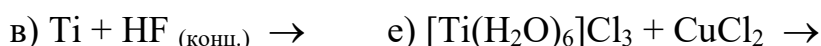
4. Соединения титана в низших степенях окисления. Получение и свойства.

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:



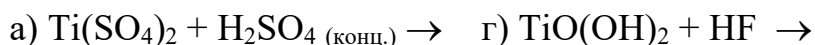
7. Составить уравнения следующих реакций:

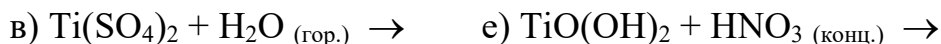
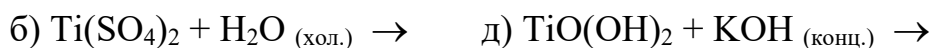


8. Может ли катион титана(III) взаимодействовать с катионом железа(III), дихромат-ионом и хлорат-ионом? Составить уравнения реакций.

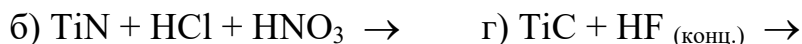
9. Составить координационные формулы трех гидратных изомеров состава $TiCl_3 \cdot 6H_2O$. Предложить химический метод идентификации лигандов, входящих в состав внутренней сферы изомерных комплексных соединений.

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 HCl + HNO₃ и HF + HNO₃. 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?

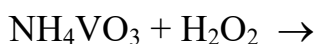
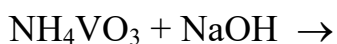
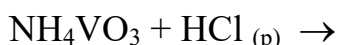
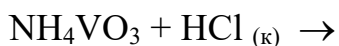
15. В кристаллической решетке ZrOCl₂·8H₂O обнаружены комплексные ионы [Zr₄(H₂O)₁₆(OH)₈]⁸⁺. Изобразить геометрическое строение такого катиона, зная, что атомы циркония(IV) образуют квадрат и связаны попарно двумя мостиковыми гидроксолигандами.

№ 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:



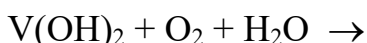
3. Написать уравнения реакций, соответствующих изменению окраски:



↓

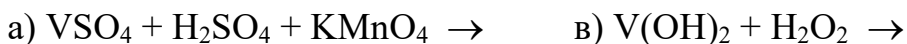
красная

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 гексааквананадия(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 ?

№ 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: $\text{CrO} \text{ — } \text{Cr}_2\text{O}_3 \text{ — } \text{CrO}_3$. 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 смесь 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.

№ 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%?

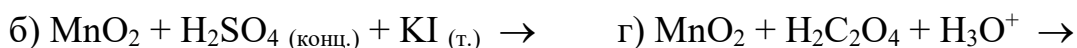
5. Какой объем раствора с массовой долей аммиака 25% ($\rho_{\text{р-ра}} = 0.91$ г/мл) необходимо добавить к 100 мл 0.1 н раствора сульфита марганца(II), чтобы выпал осадок?

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:



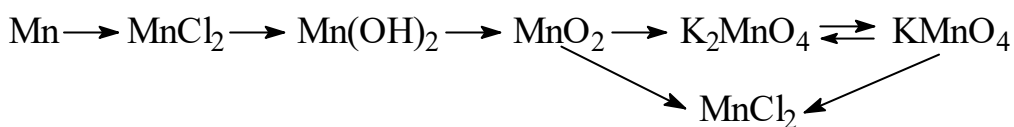
10. С позиций метода валентных связей и теории кристаллического поля рассмотреть геометрическое и электронное строение ионов MnO_4^- , MnO_4^{2-} , MnO_4^{3-} . Указать окраску этих ионов. Обладают ли они магнитным моментом?

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:



№ 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; 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 $\text{M} = \text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}$ и о возможности их самопроизвольного окисления кислородом воздуха.

7. Изменение устойчивости и кислотно-основных свойств оксидов в ряду $\text{Fe}_2\text{O}_3 - \text{Co}_2\text{O}_3 - \text{Ni}_2\text{O}_3$.

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

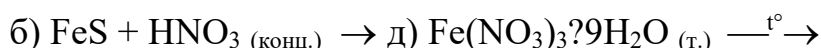
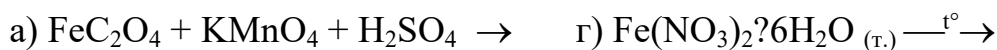
9. Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерность оксида и гидроксида железа(III).

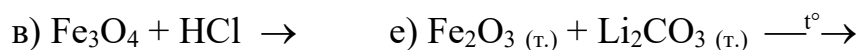
10. Не проводя расчеты, указать, какова среда 0.1 М растворов перхлоратов железа(II), кобальта(II), никеля(II). Для какого из растворов значение pH будет выше? Написать уравнения реакций.

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:



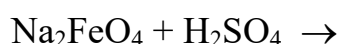
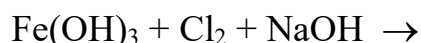
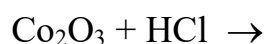
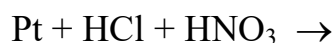


14. В двух пробирках имеется приготовленный заранее раствор сульфата железа(II). В первую пробирку добавляют три капли раствора тиоцианата аммония, а во вторую - сначала избыток хлорной воды, а затем три капли раствора тиоцианата аммония. Указать, какую окраску принимают оба конечных раствора. Объяснить,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

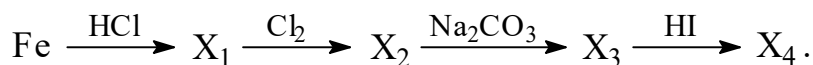
15. Написать уравнения реакций, протекающих на железном катоде и никелевом аноде при электролизе раствора сульфата никеля(II). С какой целью железные изделия покрывают никелем?

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.

№ 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.

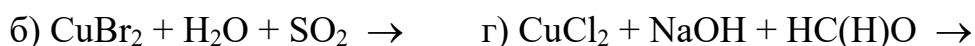
5. Написать уравнение реакции взаимодействия оксида меди(III) с соляной кислотой.

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

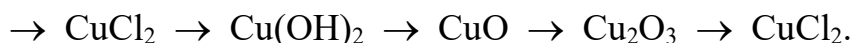
7. Какие из металлов I Б группы и в каких условиях реагируют: а) с кислородом; б) с галогенами; в) с серой. Написать уравнения реакций.

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:

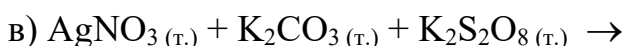
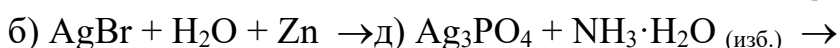
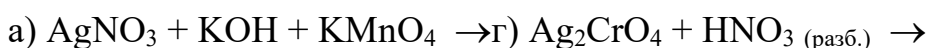


10. Осуществить ряд превращений:



11. Иодид меди(II), так же, как и цианид меди(II), нельзя получить из водного раствора, вместо них образуются соли меди(I). Написать уравнения реакций.

12. Составить уравнения реакций:



13. Используя теорию кристаллического поля, объяснить, почему комплексный ион $[\text{CuCl}_2]^-$ в водном растворе бесцветный, а $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_4]^{2-}$ окрашен в зеленый цвет.

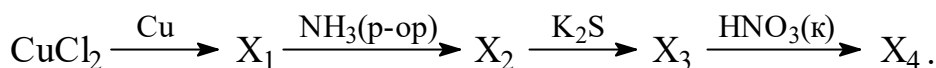
14. В растворе массой 250 г содержались нитраты меди(II) и серебра(I) общей массой 6.4 г. Раствор подвергли электролизу (инертный анод) до полного выделения из него металлов, масса которых составила 2.67 г. Определить массовые доли нитратов в исходных растворах.

15. Сплав меди с алюминием массой 4.2 г обработали раствором щелочи. Остаток растворили в разбавленной азотной кислоте,

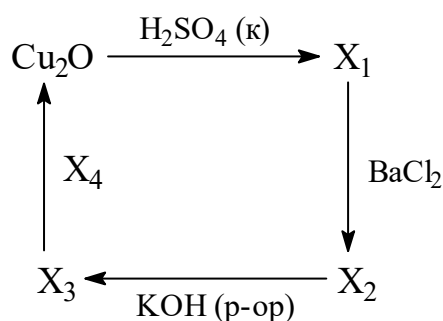
образовавшуюся при этом смесь выделили и прокалили. Масса остатка после прокаливания 0.8 г. Определить объем израсходованного раствора с массовой долей гидроксида натрия 40% ($\rho = 1.22$ г/мл) и содержание металлов в сплаве.

16. Предложить способ выделения меди и железа в виде индивидуальных веществ из минерала халькопирита CuFeS_2 .

17. Составить уравнения реакций:



18. Составить уравнения реакций:



№ 32. Тема: Элементы подгруппы цинка

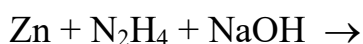
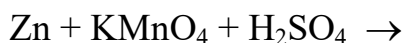
Цель: Подготовиться к лабораторной работе, научиться делать расчеты по теме работы, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций

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:

- собрать капельки ртути медной пластинкой, смоченной азотной кислотой;
- засыпать порошкообразной серой;
- залить раствором хлорида железа(III);
- обработать раствором перманганата калия;
- засыпать содой;
- 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 Zn(II), Cd(II) и Hg(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.

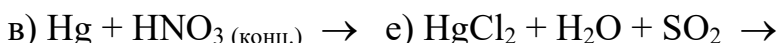
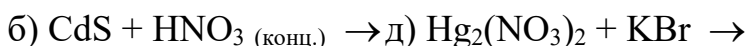
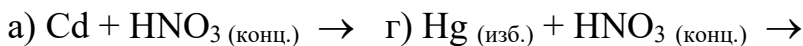
7. К водному раствору, содержащему катионы тетрааквацинка(II), добавляют по каплям избыточное количество раствора щелочи. Какие видимые изменения будут наблюдаться в этой системе? Написать уравнения реакций.

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

Вопросы для подготовки к коллоквиумам

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.

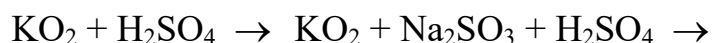
5. Почему щелочные металлы не применяются для восстановления менее активных металлов из водных растворов их солей?

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 диода. 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.

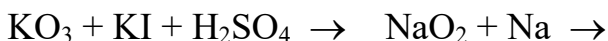
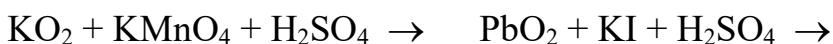
5. При взаимодействии сплава рубидия с другим щелочным металлом массой 4.6 г с водой образуется водород объемом 2.24 л (при н.у.). Какой щелочной металл был взят?

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: $[BeF_4]^{2-}$; $[Be(H_2O)_4]^{2+}$; $[Mg(NH_3)_6]^{2+}$; $[Mg(H_2O)_6]^{2+}$.

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 , $Ca(HSO_4)_2$, $[Be(H_2O)_4]SO_4$, 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 $BeCl_2 + 2LiH \rightarrow BeH_2 + 2LiCl$?

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: $Be(OH)_2$ и $Mg(OH)_2$; $BeCO_3$ 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.

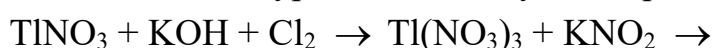
Напишите уравнения реакций.

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 Ga(OH)₃-Tl(OH)₃. В чем проявляются амфотерные свойства гидроксидов этого ряда?

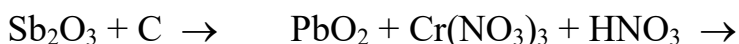
14. Закончите уравнения реакций:



Элементы IV группы главной подгруппы

Вариант 1

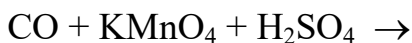
1. Уравняйте реакции:



2. Закончите уравнение реакции, используемое для получения СО 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 Na₂SiO₃.

6. Как отделить SnS от SnS₂? Напишите уравнение реакции.

7. Напишите уравнения последовательных реакций, с помощью которых можно превратить GeO₂ 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):

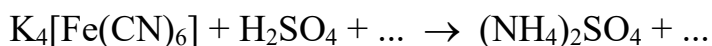


Вариант 2

1. Уравняйте реакции:



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



3. Закончите уравнение реакции:



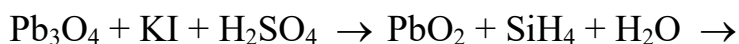
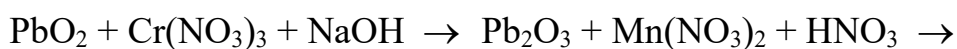
4. Напишите уравнение реакции, используемой в промышленном производстве цианидов: взаимодействие аммиака с накаливаемой смесью угля и поташа.

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 CO от примесей CO₂, O₂ и H₂O?

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 p-элементы подгруппы азота - твердые кристаллические вещества?

2. Почему молекула азота состоит из двух атомов N₂, а молекула фосфора и мышьяка - из четырех: P₄, As₄?

3. В нагретый насыщенный раствор сульфата аммония добавляют по каплям насыщенный раствор нитрита натрия. Выделившийся газ освобождают от следов NH₃, NO и O₂, последовательно пропуская через растворы H₂SO₄, FeSO₄, а затем над раскаленной медью. Напишите уравнения реакций. Рассчитайте, какой объем азота (н.у.) может быть получен из 10 г смеси (NH₄)₂SO₄ и NaNO₂, 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?

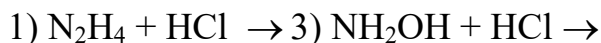
5. Напишите уравнения реакций получения и гидролиза соединений следующих элементов с азотом: 1) K, Ca, Al; 2) Si, Cl, S, В.

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

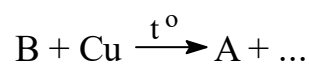
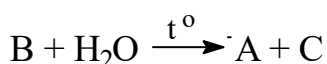
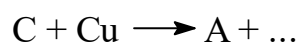
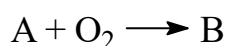
1. Напишите уравнение реакции взаимодействия серы с концентрированной азотной кислотой.

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.

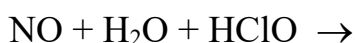
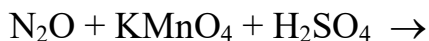
6. Какую массу меди можно перевести в раствор при действии раствора объемом 60 мл с массовой долей HNO_3 33% (плотность раствора 1.2 г/мл)? Какой объем оксида азота(II) выделится при 20°C и 101.3 кПа?

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)?

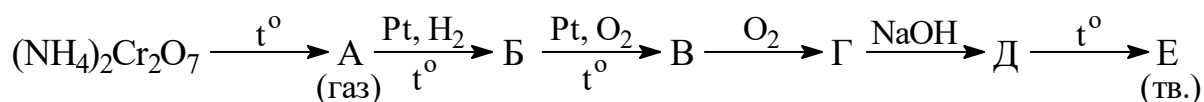
5. Какую массу иода и какой объем раствора с массовой долей HNO₃ 36% (плотность раствора 1.22 г/мл) следует взять для получения 0.1 М раствора HIO₃ объемом 1 л? Какой объем оксида азота(IV) при 20°C и 101.3 кПа образуется?

6. Какой объем 0.05 М раствора KMnO₄ потребуется для окисления в сернокислом растворе 0.1 М раствора KNO₂ объемом 25 мл?

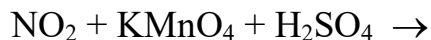
7. Какие продукты получают при прокаливании нитратов: калия, свинца, ртути? Напишите уравнения реакций.

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 фосфорноватистой кислоты потребовалось 4.44 г едкого натра. На основании этих данных напишите структурную формулу фосфорноватистой 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 pH 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 Ca₃(PO₄)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:

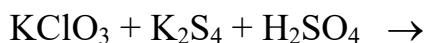


4. Охарактеризуйте отношение селена к кислотам и щелочам. Уравняйте реакции с использованием ионно-электронных схем.

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:



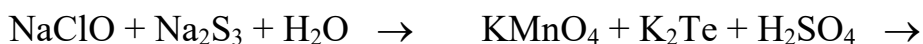
→

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

5. В 1 л воды растворяется при $20^\circ C$ 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 $20^\circ C$ и 101.3 кПа оксида серы(IV) можно получить при обработке пирита массой 1 г, содержащего 5% примесей?

3. При $20^\circ C$ 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 ($C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 2 \text{ моль/л}$) для превращения его: а) в гидросульфит; б) в сульфит.

4. Получение и свойства хлористого сульфурила.

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 тетраионовую 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:



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, KMnO₄ 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

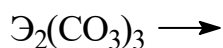
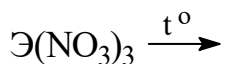
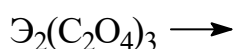
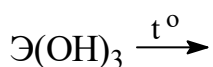
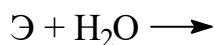
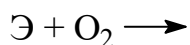
Вариант 1

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?

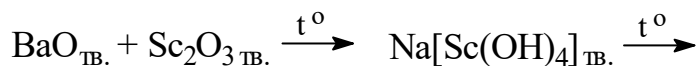
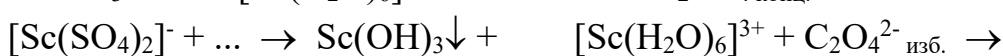
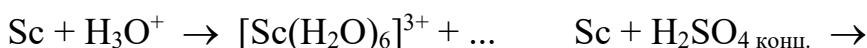
3. Охарактеризуйте отношение элементов подгруппы скандия к кислотам и щелочам.

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

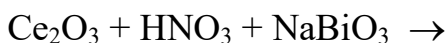
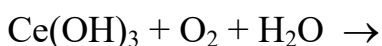


5. Сравните гидролизуемость солей: ScCl_3 и LaCl_3 ; ScCl_3 и $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$; $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ и $\text{Na}_3[\text{Sc}(\text{OH})_6]$.

6. Составьте уравнения следующих реакций:



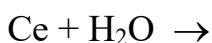
7. Закончите уравнения реакций:



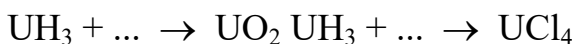
8. Как изменяется сила оснований в ряду $\text{Ce}(\text{OH})_3$ — $\text{Lu}(\text{OH})_3$?

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

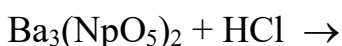
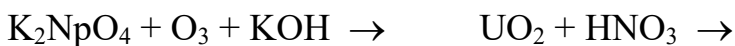
10. Закончите уравнения реакций:



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.

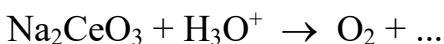
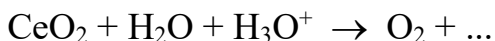
2. Какая форма соединений, катионная или анионная, более характерна для скандия и его аналогов?

3. Охарактеризуйте отношение лантаноидов к кислотам и щелочам.

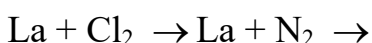
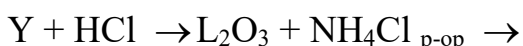
4. Учитывая характер изменения кислотно-основных свойств в ряду d-элементов III группы, указать, какие из них способны образовывать гидроксокомплексы.

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

6. Составьте уравнения следующих реакций:



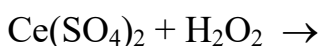
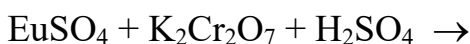
7. Закончите уравнения реакций:



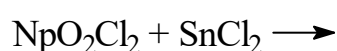
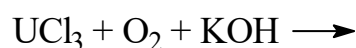
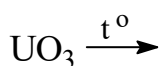
8. Напишите уравнения реакций взаимодействия $\text{CeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ с кислотами и щелочами.

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.

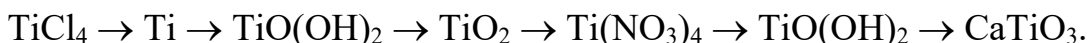
4. Объясните механизм действия смеси концентрированной азотной и плавиковой кислот на металлические цирконий и гафний.

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 гидроксоаквакатиона титана(IV) и его пероксопроизводных.

Вариант 2

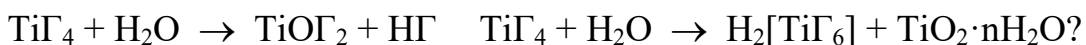
1. Укажите характерные степени окисления и координационные числа элементов IVB подгруппы.

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+} , $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{4+}$, TiO^{2+} , $[\text{Ti}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{TiCl}_6]^{2-}$ или полимерных соединения, содержащих в цепи титаноксано-вые связи, наиболее вероятно в водном растворе тетрахлорида 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:

Э	r_a , нм	I, эВ	Валентность
V	0.136	6.74	(II, III), IV, V
Nb	0.147	6.88	(I, II, III, IV), V
Ta	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 $\text{H}_2\text{V}_{10}\text{O}_{28}^{4-}$ 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 $\text{V}_{10}\text{O}_{28}^{6-}$, 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?

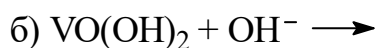
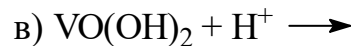
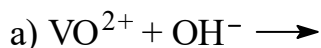
2. Составьте уравнения реакций, протекающих при переводе ниобия и тантала в раствор смесью концентрированных азотной и фтороводородной кислот. Смесью еще каких кислот можно использовать для растворения указанных металлов?

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
$t_{\text{пл.}}^{\circ}, ^{\circ}\text{C}$	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:
$$\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \quad \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{KNO}_3 \rightarrow$$
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 ?

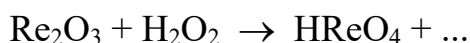
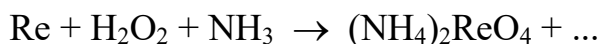
9. Через порции щелочного раствора манганата калия, помещенные в отдельные сосуды, пропускают газообразные диоксид углерода, хлор, сероводород, аммиак, диоксид серы, озон, бромоводород, арсин, ацетилен. С какими из перечисленных веществ протекают реакции?

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?

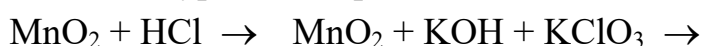
2. Приведите способы получения всех оксидов марганца. Как изменяются кислотно-основные свойства в этом ряду?

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.

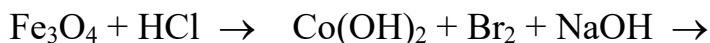
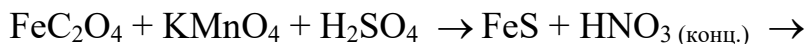
4. Как изменяются химические свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля в степени окисления +2?

5. Сделайте вывод о возможности самопроизвольного окисления на воздухе гидроксидов $M(OH)_2$ для железа, кобальта, никеля на основании значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов пар $M(OH)_3/M(OH)_2$.

6. В трех пробирках находятся 0.1 м растворы $FeSO_4$, $Co(NO_3)_2$, $NiCl_2$. 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.

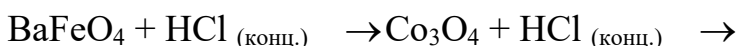
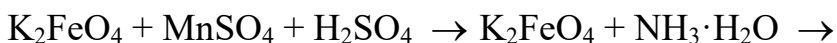
4. Как изменяются восстановительные свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля в степени окисления +2?

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 метгидроксида 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 гидролизуемость солей FeCl₂ и FeCl₃; FeCl₃ и NaFeO₂; NaFeO₂ и Na₂FeO₄.

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?

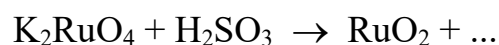
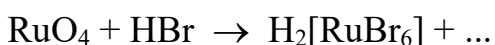
18. Напишите уравнения реакций, протекающих при:

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

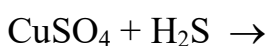
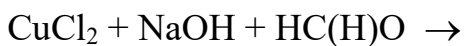
1. Как объяснить способность элементов подгруппы меди проявлять степень окисления выше +1?

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 AgNO_3 . 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 $[\text{CuCl}_2]^-$ в водном растворе бесцветен, а $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_4]^{2-}$ окрашен в зеленый цвет.

10. Закончите уравнения реакций:



Вариант 2

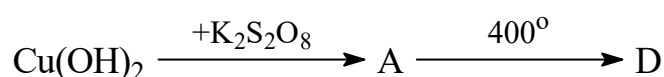
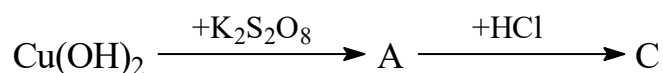
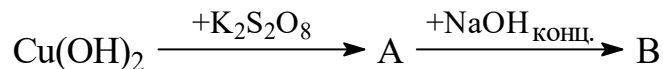
1. Характерные степени окисления и координационные числа элементов подгруппы меди.

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.

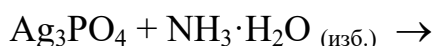
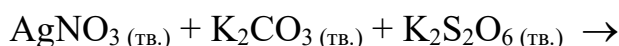
5. Осуществите ряд превращений, охарактеризуйте полученные вещества:



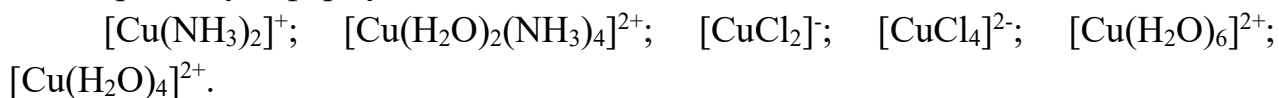
6. Предложите пригодные в лабораторных условиях методики получения оксида меди(II) и оксида меди(I) из медного купороса.

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: $\text{Zn}(\text{OH})_2$ или $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$? Почему?

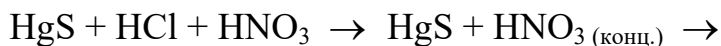
11. Что произойдет при введении металлического цинка в раствор, содержащий ионы $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$?

12. Напишите уравнения реакций, происходящих при добавлении к раствору, содержащему ионы $[\text{HgS}_2]^{2-}$ 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 $HgCl_2$, $Hg(CN)_2$ и некоторых других солей ртути(II)?

8. Привести примеры соединений ртути(I), которые распадаются по схеме $Hg_2X_2 \rightarrow HgX_2 + Hg$.

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, $Zn(NO_3)_2$, $Cd(NO_3)_2$ и $Hg(NO_3)_2$. Предложите способ идентификации этих веществ, если в вашем распоряжении имеется только вода.

15. Составьте уравнения реакций:



Примеры тестовых заданий для текущей проверки

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 Be²⁺→Mg²⁺—Ca²⁺—Sr²⁺—Ba²⁺ ГИДРОЛИЗ

- 1) усиливается
- 2) не изменяется
- 3) уменьшается

6. (50%)В РЯДУ ClO₄⁻→SO₄²⁻→PO₄³⁻→SiO₄⁴⁻ 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) Na₃PO₄

9. (50%)В КИСЛОЙ СРЕДЕ БУДЕТ ПОДАВЛЯТЬСЯ ГИДРОЛИЗ РАСТВОРА СОЛИ

- 1) K₂SO₄
- 2) CrCl₃
- 3) Na₃PO₄

10. (50%)В ЩЕЛОЧНОЙ СРЕДЕ БУДЕТ ПОДАВЛЯТЬСЯ ГИДРОЛИЗ СОЛИ

- 1) KCl
- 2) Na₃PO₄
- 3) ZnCl₂

11. (50%)ГИДРОЛИЗ НЕОБРАТИМ ДЛЯ СОЛИ

- 1) FeCl₃

- 2) K_2CO_3
3) $Fe_2(CO_3)_3$
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 рН 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 $Na[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$
- 1) +2
2) +3
3) +4
3. (90%) САМЫЙ УСТОЙЧИВЫЙ КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН
- 1) $[Ag(NH_3)_2]^+$, $K_H = 6.8 \cdot 10^{-8}$
2) $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$, $K_H = 3.5 \cdot 10^{-14}$
3) $[Ag(CN)_2]^-$, $K_H = 1.4 \cdot 10^{-20}$
4. (80%) ИЗБЫТОК АММИАКА В РАСТВОРЕ, СОДЕРЖАЩЕМ КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН $[Ag(NH_3)_2]^+$
- 1) не смещает равновесие диссоциации иона
2) смещает равновесие вправо
3) смещает равновесие влево
5. (75%) К ВНУТРИКОМПЛЕКСНЫМ СОЕДИНЕНИЯМ ОТНОСИТСЯ
- 1) $[Pt(En)_2]Cl_2$
2) $[Pt(NH_2CH_2COO)_2]$
3) $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$
6. (70%) КОМПЛЕКСНЫЙ ИОН $[Ni(CN)_4]^{2-}$ 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-КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЯ 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-КОМПЛЕКСООБРАЗОВАТЕЛЯ В ВЫСОКОСПИНОВЫХ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНАХ С КООРДИНАЦИОННЫМ ЧИСЛОМ 4
- 1) sp^3
 - 2) dsp^2
 - 3) d^2sp^3
10. (70%)СОЕДИНЕНИЕ $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ПРОЯВЛЯЕТ ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ПО СРАВНЕНИЮ С $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 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 ПЕРМАНГАНАТОМ 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%) ПРИ 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 РАСТВОРИТЬСЯ

- 1) только металлы
- 2) только неметаллы
- 3) металлы и неметаллы

11. ФОРМУЛА ТРИСЕРНОЙ КИСЛОТЫ

- 1) $H_2S_3O_6$
- 2) $H_2S_3O_{10}$

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:

Тема «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 $[BF_4]^-$.
5. Каково пространственное расположение относительно центрального атома sp , sp^2 и sp^3 гибридных орбиталей?
6. В каких фторидах связь $\Delta-F$ 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 $O_2^{2-} - O_2^- - O_2 - O_2^+$. Ответ мотивируйте, исходя из метода МО.
5. Объясните способность соединений NO и NO_2 образовывать димерные молекулы.
6. Руководствуясь разностью электроотрицательностей связи $\Delta-O$, 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 $[BF_4]^-$.
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 № 6.

1. Ионная связь. Основные свойства.
2. Донорно-акцепторная связь. Показать образование $[BF_4]^-$, используя донорно-акцепторную связь.
3. Рассмотреть с позиции ММО возможность образования молекул BN , NO , N_2 .
4. Определить тип гибридизации и форму молекул BF_3 , C_2H_2 , C_2H_4 .
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 »

Вариант № 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: K_2S или Al_2S_3 .
3. Рассчитать pH 0.1 М раствора гидрокарбоната натрия .
4. Написать уравнения гидролиза солей: $Cr_2(SO_4)_3$, $ZnSO_4$, $Bi(NO_3)_3$.
5. 1.764 г вещества растворены в 100 мл раствора. Осмотическое давление раствора равно $2.38 \cdot 10^5$ Па при $20^\circ C$. Определить относительную молекулярную массу вещества.
6. Рассчитать α 0.1 М раствора CH_3COOH .

Вариант № 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: $CuSO_4$, Na_2SiO_3 , $AlCl_3$.
4. Какая из солей полнее гидролизуется: NH_4Cl или NH_4CN ? Объяснить.
5. В 300 мл раствора содержится 10 г уксусной кислоты. Рассчитать pH раствора.
6. Определить давление насыщенного пара при $65^\circ C$ для раствора, содержащего 34.8 г сахара в 90 г воды.

Вариант № 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 $17^\circ C$ 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?

Вариант № 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 $-1.83^\circ C$. 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?

Вариант № 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 степень).
6. Как изменяется способность к гидролизу по катиону в ряду: Be^{2+} — Mg^{2+} — Ca^{2+} — Sr^{2+} — Ba^{2+} ?

Вариант № 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).

Вариант № 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 .

Вариант № 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 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Вариант № 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%?

Вариант №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 рН раствора после добавления к 300 мл 0.3 н раствора КОН 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 рН по первой ступени в 0.5 М растворе хлорида меди.
6. Определить $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе, рН которого равен 6.2.

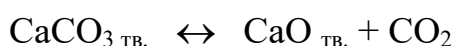
Вариант №11

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 рН 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 рН 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 $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, чтобы скорость реакции увеличилась в 50 раз?
2. При температуре $550^\circ C$ 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 $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$, протекающей в закрытом сосуде, если увеличить давление в 4 раза?
2. Определить K_p и степень диссоциации фосгена равновесной системы $COCl \leftrightarrow CO + Cl_2$, 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 $CO_2 + C \leftrightarrow 2CO$ возросла в 3 раза?
2. Определить равновесные мольные доли паров нафталина, антрацена и бензола при $400^\circ K$, если K_p реакции $2C_{10}H_8 \leftrightarrow C_{14}H_{10} + C_6H_6$ 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:



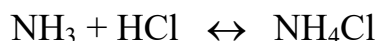
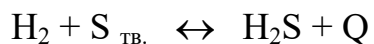
Вариант № 5.

1. Во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры от 200° до $500^\circ C$, 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°K . 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?

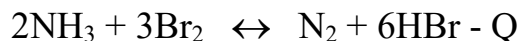
Вариант № 7.

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:



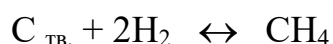
Вариант № 8.

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



Критерий оценки

I. Устный ответ

100-85 баллов - если ответ показывает прочные знания основных процессов изучаемой предметной области, отличается глубиной и полнотой раскрытия темы; владение терминологическим аппаратом; умение объяснять сущность, явлений, процессов, событий, делать выводы и обобщения, давать аргументированные ответы, приводить примеры; свободное владение монологической речью, логичность и последовательность ответа; умение приводить примеры современных проблем изучаемой области.

85-76 баллов - ответ, обнаруживающий прочные знания основных процессов изучаемой предметной области, отличается глубиной и полнотой раскрытия темы; владение терминологическим аппаратом; умение объяснять сущность, явлений, процессов, событий, делать выводы и обобщения, давать аргументированные ответы, приводить примеры; свободное владение монологической речью, логичность и последовательность ответа. Однако допускается одна - две неточности в ответе.

75-61 балл - оценивается ответ, свидетельствующий в основном о знании процессов изучаемой предметной области, отличающийся недостаточной глубиной и полнотой раскрытия темы; знанием основных вопросов теории; слабо сформированными навыками анализа явлений, процессов, недостаточным умением давать аргументированные ответы и приводить примеры; недостаточно свободным владением монологической речью, логичностью и последовательностью ответа. Допускается несколько ошибок в содержании ответа; неумение привести пример развития ситуации, провести связь с другими аспектами изучаемой области.

60-50 баллов - ответ, обнаруживающий незнание процессов изучаемой предметной области, отличающийся неглубоким раскрытием темы; незнанием основных вопросов теории, несформированными навыками анализа явлений, процессов; неумением давать аргументированные ответы, слабым владением монологической речью, отсутствием логичности и последовательности. Допускаются серьезные ошибки в содержании ответа; незнание современной проблематики изучаемой области.

II. Оценка письменных работ

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

Тест оценивается по следующим критериям:

- **Оценка «отлично»** ставится за 90-100 % правильных ответов.
- **Оценка «хорошо»** ставится за 80-89,9 % правильных ответов
- **Оценка «удовлетворительно»** ставится за 70-79,9 % правильных ответов.
- **Оценка «неудовлетворительно»** ставится при наличии менее 70 % правильных ответов или при отказе обучающегося пройти тестовый контроль.