

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

ХИМИКО-БИОЛОГИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Кафедра химии

СОГЛАСОВАНА

УТВЕРЖДАЮ

Руководитель образовательной программы

И.о. декана химико-биологического

_____ профессор Саламов А.М.

факультета _____ Кодзоева Б.А.

« 22 » _____ апреля _____ 2026 г.

« 29 » _____ апреля _____ 2026 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.06 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки

04.05.01. Фундаментальная и прикладная химия

Направленность (профиль)

«Органическая химия»

Квалификация выпускника

Химик.Преподаватель химии

Форма обучения

Очная

**МАГАС
2026**

1. ЦЕЛИ ИЗУЧЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

- изучение студентами основных понятий и законов химии;
- освоение основного материала по строению атомов, химической связи и закономерностям, связанным с периодическим законом и периодической системой элементов Д. И. Менделеева;
- изучение основ химической термодинамики и кинетики химических процессов;
- получение глубоких знаний по теории растворов и теории электрохимических процессов;
- изучение способов получения химических элементов и их соединений; рассмотрение основных процессов, связанных с химическими превращениями элементов и их соединений в конкретных ситуациях;
- выяснение возможных областей применения химических элементов и их соединений;
 - изучение студентами основ общей и неорганической химии с целью применения их при изучении последующих химических дисциплин (аналитической химии, физической и коллоидной химии, химии окружающей среды, химии специальных веществ) и практической деятельности;
 - формирование у студентов специального типа химического мышления;
- осознание роли химии в процессе охраны окружающей среды.

Формируемые дисциплиной знания и умения готовят выпускника данной образовательной программы к выполнению следующих обобщенных трудовых функций (трудовых функций):

Таблица 1.1.

Код и наименование профессионального стандарта	Обобщенные трудовые функции			Трудовые функции		
	Код	Наименование	Уровень квалификации	Наименование	Код	Уровень (подуровень) квалификации
01.001 Педагог (педагогическая деятельность в дошкольном, начальном общем, основном общем, среднем общем образовании) (воспитатель, учитель)	В	Педагогическая деятельность по проектированию и реализации основных общеобразовательных программ	5-6	Педагогическая деятельность по реализации программ основного и среднего общего образования	В/03.6	6

26.003 «Специалист по проектированию изделий из наноструктурированных композиционных материалов»	A	Управление стадиями работ по проектированию изделий из наноструктурированных композиционных материалов	7	Проектирование особо сложных изделий из наноструктурированных композиционных материалов	C/03.7	7
40.011 «Специалист по научно-исследовательским и опытно-конструкторским работам»	B	Проведение научно-исследовательских и опытно-конструкторских разработок при исследовании самостоятельных тем	6	Проведение патентных исследований и определение характеристик продукции (услуг)	B/01.6	6
				Проведение работ по обработке и анализу научно-технической информации и результатов исследований	B/02.6	6
				Руководство группой работников при исследовании самостоятельных тем	B/06.6	6
26.013 «Специалист по контролю качества биотехнологического производства препаратов для растениеводства»	A	Контроль качества химической и биотехнологической продукции на всех этапах производственного процесса	6	Контроль качества сырья и материалов в организации по производству биопрепаратов для растениеводства	A/01.6	6

2. МЕСТО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к обязательной части дисциплин Блока 1; изучается в 1,2 семестрах.

Таблица 2.1.

Связь дисциплины «Неорганическая химия» с параллельными дисциплинами и сроки их изучения

Код дисциплины	Дисциплины, параллельные дисциплине «Неорганическая химия»	Семестр
Б1.О.10	Математика	1,2
Б1.О.11	Физика	1,2
Б1.В.17	Информатика	1,2
Б1.В.08	Элементарный курс химии	1

Таблица 2.2.

Связь дисциплины «Неорганическая химия» с последующими дисциплинами и сроки их изучения

Код дисциплины	Дисциплины, следующие за дисциплиной «Неорганическая химия»	Семестр
Б1.О.15	Аналитическая химия	3,4
Б1.О.07	Органическая химия	5,6
Б1.О.08	Физическая химия	5,6
Б1.В.18	Высокомолекулярные соединения	7
Б1.В.19	Строение вещества	5
Б1.О.16	Физические методы исследования	8
Б1.О.13	Химические основы биологических процессов	6
Б1.О.09	Коллоидная химия	7

В результате освоения дисциплины студент должен

знать:

- Принципы классификации и номенклатуру неорганических соединений;
- Основные типы химических связей;
- Основы современной теории строения атома;
- Теорию комплексных соединений;
- Основы энергетики и кинетики химических процессов;
- Теорию растворов неэлектролитов и электролитов;
- Основы электролитических процессов;
- Характеристику отдельных групп s-, p-, d- и f- элементов на основе строения их атомов;

- Способы получения основных соединений химических элементов, их свойства и области применения;
- Основные принципы проведения конкретных химических экспериментов и обработку полученных результатов;

уметь:

- Находить связь между строением вещества и его химическими возможностями;
- Решать любые химические задачи, опираясь на теоретический материал основ химии;
- Проводить простейшие расчёты по окислительно-восстановительным реакциям, энергетическим и кинетическим процессам, теории растворов;
- Работать в лаборатории с использованием простейшего лабораторного оборудования;
- Составлять химические реакции любых химических процессов и выполнять на их основе необходимые расчеты.

владеть:

- Методикой проведения химического эксперимента в лабораторных условиях;
- Умением правильного объяснения результатов эксперимента, если даже результат отрицательный;
- Методами оказания первой помощи при несчастных случаях в химической лаборатории

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ.

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО по данному направлению:

Таблица 3.1.

Код компетенции	Наименование компетенции	Индикатор достижения компетенции	В результате освоения дисциплины обучающийся должен:
Универсальные компетенции (УК) и индикаторы их достижения			
УК-1	Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий	УК-1.1. Анализирует проблемную ситуацию как систему, выявляя ее составляющие и связи между ними	Знать: свои личностные особенности и ресурсы Уметь: адекватно оценивать свои способности и возможности с соответствием конкретной ситуации Владеть: навыками самодиагностики личностных коммуникативных способностей в деловом взаимодействии

		УК-1.2. Критически оценивает надежность источников информации, работает с противоречивой информацией из разных источников	Знать: способы совершенствования своей деятельности с учетом своих личностных, деловых, коммуникативных качеств Уметь: определять приоритеты личностного и профессионального роста Владеть: приемами целеполагания и планирования своей профессиональной деятельности
		УК-1.3. Разрабатывает и содержательно аргументирует стратегию решения проблемной ситуации на основе системного и междисциплинарного подходов	Знать: возможные варианты решения типичных задач Уметь: использовать инструменты непрерывного самообразования Владеть: методиками саморазвития и самообразования
Общепрофессиональные (ОПК) компетенции и индикаторы их достижения			
ОПК-1	Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	ОПК-1.1. Проводит критический анализ результатов собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ	Знать: стандартные методы получения, идентификации и исследования свойств веществ и материалов, правила обработки и оформления результатов работы, правила ТБ Уметь: проводить простые химические опыты по предлагаемым методикам Владеть: базовыми навыками проведения химического эксперимента и оформления его результатов
		ОПК-1.2. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ в избранной области химии или смежных наук	Знать: методы получения, идентификации исследования веществ (материалов), стандартные обработки результатов эксперимента Уметь: проводить многостадийный синтез, выбирать методы диагностики веществ и материалов, проводить стандартные измерения, обрабатывать результаты эксперимента Владеть: навыками проведения эксперимента и методами обработки его результатов

ОПК-2	Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности	ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности ОПК-2.2. Использует существующие и разрабатывает новые методики получения и характеристики веществ и материалов для решения задач профессиональной деятельности ОПК-2.3. Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием современного научного оборудования	Знать: основы техники безопасности в химической лаборатории Уметь: правильно с точки зрения техники безопасности обращаться со стеклянной химической посудой и реактивами Владеть: основами безопасного проведения химического эксперимента
Профессиональные (ПК) компетенции и индикаторы их достижения			
ПК-1	Способен выбирать и использовать технические средства и методы испытаний для решения исследовательских задач химической промышленности, поставленных специалистом более высокой квалификации	ПК-1.1 Проводит экспериментальные и (или) расчетно-теоретические исследования в рамках предложенного плана ПК-1.2. Систематизирует информацию, полученную в ходе собственных исследований, анализирует ее и сопоставляет с литературными данными	Знать: - стандартные приемы выполнения простейших аналитических опытов; - типы функциональных материалов в химической технологии: катализаторы, адсорбенты, электроды, мембраны, сенсоры и др. - фундаментальные критерии эффективности использования сырья и энергоресурсов в ХТС, основные направления повышения эффективности использования сырьевых и энергетических ресурсов Уметь: - применять типовые приемы анализа веществ и материалов; - пользоваться стандартным оборудованием химической лаборатории при решении учебных задач курса аналитической химии; - систематизировать материалы по составу, свойствам и функциональному назначению; - оценить весь промышленный объект как большую химико-технологическую систему

			ческую систему и грамотно описать ее иерархическую структуру; - использовать теоретические представления для обоснования выбора того или иного метода анализа; - грамотно анализировать полученные результаты, сопоставлять с имеющимися в литературе; - оценить научную новизну, практическую значимость и достоверность результатов научных исследований. Владеть: - стандартными инструментальными методами исследования органических веществ и материалов; - навыками формулировки научной новизны, практической значимости и достоверности результатов собственных научных исследований.
--	--	--	--

4. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Таблица 4.1.

Объем дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Всего часов	1 семестр	2 семестр
Общая трудоемкость дисциплины	360	180	180
Аудиторные занятия	190	70	120
Лекции	96	36	60
Лабораторные занятия	94	34	60
Самостоятельная работа студентов (СРС)	116	83	33
Контроль	54	27	27

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО ТЕМАМ (РАЗДЕЛАМ) С УКАЗАНИЕМ ОТВЕДЕННОГО НА НИХ КОЛИЧЕСТВА АКАДЕМИЧЕСКИХ ИЛИ АСТРОНОМИЧЕСКИХ ЧАСОВ И ВИДОВ УЧЕБНЫХ ЗАНЯТИЙ

5.1. Структура дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 10 зачетных единиц, 360 часов

Таблица 5.1.

№№ п/п	Наименование раздела (темы)	семес		Виды учебной работы			Формы текущего контроля успеваемости
				Л	ЛЗ	СР	
	Раздел 1. Общая химия						
1.	Основные понятия химии. Стехиометрические законы.	1		2	2	5	Собеседование, тестовый контроль, отчет по лабораторной работе. Контрольная работа 1
2.	Строение атома.	1		4	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 2
3.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева.	1		4	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 2
4.	Химическая связь.	1		6	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 3
5.	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	1		4	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 4
6.	Энергетика и направленность химических процессов.	1		4	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 4
7.	Растворы. Теория электролитической диссоциации.	1		6	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 4
8.	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы.	1		4	4	10	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 5
9.	Комплексные соединения.	1		2	4	8	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 5
	Итого за 1-й семестр:			36	34	83	
	Раздел 2. Неорганическая химия (химия элементов и их соединений)						
10.	Основные закономерности в изменении свойств р- элементов.	2		6	6	2	Собеседование, тестовый контроль.
11.	Элементы VIIA, VIA, VA групп.	2		8	8	4	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 6
12.	Элементы IVA, IIIA групп.	2		6	6	4	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 7
13.	Основные закономерности в изменении свойств s- элементов.	2		6	6	2	Собеседование, тестовый контроль.

14.	Основные закономерности в изменении свойств d- элементов.	2		6	6	4	Собеседование, тестовый контроль.
15.	Элементы IIIB, IVB, VB группы.	2		8	8	4	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 8
16.	Элементы VIB, VIIB группы.	2		6	6	4	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 9
17.	Элементы VIIIB группы	2		6	6	4	Собеседование, тестовый контроль. Контрольная работа 10
18.	Элементы IB, IIB группы	2		8	8	5	Собеседование, тестовый контроль.
	Итого за 2-й семестр			60	60	33	Экзамен 1, 2 семестры
	Итого за год:			96	94	116	

Условные обозначения:

Л – лекционные занятия; ЛЗ – лабораторные занятия; СР – самостоятельная работа

5.2. Содержание дисциплины «Неорганическая химия»

1. Введение

Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Теория и эксперимент в химии. Различные уровни химической теории. Информационные системы. Система приоритетов в развитии химии. Основные проблемы современной неорганической химии. Русская номенклатура неорганических соединений (кислород, окисел, гидроокись, вода, щелочь, перекись водорода, серноокислый, хлористый и т.д.). Международная номенклатура. Химия и экология.

Основные понятия и законы химии. Атомная единица массы. Атомная и молекулярная массы. Моль. Молярная масса. Валентность. Степень окисления. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Определения химического эквивалента элемента, кислоты, гидроксида, соли, оксида. Окислительно-восстановительные эквиваленты. Закон стехиометрии. Закон эквивалентов.

Способы выражения концентрации растворов.

2. Строение атома. Развитие представлений о строении атома. Квантово-механическая модель.

Атом – как сложная система. Сложная структура ядра. Протоны и нейтроны. Протонно-нейтронная теория строения ядра.

Двойственная природа электрона. Масса и заряд электронов. Волновые свойства электронов. Соотношение неопределенности Гейзенберга. Понятие орбитали. Волновая функция и волновое уравнение Шредингера. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции.

Квантовые числа. Структура электронных оболочек. Квантовые уровни, квантовые подуровни, s-, p-, d-, f- атомные орбитали. Правило Клечковского. Реальные расположения уровней и подуровней в атоме.

Основные принципы распределения электронов в атоме: принцип наименьшей энергии, принцип Паули и правило Гунда.

Изображение электронной структуры атома при помощи электронных формул и

квантовых ячеек. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов.

3. Химическая связь

Понятие химической связи. Кривые изменения энергии при образовании связи. Природа химической связи. Количественные характеристики связи. Тип связи. Валентные и межмолекулярные связи.

Ковалентная связь. Два метода объяснения ковалентной связи. Основные положения метода валентных связей (ВС). Полярность связи. Неполарные и полярные молекулы. Дипольный момент и характеристики степени полярности связи. Типы гибридизаций атомных орбиталей, направленность химической связи, геометрическая конфигурация молекул. σ - и π -связи. Одинарные, двойные и тройные связи. Ненасыщаемость связи. Энергия связи.

Основные положения метода молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие молекулярные орбитали; σ - и π -молекулярные орбитали. Схемы молекулярных орбиталей двухатомных гомоядерных, гетероядерных и многоатомных молекул. Порядок связи. Магнитные свойства молекул. Сравнение методов ВС и ММО.

Ионная связь. Критерий образования ионной связи. Ненасыщаемость связи. Кристаллическое состояние ионных соединений. Ненаправленность связи. Энергия связи.

Межмолекулярные связи. Водородная связь.

Влияние водородной связи на свойства веществ. Донорно-акцепторная связь. Донор, акцептор. Случаи появления внутримолекулярной, водородной и донорно-акцепторной связи.

Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие.

4. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.

Менделеева

Поиски основы классификации химических элементов до открытия периодического закона.

Три этапа работы Д.И. Менделеева в области систематики химических элементов. Формулировка периодического закона. Создание периодической системы элементов. Логические выводы из периодического закона и периодической системы элементов.

Современная формулировка периодического закона. Структура современной периодической системы элементов. Короткопериодный и длиннопериодный варианты периодической системы. Период. Группа. Деление группы на подгруппы. Типические элементы, полные аналоги.

s-, p-, d-, f-элементы. Внутренняя и вторичная периодичность.

Закономерности изменения основных характеристик атомов по периодам и группам. Радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность: изменения этих характеристик по периодам и группам. Закономерности изменения валентности, окислительно-восстановительных свойств элементов и свойств однотипных соединений.

Валентные электроны и многообразие валентных состояний атомов s-, p-, d-, f-элементов.

Способы предсказания свойств элементов и их соединений на основе периодического закона и периодической системы элементов.

Закон Мозли. Подтверждение правильности периодической системы элементов. Предсказание существования новых элементов.

5. Строение комплексных соединений

Координационная теория Вернера как первая удачная попытка теоретического объяснения строения комплексных соединений (КС). Основные положения координационной теории: центральный атом и лиганды, внешняя и внутренняя сфера, координационное число, ядро комплекса, его заряд, главная и побочная валентности

Дентатность лигандов. Успешное предсказание А.Вернером числа изомеров актаэдрических комплексов кобальта (3).

Природа химической связи в КС. Сочетание электростатического и ковалентного взаимодействия центрального атома (или иона) с лигандами. Понятие о кислотах и основаниях Льюиса.

Вернеровская и современная номенклатура КС.

Строение КС с позиций МВС. Низкоспиновые и высоко спиновые комплексы. Гибридизация орбиталей центрального атома при образовании октаэдрических, тетраэдрических и квадратного комплекса. Спин спаренные и спин свободные комплексы. Энергия расщепления и энергия спаривания. Изменение энергии стабилизации кристаллическим полем в ряду переходных элементов для октаэдрических и тетраэдрических комплексов, образованных лигандами сильного и слабого поля. Связь величин расщепления с окраской КС. Использование ТКП для объяснения магнитных свойств КС.

Спектрохимический ряд лигандов. Использование ТКП для описания строения нормальных и обращенных шпинелей. Понятие об эффекте Яна-Тейлора.

Представление о теории поля лигандов. Энергетические диаграммы для гексаамминкобальта (3) и гексафторокобальтата (3). σ - и π - донорно-акцепторные связи. Величина расщепления в теории поля лигандов. Несвязывающие орбитали. Возможность π - дативного взаимодействия d-электронов центрального атома со свободными (разрыхляющими) орбиталями лиганда. Сравнение возможностей метода валентных связей, теории кристаллического поля и теории поля лигандов в описании строения КС.

КС с неорганическими и органическими полидентитными лигандами. КС элементов-металлов с аминокислотами на примере этилендиаминтетра-ацетата (комплексоната) кальция. Хелаты. Правило циклов Чугаева.

Кластеры (на примере низших галогенидов молибдена) и многоядерные комплексы (на примере карбонилы переходных элементов), комплексы (на примере ферроцена) соединения включения (клатраты). Супра-молекулярные соединения.

Константа устойчивости - важнейшая характеристика КС. Зависимость константы устойчивости от величины заряда и радиуса центрального иона, его электронной конфигурации (на примере гексаамминкобальта (2) и гексаамминкобальта (3), а также гексацианоферрита (2) и гексацианоферрата (3). Предоставление о кинетически лабильных и инертных комплексах. Геометрическая и оптическая изомерия инертных комплексов. Эффект трансвлияния Черняева.

Роль КС в природе (ферменты, хлорофилл, гемоглобин, комплексные соединения микроэлементов в питании растений, лекарства и яды). Использование КС в технологии, сельском хозяйстве и медицине (разделение и очистка смесей неорганических соединений, борьба с хлорозом растений, противоопухолевое действие комплексов платины и других элементов). Летучие КС и их роль в неорганическом синтезе (тонкие пленки, гетероструктуры).

6. Начала химической термодинамики

Химические процессы на микро - и макроуровнях. Важнейшие признаки химических превращений. Понятие о химических превращения в необычных условиях: плазмохимия, звуко- и механохимия, криохимия, лазерная химия.

Основные понятия химической термодинамики: система, параметры состояния, работа, энергия, теплота.

Внутренняя энергия, и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Термохимические циклы. Теплоемкость. Температурная зависимость теплоемкости и энтальпии. Уравнение Кирхгофа. Энергия химической связи. Понятие об использовании химических

и фазовых превращений в неорганических системах для регенерирования, хранения транспортировки энергии. Водородная энергетика.

Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерий самопроизвольного протекания процессов. Химический потенциал, зависимость химического потенциала от концентрации, давления реагентов. Условие химического равновесия. Изотерма химической реакции.

Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Использование значений стандартной энтальпии и энтропии для расчета констант равновесия химических реакций. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

7. Кинетика и механизм химических реакций

Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости, ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации (действительная и кажущаяся). Понятие о теории активных соударений, активированном комплексе в теории абсолютных скоростей реакции. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Цепные (Н.Н.Семенов) и колебательные (Б.П.Белоусов, А.М.Жаботинский) реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Аутокатализ. Кинетический вывод закона действующих масс. Формальная кинетика, кинетические уравнения для односторонних реакций I и II порядка.

Ингибиторы и ингибирование. Особенности кинетики газожидких, жидкофазных и твердофазных реакций. Механизмы реакций с участием органических соединений.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние равновесия и принцип микроскопической обратимости реакции. Кинетический и термодинамический подходы к описанию химического равновесия.

Константа химического равновесия и различные способы ее выражения. Связь константы химического равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса.

Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле Шателье.

Влияние среды на протекание химических реакций. Особенности газожидких, жидкофазных, твердофазных реакций. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении направления процесса.

8. Растворы

Растворы жидкие (водные и неводные), твердые и газообразные. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля. Влияние на растворимость энергии структуры кристаллического вещества и энергии сольватации. Растворы насыщенные, ненасыщенные и, концентрированные и разбавленные. Зависимость растворимости от температуры. Растворы идеальные и реальные.

Раствор как фаза переменного состава. Понятие о фазовых диаграммах, компонентах, фазах, степенях свободы. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем на примере диаграммы состояний воды. Основные типы фазовых диаграмм двухкомпонентных систем: системы с неограниченной растворимостью, эвтектические системы, системы, включающие конгруэнтно и инконгруэнтно плавящиеся химические соединения. Триангуляция сложных систем.

Понятие о коллоидных растворах.

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Давление пара бинарных растворов. Законы Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия как методы

определения молярных масс. Осмос и осмотическое давление в неорганических и биологических системах. Законы Рауля и Вант Гоффа для растворов не электролитов и электролитов. Изотонический коэффициент.

Процесс замерзания воды и водных растворов. Криогидрат и криогидратная точка. Выветривание кристаллогидратов солей. Расплавление обезвоженных солей во влажной атмосфере.

Электролитическая диссоциация (С.Аррениус). Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

Вода как важнейший растворитель. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Гидролиз и сольволиз солей. Константа равновесия реакции гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза.

Произведение растворимости плохо растворимых сильных электролитов. Условия осаждения и растворения осадков.

Основные положения протолитической теории Бренстеда-Лоури. Сопряженные кислоты и основания. Константа протолитического равновесия как характеристика силы кислоты и основания.

9. Электрохимические свойства растворов

Сопряженные окислительно-восстановительные пары. Понятие о двойном электрическом слое. Электроды, гальваническая ячейка. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжений. Определение направления окислительно-восстановительных реакций. Уравнение Нернста. Диаграммы Латимера. Понятие о диаграммах окислительных состояний (диаграммы «вольт-эквивалент - степень окисления»). Зависимость электродного потенциала от pH среды. Электролиз, электрохимические источники энергии, коррозия как электрохимический процесс.

10. Свойства химических элементов

Химические свойства конкретного элемента или группы элементов предлагается обсуждать по единому плану.

1. Положение в периодической системе, распространенность и формы нахождения в природе. Специфика элемента и его соединений.

2. Электронная оболочка атома, потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, характерные степени окисления.

3. Простые вещества: формы существования и физические свойства, характер и энергия связи, фазовые превращения, реакционная способность.

4. Взаимодействие с элементами, рассмотренными ранее: условия протекания реакций, их термодинамические и кинетические характеристики, продукты. Электронное строение и пространственная структура получаемых соединений, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, реакционная способность.

5. Взаимодействие простых веществ и соединений с водой и их состояние в водных растворах. Характерные кислотно-основные и окислительно-восстановительные превращения в растворах.

6. Комплексные соединения.

Водород

Водород в природе. Изотопы водорода. Валентные возможности атома и характерные степени окисления. Молекула H_2 . Получение водорода. Физические и химические свойства простого вещества. Растворение водорода в металлах. Атомарный водород, его получение и реакционная способность. Ковалентные соединения водорода. Ионы H^+ и H^- , их взаимодействие с водой. Водородная связь, причины ее образования, способ описания.

Кислород

1. Положение в периодической системе. Кислород в природе. Изотопы кислорода. Валентные возможности атома и характерные степени окисления. Молекула O_2 . Парамагнетизм кислорода. Получение кислорода. Физические и химические свойства простого вещества. Аллотропия кислорода, озон. Озон в атмосфере.

2. Взаимодействие кислорода с водородом. Механизм реакции водорода с кислородом. Соединения кислорода с водородом, гидроксил, вода, пероксид водорода. Термическое и фотохимическое разложение воды. Получение и свойства пероксида водорода. H_2O_2 как окислитель и как восстановитель. Применение пероксида водорода.

3. Состояния кислорода в его соединениях. Оксиды и их классификация. Пероксиды и пероксидная группировка. Ионы O^{2-} , O_2^- , O_3^- . Супероксиды, озониды, их взаимодействие с водой.

11. Особенности химии элементов - неметаллов

Элементы VII-A группы (галогены)

1. Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Валентные возможности атомов и характерные степени окисления. Простые вещества, характеристики молекул NaI_2 .

2. Соединения с водородом. Энергетические характеристики, характер связи и электронное строение молекул $HNaI$. Методы получения и физические свойства, галогеноводородов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства, реакционная способность. Галогенидные ионы и их состояние в водных растворах. Галогениды металлов.

3. Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов: строение молекул, характер и энергия связи. Термодинамические характеристики образования. Получение и химические свойства оксидов. Устойчивость оксидов. Особенности соединений фтора и йода с кислородом. Реакции оксокислот. Особенности хлорной и йодной кислот.

4. Соединения галогенов друг с другом. Интергалогениды. Формы существования и строение молекул. Трехцентровые электронноизбыточные связи в молекулах интергалогенидов. Химические свойства и методы получения. Взаимодействие с водой.

5. Окислительно-восстановительные реакции галогенов и их соединений в водных растворах. Взаимодействие простых веществ с водой, кислыми и щелочными растворами. Окислительно-восстановительные свойства соединений.

Элементы VI- группы (халькогены)

1. Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Валентные возможности атомов и характерные степени окисления. Простые вещества, цепочечные структуры, характеристики молекул X_2 .

2. Соединения с водородом. Энергетические характеристики, характер связи и строение молекул H_2X . Сульфаты. Методы получения и основные химические свойства халькогеноводородов. Халькогенидные ионы и их состояние в водных растворах. Халькогениды металлов.

3. Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов: строение молекул, характер связи, энергетика. Получение и химические свойства оксидов XO_2 и XO_3 . Кислоты H_2XO_3 и H_2XO_4 : строение молекул, химические свойства, методы получения. Особенности селеновой и теллуровой кислот. Оксикислоты серы: причины их многообразия, классификация, строение и химические свойства.

4. Галогениды. Формы существования и строение молекул. Методы получения и химические свойства. Взаимодействие галогенидов с водой. Оксогалогениды.

5. Окислительно-восстановительные реакции халькогенов и их соединений в водных растворах. Взаимодействие простых веществ с водой, кислыми и щелочными растворами. Окислительно-восстановительные свойства соединений.

Элементы V-A группы

1. Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, аллотропия. Особенности азота.

2. Соединения с водородом. Характер связи, энергетические характеристики и строение молекул XH_3 . Методы получения и основные свойства соединений XH_3 . Соли аммония и фосфония. Аммиакаты. Амиды, имида, нитриды. Фосфида. Соединения X_2H_4 , их строение и свойства. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота и азида.

3. Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов. Оксиды азота. Формы существования, строение и энергетика молекул. Методы получения оксидов азота. Оксокислоты азота - азотноватистая, азотистая и азотная кислоты, их строение, свойства и методы получения, нитриты и нитраты. Термическое разложение нитратов. Оксиды фосфора и других элементов группы, , их получение, строение и свойства. Особенности взаимодействия оксидов фосфора с водой. Оксокислоты фосфора и его аналогов. Строение и свойства кислот фосфора.

4. Галогенида. Общая характеристика, формы и строение молекул. Галогенида азота. Три- и пентагалогенида фосфора и его аналогов. Методы получения и химические свойства. Взаимодействие с водой. Взаимодействие галогенидов с оксидами. Оксогалогенида.

5. Сульфиды. Формы и строение молекул. Получение и химические свойства. Тиокислоты.

6. Комплексные соединения. Галогенокомплексы.

7. Элементарноорганические соединения

8. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Взаимодействие простых веществ с водой, кислыми и щелочными растворами. Восстановление нитратного иона в различных средах. Окислительные и восстановительные свойства соединений фосфора и его аналогов.

Элементы IV-A группы

1. Общая характеристика группы. Особенности строения электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, аллотропия.

2. Неорганическая химия углерода. Алмаз, графит, карбиды, фуллерены. Соединения графита. Метан и углеводороды. Карбиды металлов. Оксиды углерода, энергетика, строение молекул и свойства. Оксокислоты углерода. Карбонаты. Галогенида и оксогалогенида углерода. Сероуглерод и другие соединения с серой. Соединения с азотом: циан, дициан, синильная кислота. Циановая и изоциановая кислоты. Тиоциановая кислота. Органические соединения.

3. Соединения элементов подгруппы кремния с водородом. Характер связи, энергетика и строение молекул XH_4 . Методы получения и химические свойства. Силицида. Кремний органические соединения.

4. Оксиды и гидроксопроизводные. Общая характеристика оксидов кремния. Кварц и его модификация. Изменение свойства оксидов XO и XO_2 в ряду $\text{Si} - \text{Pb}$. Кремниевые кислоты и силикаты. Оксо- и гидроксоионы аналогов кремния. Соли олова и свинца, их растворимость и гидролиз.

5. Галогенида. Общая характеристика, форма и строение молекул. Ди- и тетрагалогенида, их устойчивость, методы получения и химические свойства. Тиокислоты германия и олова.

6. Халькогенида. Формы и строение. Получение и химические свойства. Тиокислоты германия и олова.

7. Соединения азота с фосфором.

8. Комплексные соединения. Гексафторкремниевая кислота. Молекулярные комплексы (аддукты) тетрафторида кремния. Галогеноамплексы кремния и его аналогов. Металлоорганические соединения германия, олова и свинца, их строение и свойства.

Потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, восстановительные свойства. Взаимодействие с водой.

9. Водородные соединения элементов I и II групп. Ионные гидриды. Роль щелочных и щелочноземельных металлов в стабилизации иона H⁻. Взаимодействие ионных гидридов с водой.

10. Оксиды щелочных металлов, формы, устойчивость, химические свойства оксидов. Пероксиды, супероксиды, озониды щелочных металлов. Оксиды и пероксиды щелочноземельных - металлов. Получение кислорода через пероксид бария.

11. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Щелочи. Особенности гидроксида бериллия. Диагональное сходство Be и Al.

12. Соли щелочных металлов, их растворимость. Гидратация ионов щелочных металлов. Понятие об отрицательной гидратации.

13. Причины отсутствия однозарядных ионов элементов группы в водном растворе. Соли щелочноземельных металлов, их растворимость и гидролиз.

Химия благородных газов.

1. Особенности строения электронных оболочек атомов, и валентные возможности.

2. Фториды ксенона, пути их получения и химические свойства. Природа химических связей в соединениях благородных газов. Гипервалентные связи.

3. Взаимодействие фторидов ксенона с водой и щелочами. Оксофториды, оксиды и оксокислоты ксенона.

4. Химические соединения других благородных газов.

12. Особенности химии элементов-металлов (химия переходных элементов)

Общая характеристика переходных элементов

1. Особенности строения атомов d- и f-элементов. Орбитальные радиусы, энергии ионизации, сродство к электрону. Многообразие степеней окисления. Отличия от элементов главных подгрупп. Высокие степени окисления и молекулярные соединения. Низкие степени окисления и соединения переменного состава. Металлическое состояние простых веществ.

2. Сходство и различия элементов первого, второго и третьего переходных рядов. Лантаноидное сжатие. Повышенное сходство элементов - электронных аналогов второго и третьего рядов.

3. Содержание в природе. Получение металлов из руд. Металлургия черных и цветных металлов. Методы очистки металлов: зонная плавка, йодидное рафинирование.

Скандий, титан, ванадий и их аналоги

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях.

2. Простые вещества: физические и химические свойства. Применение.

3. Важнейшие бинарные химические соединения: гидриды, оксиды, галогениды, халькогениды. Кластерные соединения.

4. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Аква- и оксокатионы, оксо- и гидроксоанионы. Ванадий (IV) и его производные. Комплексные соединения.

Подгруппа хрома

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Наиболее характерные степени окисления: Cr (III), Mo (VI), \УСУ1).

2. Простые вещества: физические и химические свойства. Причины тугоплавкости молибдена и вольфрама. Применение в специальных сплавах. Хромирование металлов.

3. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Зависимость свойств от степени окисления. Термическое диспропорционирование низших галогенидов. Кластерные соединения

4. Биядерные и полиядерные соединения. Хромовая кислота, хроматы и дихроматы. Изо- гетерополикислоты молбдена и вольфрама и их производные.

5. Комплексные соединения. Аква- и гидроксокомплексы. Многообразие комплексов хрома (III).

Подгруппа марганца

1. Общая характеристика элементов, строение атомов. Многообразие степеней окисления. Ядерный синтез технеция.

2. Простые вещества: физические и химические свойства. Применение.

3. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Кластерные соединения рения.

4. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Устойчивость катионов Mn в водных растворах. Марганцевая кислота. Окислительные свойства перманганатного иона. Устойчивость производных рения (VII).

5. Комплексные соединения.

Железо, кобальт, никель

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Понижения высших и характерных степеней окисления по сравнению с подгруппой марганца.

2. Простые вещества: физические и химические свойства. Роль железа и его сплавов в истории цивилизации. Современные применения металлов триады железа и сплавов на их основе.

3. Важнейшие бинарные химические соединения: Оксиды, галогениды, халькогениды.

4. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Гидролиз солей железа. Щелочные аккумуляторы.

5. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства комплексов Fe (II) и Co (II) и Co (III). Многообразие и устойчивость комплексов с электронной конфигурацией d^6 . Плоско-квадратные и октаэдрические комплексы никеля.

Платиновые металлы

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Процессы аффинажа.

2. Простые вещества. Причины высокой плотности и тугоплавкости. Химическая инертность. Перевод в раствор благородных металлов.

3. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Тетраоксиды осмия и рутения.

4. Комплексные соединения. Разнообразие комплексных соединений платиновых металлов и его причины. Плоско- квадратные комплексы платины (II) и октаэдрические комплексы платины (IV).

Медь, серебро, золото

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Специфика однозарядных ионов с конфигурацией (d^{10}).

2. Простые вещества: физические и химические свойства. Самородные металлы.

3. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды.

4. Химия водных растворов. Окислительно-восстановительные свойства Cu (I) и Cu (II), Au (I) и Au (III).

5. Комплексные соединения.

Подгруппа цинка

1. Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Особенности соединений ртути (I).

2. Простые вещества: физические и химические свойства. Уникальные свойства металлической ртути. Применение.

3. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды.

4. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Амфотерность цинка. Аква- катионы и гидроксоанионы.

Лантаноиды

1. Общая характеристика элементов. Особенности строения атомов, причины сходства элементов, возможные состояния окисления. Содержание в природе. Разделение элементов. Физические и химические свойства простых веществ.

2. Химические свойства соединений лантаноидов, оксиды и гидроксопроизводные. Галогениды и другие бинарные соединения. Химия водных растворов. Особенности церия и европия.

Актиноиды

1. Общая характеристика. Особенности строения атомов, сравнение с лантаноидами. Разнообразие состояний окисления. Содержание в природе. Радиоактивные семейства тория, урана и актиния. Ядерные реакции и синтез элементов. Трансамерициевые элементы. Важнейшие практические применения. Проблема разделения изотопов. Физические и химические свойства простых веществ.

2. Периодичность в изменении химических свойств, сходство с другими элементами, деление на подсемейства. Состояния соединений в водных растворах. Соединения урана, нептуния, плутония в высших степенях окисления. Комплексные соединения актиноидов.

3. Распределение микроколичеств радиоактивных изотопов в гетерогенных системах. Применение ионного обмена, экстракции и хроматографии к изучению состояния радиоактивных элементов в растворе. Применение радиоактивных изотопов в химических исследованиях. Химические процессы с участием «горячих» атомов. Радиолиз воды.

13. Методы исследования неорганических соединений

Неорганический синтез и химический анализ: препаративные методы изучения состава, строения и свойства веществ.

Принципы физико-химических методов исследования растворов неорганических соединений - оптическая и рентгеновская спектроскопия, криоскопия, эбулиоскопия, рН-метрия, потенциометрия, ЯМР-спектроскопия (узких линий), калориметрия. Кинетические методы исследования.

Понятия о физико-химических методах исследования твердого вещества - рентгенофазовый и рентгеноструктурный анализ, нейтронография, магнетохимия, термохимические методы, термический анализ, спектроскопия – УФ-, ИК-, оптическая, ЯМР широких линий, ЯГР-спектроскопия, определение давления пара. Методы радиоактивных индикаторов.

Приемы физико-химического анализа (диаграммы состояний, их простейшие формы).

Компьютеризация исследований. Понятие о методах математического моделирования и планирования эксперимента.

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

При изучении теоретического курса на лекциях предусматривается заложение материала в виде презентации. Отдельные лекции излагаются по проблемной технологии.

На лекциях используются в качестве демонстрационного материала Периодическая система элементов Д. И. Менделеева и ряд других справочных таблиц.

При изучении свойств отдельных химических соединений и химических процессов предусматривается постановка лекционных демонстрационных опытов.

Некоторые разделы теоретического курса изучаются с использованием опережающей самостоятельной работы: студенты получают задания на ознакомление с

новым материалом до его изложения на лекциях.

Перед очередной лекцией, как правило, практикуются «летучки» по материалу предыдущей лекции. Это позволяет определить степень усвоения изложенного ранее материала. Для более основательной оценки усвояемости теоретического материала студентами используются тесты, а также традиционные письменные и устные контрольные мероприятия (коллоквиумы, контрольные работы).

При прохождении лабораторного практикума студентам предлагается работать в малых группах: учебная группа разбивается на несколько небольших групп – по 2-3 человека.

Каждая группа выполняет задание (лабораторные опыты) из лабораторного практикума по общей и неорганической химии. Процесс выполнения лабораторных опытов осуществляется на основе обмена мнениями и выбора оптимального пути решения.

На основании полученных данных по всем опытам каждый студент заполняет свой лабораторный журнал, где записывает результаты опытов, наблюдения, составляет уравнения реакций химических процессов, если нужно производит соответствующие расчеты и результаты представляет в виде графической зависимости.

На собеседовании с преподавателем студент представляет оформленный отчет по данной лабораторной работе и отвечает на вопросы преподавателя, связанные с методикой работы, результатами и выводами. По ряду работ предусматривается применение тестового метода «защиты».

Групповая работа в химической лаборатории стимулирует согласованное взаимодействие между студентами, отношения взаимной ответственности и сотрудничества. При формировании групп учитывается два признака: степень химической подготовленности студентов и характер межличностных отношений. В ряде случаев студентам самим предлагается разбиться на группы, состав которых впоследствии может корректироваться для повышения качества работы.

В лабораторном практикуме при выполнении отдельных опытов используется метод проблемного обучения: студент получает задание на химический процесс, методику которого он должен подобрать самостоятельно, исходя из имеющихся реактивов, обсудить ее с преподавателем и затем приступить к его выполнению.

7. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Лекционные занятия проводятся 1 раз неделю в объеме 2 часов 1 семестре и 3 часов во втором семестре. лабораторные занятия проводятся еженедельно в объеме 2 часов в неделю. 1-м семестре и 4 часов в неделю во 2-м семестре. После окончания изучения каждой темы студенты проходят тестирование, собеседование, выполняют контрольные работы.

7.1. Перечень-учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине:

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2002. – 743 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.:Интеграл-Пресс, 2002. – 727 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.:Химия, 2001.

4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.:ВШ, 2000. – 527 с.
5. Саламов А.Х., Китиева Л.И., Акталиева А.Г. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. Под ред. профессора Султыговой З.Х. – Магас, Пилигрим, 2008. – 71 с.

7.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины

Таблица 7.1

Содержание самостоятельной работы обучающихся

<i>Номер раздела (темы)</i>	<i>Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение</i>	<i>Кол-во часов</i>	<i>Формы работы</i>
1	Простые и сложные вещества. Распространенность элементов в земной коре и космосе. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси. Основные методы получения чистых веществ, ПДК. Классификация химических реагентов по степени	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль
	чистоты. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения. Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Интерметаллические соединения. Классификация сложных веществ по функциональным признакам.		
2	Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Ядерные реакции и превращения химических элементов. Искусственная радиоактивность. «Меченые» атомы и их применение.	8	Собеседование, тестовый контроль
3	Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым методом интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальные подтверждения теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами. Границы и эволюция периодической системы.	6	Собеседование, тестовый контроль

4	Водородная связь. Межмолекулярная и внутри-молекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства вещества. Роль водородной связи в биологических процессах. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь- индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.	6	Собеседование, тестовый контроль
5	Ионный и радикальный механизмы химических реакций. Свободные радикалы. Понятие о цепных реакциях. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, микрогетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный катализ, понятие об ингибиторах. Особенности ферментов как катализаторов. Использование катализаторов в промышленности. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль
6	Применение термодинамических функций для характеристики реакционной способности веществ и оценке возможности протекания химических реакций	6	Собеседование, тестовый контроль
7	Свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, молярная доля, молярность.	8	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль
8	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов. Молярные массы эквивалентов в окислительно-восстановительных реакциях.	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль

9	Классификация комплексных соединений: типичные комплексные соединения, хелаты, поли- ядерные комплексы, изо- и гетерополисоединения, аквакомплексы (кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов). Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Полигалогениды, полисульфиды, пероксидные соединения. Кластерные соединения, п- комплексы, комплексы «гость- хозяин», соединения включения, клатраты, цеолиты. Изомерия комплексных соединений: гидратная, координационная, геометрическая, изомерия положения (солевая изомерия), ионизационная, оптическая.	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль
10	Особенности электронной структуры атомов. Изменение структур простых веществ в зависимости от электронной конфигурации атомов. Изменение химической активности простых веществ. Водородные соединения, изменение их структуры, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от электронной конфигурации атомов. Зависимость устойчивости оксокислот и их солей от структуры. Сравнение силы оксокислот, окислительно-восстановительные свойства.	6	Собеседование, тестовый контроль
11	Фтор, хлор, бром, йод, астат. Межгалогенные соединения, их структура, устойчивость. Особенности структуры и свойства астата. Кислород, сера, селен, теллур, полоний. Полисульфиды, их структуры. Структура водородных соединений. Особые свойства воды. Кислородные соединения халькогенов. Изменения структуры оксидов с увеличением степени окисления.	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль

	Особые свойства серной кислоты. Олеум. Изменение основности кислот от серы к теллуру. Правила обращения с концентрированной кислотой. Различные способы получения этой кислоты, химизм процессов, лежащих в основе этих реакций. Азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Изменение окислительно-восстановительной активности простого вещества. Особенности структуры водородных соединений, их кислотно-основная, окислительно-восстановительная функции. Галогениды. Кислородсодержащие кислоты азота, кислоты фосфора, их электронное строение, свойства, особенности поведения в водных растворах. Окислительная активность соединений в высшей степени окисления.		
12	Подгруппа углерода. Карбиды кальция и кремния. Синильная кислота и цианиды, их применение в борьбе с вредителями сельского хозяйства и в промышленности. Карбиды металлов. Карбонилы. Соединения углерода с азотом. Кремний. Кремнийорганические полимеры. Общие свойства германия, олова, свинца. Восстановительная активность соединения двухвалентного олова, окислительные свойства соединений свинца. Бор, алюминий, галлий, индий, таллий. Стереохимия соединений бора. Сходство бора с кремнием. Кристаллический бор как полупроводник. Методы получения бора в свободном состоянии. Алюминий. Стереохимия его соединений. Аллюминотермия. Сплавы алюминия. Соли алюминия. Галогениды, их строение, геометрическая модель молекулы. Акцепторные свойства атома алюминия в молекулах тригалогенидов. Комплексные соединения алюминия. Квасцы. Гидрид алюминия, комплексные гидриды алюминия. Карбид алюминия, нитрид алюминия. Галлий, индий, таллий. Предсказание Д.И. Менделеевым свойств экаалюминия (галлия). Открытие галлия. Комплексообразующая способность галлия, индия и таллия.	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль

13	Бериллий, магний, кальций, стронций, барий, радий. Кальций, стронций, барий и радий как щелочно-земельные металлы. Преимущественно ионный характер связи в соединениях щелочноземельных металлов. Бериллий. Ковалентность бериллия. Акцепторные свойства атома бериллия в молекулах типа BeX_2. Стереохимия соединений бериллия. Сходство бериллия с алюминием. Методы получения бериллия в свободном состоянии. Гидриды щелочноземельных металлов. Оксиды щелочноземельных металлов. Жесткость воды: временная, постоянная. Единицы измерения жесткости воды. Способы устранения жесткости воды. Понятие об ионном обмене. Литий, калий, натрий, рубидий, цезий, франций. Оксиды, пероксиды, супероксиды, озониды щелочных металлов, их свойства и методы получения. Соли щелочных металлов: галогениды, нитраты, сульфаты, сульфиды, карбонаты, гидрокарбонаты, перхлораты. Их свойства. Нитриды, гидриды щелочных металлов	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль
14	Особенности электронной структуры атомов. Структура простых веществ. Виды химической связи в структуре простых веществ. Изменение химической активности простых веществ. Бинарные соединения, изменение их структуры, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в зависимости от электронной конфигурации атомов. Зависимость устойчивости гидроксидов и их солей от структуры. Зависимость структуры и свойств соединений легких d-элементов от степени окисления (кислотно-основные и окислительно-восстановительные).	6	Собеседование, тестовый контроль

15	Скандий, иттрий, лютеций (или лантан), лоуренсий (или актиний). Отличие свойств скандия от свойств остальных элементов. Близость последних к свойствам рf-элементов (лантаноидов). Оксиды, гидроксиды и соли элементов подгруппы скандия. Сравнение химических свойств элементов главной (А) и побочной (В) подгрупп III группы периодической системы. Титан, цирконий, гафний, курчатовий. Соединения титана (II) и (III). Оксид, гидроксид и соли титана (IV). Соли титанила. Титанаты. Оксиды, гидроксиды и соли циркония (4) и гафния(4). Ванадий, ниобий, тантал. Соединения ванадия (2, 3, 4). Характер оксидов и гидроксидов. Соли ванадия. Галогениды и оксогалогениды ванадия (4) и (5). Ванадаты. Поливанадаты. Окислительно-восстановительные свойства соединений ванадия в различных состояниях окисления. Соединение ниобия (5) и тантала (5).	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль
16	Хром, молибден, вольфрам. Изменение характера гидроксидов и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома с возрастанием его степени окисления. Пероксид хрома, его строение. Пероксохроматы. Молибден, вольфрам. Изополикислоты, гетерополикислоты и их соли. Краткие сведения о соединениях молибдена и вольфрама в низших состояниях окисления. Марганец, технеций, рений. Окислительно-восстановительные свойства марганца в разных состояниях окисления при различных рН. Окислительно-восстановительные свойства соединений рения в различных состояниях окисления.	6	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль

17	Железо, рутений, осмий. Аллотропия железа. Магнитные свойства. Мягкое железо, сталь, чугун. Понятие о легированных сталях. Соли и комплексные соединения железа(2). Соли и комплексные соединения железа (3). Окислительно-восстановительные свойства железа в разных состояниях окисления при различных рН. Рутений и осмий. Близость их химических свойств к свойствам рения. Окислительновосстановительные свойства соединений рутения и осмия в различных состояниях окисления. Кобальт, родий, иридий. Соединение кобальта (2) и (3). Важнейшие соли и комплексные соединения кобальта (2) и (3). Окислительно-восстановительные свойства соединений кобальта (2) и (3). Родий, иридий. Способы растворения металлов. Родий и иридий как платиновые металлы. Никель, палладий, платина. Общий обзор платиновых металлов. Принципы аффинажа платиновых металлов. Роль отечественных ученых в развитии химии платиновых металлов. Окислительно-восстановительные свойства соединений родия и иридия в различных состояниях окисления.	8	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль
18	Медь, серебро, золото. Stereoхимия соединений элементов в разных состояниях окисления. Соли и комплексные соединения меди (1) и (2). Галогениды серебра, их светочувствительность. Комплексные соединения серебра. Соединения золота (1). Соединения золота (III). Комплексные соединения золота (III). Цинк, кадмий, ртуть. Stereoхимия соединений элементов. Соли и комплексные соединения цинка и кадмия. Соединения ртути (1), методы их получения. Соединения ртути (2). Комплексные соединения.	8	Отчет по лабораторной работе, собеседование, тестовый контроль

8. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Вопросы для собеседования

Тема: «Основные понятия и законы химии. Эквивалент»

1. Объем резиновой камеры автомобильной шины равен $0,025 \text{ м}^3$, давление в ней $5,0665 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите массу воздуха, находящегося в камере при 20°C .
2. Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его при 20°C и $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$ занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.
3. Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_2 .

4. Определите массу 10^{-3} м^3 газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
5. Газ (н.у.) занимает объем 1 м^3 . При какой температуре объем газа утроится, если давление газа не меняется?
6. При каком давлении масса хлора объемом $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ составит $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, если $t = 23^\circ\text{C}$?
7. Какую массу CaCO_3 надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем $25 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ при 15°C и давлении 104000 Па ?
8. Вычислите объем $0,100 \text{ кг}$ газовой смеси состава $3\text{CO} + 2\text{CO}_2$ при 50°C и давлении 98600 Па .
9. Из $5 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$ хлората калия KClO_3 было получено $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода, измеренного при 20°C и давлении 111900 Па . Определите массовую долю примесей в хлорате калия.
10. При 0°C в сосуде объемом $14 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ содержится $0,8 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ водорода и $6,30 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ азота. Определите парциальное давление азота и общее давление смеси.
11. Газовая смесь состоит из $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ азота, находящегося под давлением 95940 Па , $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода. Объем смеси $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Общее давление газовой смеси 104200 Па . Под каким давлением взят кислород?
12. В газонаполненных лампах содержится смесь газов, имеющая объемный состав: 86% Ar и 14% N_2 . Рассчитайте парциальное давление каждого из газов, если общее давление равно 39990 Па .
13. Газовая смесь составлена из $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ метана под давлением 96000 Па , $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода под давлением 84000 Па и $3 \cdot 10^{-3}$ диоксида углерода под давлением 109000 Па . Объем смеси $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Определите парциальные давления газов в смеси и общее давление смеси.
14. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?
15. Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для Ca(OH)_2 и H_3PO_4 (в реакциях полной нейтрализации), BaCl_2 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, взятых количеством вещества 1 моль?
16. Какое прилагательное применяют для выражения отношения данной величины к количеству вещества? Приведите примеры.
17. Какую величину дают для элемента отношения:
18. $M(X)/M(f_{\text{экв}}(X)X)$ и $A_r(X)/(M(f_{\text{экв}}(X)X))$.
19. Чему равно $n(\text{CaSO}_4)$ в гипсе $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой $1,72 \text{ кг}$ и n для кристаллогидрата в гипсе, полученном из $0,68 \text{ кг}$ безводного сульфата кальция?
20. При растворении в кислоте металла массой $11,9 \text{ г}$ выделился водород объемом $2,24 \text{ л}$ (н.у.). Чему равны $f_{\text{экв}}(X)$ и $M(f_{\text{экв}}(X)X)$ для этого металла.
21. Бром массой $0,4586 \text{ г}$ вытесняет из раствора KI иод массой $0,7280$, который взаимодействует с металлом массой $0,5935 \text{ г}$. Определите молярную массу эквивалента этого металла.
22. На восстановление оксида металла массой $1,8 \text{ г}$ израсходован водород объемом 833 мл (н.у.). Найдите $M(f_{\text{экв}}(X)X)$ металла.

Какое количество вещества эквивалента Na_2CO_3 надо взять для того, чтобы из раствора перевести в осадок все ионы Ca^{+2} количеством вещества 0,5 моль?

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

1. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
2. На чем основана классификация оксидов на: а) несолеобразующие и солеобразующие; б) кислотные, основные и проявляющие кислотно-основную двойственность? Какие реакции характерны для оксидов каждой из этих групп?
3. Приведите примеры оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют две кислоты. Как взаимодействуют с раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$ оксиды N_2O_5 , N_2O_3 и NO_2 ?
4. В чем проявляется кислотная природа тех оксидов, которые с водой непосредственно не взаимодействуют?
5. Назовите основные оксиды, непосредственно взаимодействующие с водой. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Какие по характеру оксиды образуют неметаллы и металлы в разных степенях окисления? Покажите это на примере оксидов хрома CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .
7. У какого из двух оксидов основные свойства выражены сильнее: FeO или Fe_2O_3 ; SnO или SnO_2 ; ZnO или CdO ; SnO или PO ; BbO или CaO ; As_2O_3 или Bi_2O_3 ?
8. В каких случаях два оксида могут взаимодействовать друг с другом и какие соединения при этом образуются?
9. Какие оксиды и на каком основании могут быть отнесены также и к классу солей? Приведите соответствующие примеры.
10. Формулами каких солей может быть формально выражен состав таких минералов, как шпинели, гаусманит, магнетит? К какому классу следует отнести эти соединения?
11. Как получить оксиды CuO , CO_2 , SO_2 , P_2O_5 , Fe_2O_3 , MgO из простых и сложных веществ?
12. Получите по два оксида из различных исходных веществ: а) кислот, б) оснований, в) солей.
13. Какой оксид можно получить из каждой кислоты следующего ряда: HClO_4 , H_2MoO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
14. Как получить оксид цинка из: а) металла, б) минералов галмея ZnCO_3 и цинковой обманки ZnS ?
15. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите это на примерах: $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$; $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$; $\text{MnBr}_2 \rightarrow \text{MnO}$. Как можно для одного и того же элемента из одного оксида получить другой.
16. Какие соли называют гидроксосолями? Как их можно получить, если исходным веществом является гидроксид или соль, например $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?
17. Напишите графические формулы: гидроксобромида марганца (II); гидроксокарбоната магния; гидроксонитрата алюминия; тригидроксофосфата кальция.
18. В чем гидроксосоли проявляют сходство: с основаниями, с солями? Покажите это уравнениями соответствующих реакций.

19. Приведите примеры элементов, которые вместо гидроксосолей образуют оксосоли. За счет чего это происходит? Напишите графические формулы: хлорида оксосурьмы(III); сульфата оксотитана; хлорида диоксоурана.
20. Приведите пример кислот, оснований и солей, из которых нельзя получить гидро- и гидроксосоли.
21. Как можно осуществить следующие переходы в прямом и обратном направлении: кислота $\rightarrow$ гидросоль $\rightarrow$ средняя соль $\rightarrow$ гидроксосоль $\rightarrow$ гидроксида оксид?
22. Напишите уравнения реакций, которые последовательно протекают при постепенном добавлении: а) NaOH к раствору гидросульфата цинка; б) кислоты к раствору алюмината калия.
23. Какими двумя способами можно получить: а) сульфид меди из металлической меди; б) хлорид алюминия из металлического алюминия?
24. Напишите уравнения реакций, при помощи которых перечисленные ниже соли могут быть переведены в средние: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$, $\text{Cr}_2(\text{OH})_4\text{SO}_4$.

Тема: «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?
2. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
3. 3 . Неопределенность положения электрона равна:
4. а) 10^{-10} м; б) 1 см. Какой будет при этом неопределенность в импульсе и скорости?
5. Неопределенность в скорости электрона равна 10^8 см/с. Найдите соответствующую неопределенность в положении электрона.
6. Погрешность в определении положения электрона равна: а) 0,5 см; б) 0,05 нм. Какой будет при этом погрешность в определении скорости? Для второго случая сравните ΔV , выраженную в км/с, со скоростью движения электрона по первой орбите Бора.
7. Скорость движения электрона по первой боровской орбите равна 2187 км/с. Если погрешность в определении скорости равна 1 км/с, то какой будет при этом погрешность в определении координаты? Сравните ее со значением радиуса орбиты.
8. Свет имеет двойственную природу, поэтому энергия фотона может быть выражена двумя уравнениями: $E=h\nu$ и $E=mc^2$. Найдите отсюда взаимосвязь между длиной волны, скоростью света и массой фотона. Получите уравнение де Бройля, заменив фотон любой микрочастицей. Почему корпускулярно-волновой дуализм свойствен только микрочастицам?
9. Какое экспериментальное подтверждение нашла гипотеза де Бройля о волновых свойствах микрочастиц?
10. Чему равна дебройлевская длина волны электрона, движущегося со скоростью: а) $6 \cdot 10^6$ м/с; б) 2187 км/с?
11. Чему равна масса фотона красного света ($\lambda=648$ нм)? Сравните ее с массой
12. электрона ($9,11 \cdot 10^{-28}$ г).

13. Чему равен импульс фотона для света с $\lambda=485$ нм?
14. Энергия фотона равна $5 \cdot 10^{-19}$ Дж. Найдите длину волны этого излучения. Чему равны длина волны, масса и импульс для фотона с энергией 6,7 эВ?
15. Если атом гелия имеет энергию 0,04 эВ (энергия теплового движения при комнатной температуре), то какой будет соответственно дебройлевская длина волны?
16. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?
17. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду: $I_1 < I_2 < I_3 \dots$?
18. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?
19. Как можно по экспериментально найденным ионизационным потенциалам установить наличие в атоме электронных слоев и число электронов, которые они содержат? Покажите это, пользуясь значениями этих величин для бериллия: $I_1=9,3$; $I_2=18,2$; $I_3=153,7$ и $I_4=217$ эВ.
20. Как должны отличаться друг от друга ионизационные потенциалы атомов: а) натрия и хлора, б) калия и криптона, в) бериллия и бария?
21. Что называют сродством атома к электрону? Для каких элементов эта величина имеет наибольшее положительное значение и для каких отрицательное значение? Какие экспериментальные данные указывают на невозможность существования многозарядных простых ионов?
22. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?
23. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?
24. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?
25. При высоких или низких значениях степень окисления элемента может быть равна заряду его свободного простого иона?

Тема: «Химическая связь»

Метод валентных схем.

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H_2 , зная, что $r/H=0,053$ нм, а $d/H-H=0,074$ нм.
2. Вычислите энергию σ -связи С-С, если стандартная теплота образования С-Н из газообразных углерода и водорода равна -2815 кДж/моль, а энергия σ -связи С-Н равна - 411,3 кДж/моль.
3. Энергия диссоциации НН равна 298,4 кДж/моль. Можно ли разложить НН на элементы при облучении ультрафиолетовым светом $\lambda = 2 \cdot 10^{-10}$ м? Какую энергию надо затратить, чтобы разложить $5 \cdot 10^{-3}$ г НН?
4. Почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое состояние отсутствует?

5. В рамках теории ВС объяснить, почему у большинства р-элементов с переменной валентностью её значения различаются на 2?
6. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2 p^2$, $4s^2 p^4$, $5s^2 p^5$, $6s^1 p^5$ характерны переменная чётная и переменная нечётная валентность?
7. На основании разности электроотрицательности атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях HF, HCl, HBr, HI?
8. Рассчитайте эффективные заряды атомов водорода и хлора, образующих ковалентную полярную связь, если $\mu_{\text{ксп}}$ молекулы HCl равен $3,4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м, а длина связи H-Cl равна $1,2710^{-10}$ м.
9. Как можно объяснить, что аммиак и трифторид азота, имеющие одинаковую пирамидальную форму и содержащие атомы элементов с примерно одинаковым различием в электроотрицательности, существенно различаются по величине дипольных моментов: $\mu(\text{NH}_3) = 0,49 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, $\mu(\text{NF}_3) = 0,07 \cdot 10^{-29}$ Кл·м?
10. Как согласовать малую полярность связи в молекуле CO ($\mu = 3,33 \cdot 10^{-31}$ Клм) со значительным различием в ЭО C и O ЭО(C)=2,5; ЭО(O) = 3,5.
11. Длина связи H-F равна 0,092 нм, а полярность составляет 45%. Найдите $\mu/\text{H-F}$.
12. Установить пространственную структуру следующих молекул:
 - a) COS, COCl₂, CF₄, SiF₆²⁻;
 - b) NH₃, NO₂⁻, PH₃, PO₄³⁻;
 - c) H₂S, SCl₂, SF₄, SO₂F₂;
 - d) Cl₂O, ClO₃⁻, ClO₄⁻, JO₆⁵⁻.
13. Покажите влияние неподелённых электронных пар /НП/ на форму молекул BrF₃, SF₄, JCl₄⁻, JF₅. Предскажите /экваториальное или аксиальное/ расположение НП.

Метод молекулярных орбиталей.

14. Как на основе теории МО определяют кратность связи между двумя атомами? Приведите примеры.
15. Как теория МО объясняет невозможность образования молекул He₂, Be₂, Ne₂.
16. Как теория МО объясняет: а) диамагнетизм молекул N₂, F₂; б) парамагнетизм B₂ и O₂.
17. Составить энергетическую диаграмму МО частиц NO⁺, NO и NO⁻ и сравнить их кратность и E_{св}?
18. Составить энергетическую диаграмму МО и АО молекулы LiH. Какие орбитали в ней являются связывающими, а какие несвязывающими?
19. У какой молекулы N₂ или CO больше энергия диссоциации?

20. Объясните, почему отрыв одного электрона от молекулы CO приводит к ослаблению связи, а от молекулы NO⁻ к её упрочнению?

Ионная связь.

21. Температура плавления CaCl₂=780°C, CdCl₂=560°C радиус Ca равен 0,104 нм, Cd—0,09 нм. Объяснить различие температур плавления.
22. При переходе от CsF к CsJ температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.
23. Объяснить неустойчивость гидроксидов меди (I) и серебра (I).
24. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl₃ в сравнении с AuCl.
25. K₂CO₃ плавится при 890°C без разложения, Ag₂CO₃ разлагается уже при 220°C. Объяснить указанное различие.
26. BaCl₂ в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl₂ почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.
27. Что называют дополнительным поляризационным эффектом? Объяснить, как его наличие в соединениях Hg²⁺ делает оксид HgO менее устойчивым, чем оксид ZnO, несмотря на больший радиус иона ртути.
28. Какое соединение термически более устойчиво: а) RbCO₃ и CaCO₃, б) HgCl₄ и PbCl₄, в) FeCl₃ и NiCl₃, г) Zn(OH)₂ и Ca(OH)₂, д) MgCO₃ и SrCO₃.

Межмолекулярное взаимодействие.

29. Чем объясняется разность температур кипения азота (-195,8°C), кислорода (-183°C) и фтора (-187,9°C)? Почему намного отличается от них температура кипения хлора (-34°C)?
30. Чем объяснить разную энергию водородных связей.
31. Как и почему изменяется агрегатное состояние простых веществ при комнатной температуре в ряду фтор-йод. Какое агрегатное состояние должен иметь астат?
32. Чем объяснить, что температура плавления воды значительно выше температуры плавления фтороводорода (-83°C), хотя дипольный момент молекулы воды (0,61·10⁻²⁹ Кл·м) меньше, чем молекулы HF (0,636·10⁻²⁹ Кл·м).

Тема: «Энергетика и направленность химических процессов»

1. На какую величину отличается изменение энтальпии от изменения внутренней энергии системы? В каких случаях $\Delta H = \Delta U$ и $Q_v = Q_p$?
2. Зависит ли изменение энтальпии системы от температуры?
3. Какие системы называют конденсированными? Почему для них обычно опускают ограничивающие условия $V = \text{const}$ и $p = \text{const}$?
4. Какой закон является основным законом термохимии? Дайте его формулировку.
5. Перечислите следствия, вытекающие из закона Гесса. Для каких определений они используются в термохимических расчетах?

6. Согласно принципу Берто (1867) химические реакции самопроизвольно протекают в сторону выделения теплоты, т.е. в сторону уменьшения энтальпии. Является ли это правило общим или ограниченным?
7. Какой функцией состояния характеризуется тенденция системы к достижению так называемого вероятного состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?
8. В изолированной системе все самопроизвольные процессы протекают в сторону увеличения беспорядка. Как изменяется при этом энтропия?
9. Как изменяется энтропия системы за счет прямой и обратной реакций при синтезе аммиака?
10. Как изменяется энтропия системы с повышением температуры, в реакциях синтеза и разложения веществ?
11. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
12. Как изменяется энтропия системы при испарении, конденсации, увеличении давления, фазовых переходах?
13. Почему при плавлении вещества температура остается постоянной несмотря на то, что в это время теплота к системе подводится?
14. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
15. Какую тенденцию системы выражает: а) энтальпийный фактор, б) энтропийный фактор? Какая функция состояния системы дает количественную характеристику одновременного влияния того и другого фактора? Каким уравнением это выражается?
16. Что называют энергией Гиббса? Каким образом изменение этой величины (ΔG) указывает на термодинамическую возможность или невозможность самопроизвольного протекания процесса? Какое значение ΔG определяет равновесное состояние системы?
17. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$: а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?
18. Чем объясняется возможность эндотермических реакций и почему она возрастает с увеличением температуры?
19. Энтальпийным или энтропийным фактором определяется направление химических реакций при очень низких температурах?
20. Почему при низких температурах и в конденсированных системах возможность протекания реакций определяется в основном только знаком ΔH ? Согласуется ли это с принципом Берто?
21. Возможно ли самопроизвольное протекание прямой реакции, если при положительном значении ΔS : а) $\Delta H > 0$, б) $|\Delta H| > |T\Delta S|$?
22. Стандартная теплота образования NH_3 и PH_3 равна соответственно $-46,2$ и $+5,0$ кДж/моль. Какой следует сделать вывод из этих данных об относительной устойчивости молекул NH_3 и PH_3 ?
23. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой $8,86$ г. Вычислите теплоту образования CO_2 из элементов. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж.
24. Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна $-601,8$ и $-393,5$ кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = +100,7$

кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO_3 из элементов.

Тема: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?
2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В — 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2/\text{моль}^2\text{мин}^{-1}$. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.
3. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4} \text{ л/мольмин}$ при 1173 К. Начальная концентрация N_2O 3,2 моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25 % N_2O .
4. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $\text{C}(\text{NO}) = 0,8$; $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?
5. Докажите, что реакция взаимодействия муравьиного альдегида и пероксида водорода с образованием муравьиной кислоты и воды является реакцией второго порядка, если через 2 ч после начала реакция завершилась на 50 %, а через 2 ч 40 мин концентрация муравьиной кислоты стала 0,285 моль/л. Исходные концентрации НСОН и H_2O_2 одинаковы и равны 0,50 моль/л.
6. Рассчитайте константу скорости реакции первого порядка, учитывая, что за 25 мин реакция проходит на 25 %, т. е. прореагировала четвертая часть веществ.
7. Константа скорости реакции первого порядка равна $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Какое количество останется непрореагировавшим через 10 ч после начала реакции? Начальная концентрация равна 1 моль/л.
8. Сколько времени необходимо для прохождения на 60 % реакции второго порядка, если при той же температуре за 20 мин реакция протекает на 30%? Начальные концентрации исходных веществ одинаковы и равны 2 моль/л.
9. Константа скорости некоторой реакции при 273 и 298 К равна соответственно
10. 1,17 и 6,56 л/моль·мин. Найдите температурный коэффициент скорости реакции.
11. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5 %-ной HCl при повышении температуры на 32° , если температурный коэффициент скорости растворения равен 2,8?

12. При 393 К реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
13. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры, на 45° реакция замедлилась в 25 раз.
14. Константы скорости реакции первого порядка при 288 и 325 К соответственно равны $2 \cdot 10^{-2}$ и $0,38 \text{ с}^{-1}$. Каковы температурный коэффициент скорости этой реакции и константа скорости этой реакции при температуре 303 К?
15. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ $K=0,26$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 . Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?
16. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л): $C(\text{Cl}_2) = 2,5$; $C(\text{CO}) = 1,8$; $C(\text{COCl}_2) = 3,2$.
17. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $C(\text{COCl}_2) = 10$; $C(\text{CO}) = 2$; $C(\text{Cl}_2) = 4$. В равновесную систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.
18. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции
19. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ равны (моль/л): $C(\text{кислоты}) = 0,02$;
20. $C(\text{спирта}) = 0,32$; $C(\text{эфира}) = 0,08$; $C(\text{воды}) = 0,08$. Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в 4 раза?

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

1. Какие вещества называют электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?
2. Что называют изотоническим коэффициентом i ? Каков его физический смысл и методы экспериментального определения? От каких факторов зависят значения i ?
3. Какими условиями определяется возможность электролитической диссоциации вещества? Какая величина характеризует ионизирующую способность растворителя? Покажите механизм распада частиц растворенного вещества на ионы.
4. Будет ли одинаковой электрическая проводимость водных и спиртовых растворов одного и того же вещества при одной и той же концентрации? Объясните.
5. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
6. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.

7. Как и почему влияет на степень диссоциации слабого электролита введение в его раствор одноименного иона и разбавление раствора?
8. Почему константа электролитической диссоциации является более удобной характеристикой электролита по сравнению со степенью диссоциации?
9. Как влияет на растворимость вещества введение в его насыщенный раствор одноименного иона?
10. В каких случаях происходит растворение осадков с образованием комплексных соединений?
11. Выпадет ли осадок при сливании насыщенных растворов: SrCl_2 и CaSO_4 ; CaCl_2 и SrSO_4 ?
12. В какой последовательности должны выпадать осадки, если к растворам, содержащим ионы: 1) Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} и 2) Cl^- , I^- , Br^- , постепенно прибавлять: к первому раствор Na_2SO_4 , а ко второму раствор AgNO_3 ?
13. Какая из двух солей больше растворима и во сколько раз: CaSO_4 или BaSO_4 , BaCO_3 или SrCO_3 , PbI_2 или PbCl_2 ?
14. Останется ли прозрачным фильтрат из-под осадка PbCl_2 , если к нему добавить раствор иодида калия?
15. В насыщенном растворе PbI_2 концентрация ионид ионов равна $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Найдите концентрацию ионов Pb^{2+} в этом растворе.
16. В насыщенном растворе $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ объемом 10 л содержится соль массой 3 г. Вычислите ее растворимость и найдите молярные концентрации каждого иона в этом растворе.
17. Чем определяется степень смещения равновесия диссоциации воды при растворении в ней соли, способной к гидролизу?
18. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие гидролиза? Объясните.
19. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере NaCl и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
20. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K_2SO_4 , Na_2Se , BaS , RbNO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_3 , KClO_3 , HCOOK , NaClO_4 , KBrO_4 ?
21. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO_3 или NaNO_2 , CH_3COOK или $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO или KClO_3 ?
22. Дайте сравнительную характеристику сульфатов, сульфитов и сульфидов щелочных металлов по их способности к гидролизу.
23. Какие две равновесные системы в растворах кислых солей определяют для них значение pH? Что является причиной щелочной среды для растворов NaHCO_3 и кислой для растворов NaHSO_3 ?
24. Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется интенсивность гидролиза от первой ступени к последней?
25. Почему малиновая окраска фенолфталеина в растворе ацетата натрия становится более интенсивной при нагревании раствора и снова бледнеет при его охлаждении?
26. Объясните причину изменения степени гидролиза солей при нагревании их растворов, основываясь на зависимости диссоциации воды от температуры.
27. Что называют константой гидролиза K_h . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение K_h для различных солей?

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

1. Покажите условность терминов «принимает» и «отдает» электроны при определении функций окислителя и восстановителя. Почему такая условность возможна?
2. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?
3. Что называют окислительно-восстановительными коэффициентами? Какие методы существуют для их определения? Покажите сущность каждого и объясните, в каких случаях и почему один из них предпочтительнее другого.
4. Меняются или остаются постоянными заряд и атомный состав ионов, участвующих в окислительно-восстановительных реакциях? Возможно ли превращение простого иона в оксоанион или обратный процесс?
5. Если кислота, взятая в избытке, участвует в реакции как окислитель или восстановитель, то совпадает ли для нее коэффициент в молекулярном уравнении реакции с окислительно-восстановительным? Разберите эти случаи на примерах взаимодействия: меди с разбавленной азотной кислотой, соляной кислоты с дихроматом калия.
6. Объясните причину резкого различия окислительно-восстановительных свойств двух металлов 1 группы ПС, находящихся в 5-м периоде.
7. Напишите уравнения полуреакций и ионно-молекулярные уравнения, которыми могут быть выражены процессы окисления и восстановления в водных растворах, идущих по следующим схемам:
 - a) $\text{KClO} + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - b) $\text{KBiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{BiCl}_3 +$
 - c) $\text{KClO}_3 + \text{KNO}_2 \rightarrow \text{KCl} + \dots$
 - d) $\text{KClO} + \text{KJ} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} +$
8. Покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере изменения окислительной емкости перманганат - иона.
9. Какими кислотами можно пользоваться для создания среды при проведении Red-Ox реакций? Почему с этой целью применяют обычно разбавленную серную кислоту?
10. Способствует ли кислая среда: а) окислению катионов до оксоанионов; б) окислительному действию оксоанионов?

Электродные потенциалы и направление окислительно-восстановительных реакций

11. Какие окислительно-восстановительные системы называют гетеро- и гомогенными? Что является причиной возникновения скачка потенциала в системах

- первого типа? Удастся ли экспериментально определить его абсолютное значение, относительное значение?
12. Чем должны отличаться друг от друга две окислительно-восстановительные системы для того, чтобы их можно было использовать при составлении гальванического элемента?
 13. Какую информацию содержит электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов о сравнительной активности ВФ и ОФ металлов? Почему он дает возможность оценить ЭДС гальванических элементов, составленных из любых пар металлов?
 14. Почему водородный электрод в паре с медным полуэлементом является анодом, а в паре с цинком - катодом?
 15. Из четырех металлов Ag, Cu, Au и Sn выберите те пары, которые дают наименьшую и наибольшую ЭДС составленного из них гальванического элемента.
 16. По какой формуле можно найти электродный потенциал металла при любых температуре и концентрации раствора его соли, если для него известно значение φ° ? При каких условиях $\varphi = \varphi^\circ$?
 17. Какие изменения концентраций растворов солей на электроде-окислителе и электроде-восстановителе приводят к увеличению и уменьшению ЭДС?
 18. Почему в качестве окислителя используется хром VI в составе иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а не в составе иона CrO_4^{2-} , и почему окисление хрома III до хрома VI проводится в щелочной среде?
- Электролиз. Коррозия металлов.***
19. Какие электрохимические процессы протекают на электродах при электролизе расплавов электролитов? Приведите примеры.
 20. Из каких процессов складывается общая реакция электрохимического разложения вещества?
 21. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Напишите уравнения соответствующих реакций.
 22. При каких условиях и из каких солей, возможно, получить с помощью электролиза одновременно щелочь и кислоту?
 23. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея F ? Чему равна эта величина в кулонах и ампер-часах?
 24. Всегда ли масса выделившегося на электроде вещества соответствует количеству прошедшего через электролит электричества? Является ли это нарушением законов Фарадея? Что называют выходом по току η ?

25. При электролизе растворов AgNO_3 , CuSO_4 , BiCl_3 , находящихся в последовательно соединенных электролизерах, выделилось 5,4г серебра. Найдите массу выделившихся при этом меди и висмута.
26. Одинаково ли отношение к коррозии технического и химически чистого металла? Чем вызывается коррозия обычной стали?
27. Совпадает ли сравнительная оценка способности к коррозии железа и алюминия по значению их стандартных электродных потенциалов и по их поведению в контакте с водой?
28. Какие существуют способы защиты металлов от коррозии? Кратко изложите сущность каждого из них.

Тема: «Комплексные соединения»

1. Какие соединения можно отнести к комплексным?
2. Пользуясь положениями координационной теории Вернера дайте определения следующим понятиям: а) комплексообразователь, б) лиганды, в) координационное число комплексообразователя, г) внутренняя и внешняя сфера комплекса.
3. Как определяются заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя?
4. Какая связь между строением атомов элементов и их способностью к комплексообразованию? Приведите примеры типичных комплексообразователей.
5. Приведите примеры типичных лигандов. Какие лиганды называются монодентатными и какие полидентатными?
6. Какое влияние должно оказывать на значение координационного числа увеличение радиуса и заряда: а) комплексообразователя, б) лигандов? Каким соотношением двух сил, действующих между центральным атомом и лигандами и между самими лигандами, определяется координационное число?
7. Приведите примеры комплексных соединений:
 - 1) с комплексным анионом,
 - 2) с комплексным катионом,
 - 3) являющихся неэлектролитами.Дайте им название.
8. Дайте определение и приведите примеры основных типов комплексных соединений.
9. Укажите основные виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.
10. Как с позиций метода валентных связей объяснить образование связей между комплексообразователем и лигандами? Какие орбитали центрального атома могут одновременно участвовать в образовании связей? Чем это определяется?

11. Какую геометрическую конфигурацию имеет комплексный ион при значении координационного числа комплексообразователя 2, 4, 6? Укажите соответствующие типы гибридизации орбиталей.
12. Какие комплексные соединения называются внешнеорбитальными и внутриорбитальными? Чем объясняется их различная прочность?
13. По каким экспериментальным данным находят число неспаренных электронов в комплексах? Приведите примеры.
14. Какие комплексы называют высокоспиновыми и низкоспиновыми? Укажите параметры, которые являются для них общими и различными.
15. Какая теория получила название теории кристаллического поля? Чем отличается она от метода ВС?
16. Что такое энергия расщепления кристаллическим полем, от чего она зависит? Какие факторы определяют положение лиганда в спектрохимическом ряду?
17. Как ТКП объясняет закономерности изменения устойчивости комплексных соединений?
18. Исходя из ТКП, объяснить окраску комплексных соединений.
19. Что является количественной характеристикой устойчивости комплексных
20. ионов?
21. Каково соотношение между общей константой нестойкости и константами, характеризующими отдельные стадии процесса диссоциации комплексного иона?
22. Какое влияние оказывает комплексообразователь на связи в координированных около него молекулах H_2O и NH_3 ?
23. Приведите примеры, показывающие влияние координации на окислительно-восстановительные свойства комплексообразователя.
24. Составьте координационные формулы следующих соединений: $2\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{PtCl}_4$, $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{CuC}_2\text{O}_4$, $\text{KCl} \cdot \text{AuCl}_3$, $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$, $(\text{NH}_4)_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.
25. Водный раствор первого изомера состава $\text{Pt}(\text{SO}_4)(\text{OH})_2 \cdot 4\text{NH}_3$ имеет $\text{pH} = 7$, а 0,1 М раствор второго изомера - $\text{pH} = 13,3$ при 25°C . По результатам опыта составьте координационные формулы обоих изомеров.

Тема: «Элементы VIIA, VIA, VA групп»

1. Рассмотрите зависимость атомного радиуса, энергии ионизации и сродства к электрону атомов галогенов от их атомного номера. Почему с увеличением атомного номера элемента энергия ионизации уменьшается немонокотонно, а сродство к электрону вначале увеличивается, а затем уменьшается?

2. Каковы степени окисления галогенов, и какая степень окисления наиболее устойчива для каждого галогена? В виде каких соединений они находятся в природе?
3. Когда и кем были впервые открыты галогены?
4. Используя теорию МО, объясните, почему энергия диссоциации молекул H_2 относительно невелика. Как изменяется межъядерное расстояние и энергия связи в ряду от фтора к йоду и чем это объясняется?
5. Как изменяется агрегатное состояние и цвет галогенов в этом ряду галогенов?
6. Как изменяется окислительно-восстановительная активность в ряду галогенов? Чем объясняется особо высокая активность фтора?
7. Как изменяется структура, длина и энергия связи в ряду от HF к HI , и чем это объясняется? Как меняется в этом ряду сила кислот?
8. Как изменяется восстановительная активность в ряду от HF к HI и чем это объясняется?
9. Как взаимодействуют галогены с водой, каковы закономерности данного взаимодействия? Чем отличаются реакции взаимодействия фтора с водой и щелочами от подобных реакции с другими галогенами. Одинаковы ли продукты реакций взаимодействия хлора, брома, йода с холодными и горячими растворами щелочей?
10. Как зависит устойчивость оксокислот и их солей от структуры? Сравните силу оксокислот, их окислительную активность. Приведите уравнения реакций.
11. Распространение кислорода и халькогенов в природе, минералы их содержащие. Открытие элементов.
12. Положение халькогенов в периодической системе. Структура их атомов. Закономерности в изменении размеров атомов, ионов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности.
13. Способы получения простых веществ халькогенов. Закономерности в изменении агрегатного состояния вещества, структуры простых веществ. Как изменяется энергия связи в молекулах и ионах и характер распределения электронов в них?
14. Как изменяется заряд на атоме кислорода и природа химической связи оксидов II и III периодов? Какие параметры оксидов позволяют разделить их на кислотные, основные и амфотерные?
15. Как изменяются физические свойства от кислорода к полонию, чем определяется характер такого изменения? Определите изменение окислительно-восстановительной активности при переходе от кислорода к полонию.
16. Структура водородных соединений. Особые свойства воды. Халькогеноводородные кислоты. Изменение силы кислот и восстановительной активности с увеличением порядкового номера халькогенов. Как изменяются физические свойства этих соединений? Способы получения халькогеноводородов.
17. Кислородные соединения халькогенов. Изменение структуры оксидов с увеличением степени окисления. Растворимость оксидов в воде. Кислородсодержащие кислоты. Изменение их окислительно-восстановительной функции. Тиосерная, надсерная кислоты. Растворимость солей этих кислот в воде. Особые свойства серной кислоты. Олеум. Изменение основности кислот от серы к теллуру.
18. Значение халькогенов и их соединений, их роль в живом организме.

19. Определить электронную структуру элементов V A группы. Как она меняется? Особенности электронной структуры каждого элемента.
20. Как изменяется структура, агрегатное состояние и реакционная способность простых веществ V A группы?
21. Особенности структуры водородных соединений, их кислотно-основная и окислительно-восстановительная функции. Как изменяются эти параметры в группе? Чем объясняется такое изменение? Азотистоводородная кислота, ее соли. Особенности структуры, свойства, устойчивость, растворимость солей аммония, фосфония.
22. Галогениды. Особенности их структуры, свойств, реакционной способности, растворимости, окислительно-восстановительной активности.
23. Особенности структуры и свойств оксидов, кислородсодержащих кислот, их окислительно-восстановительная функция. Основания, образуемые элементами V группы. Изменение окислительно-восстановительной функции этих элементов в высшем валентном состоянии кислотообразователя.
24. Роль элементов V группы и их соединений в природе.

Тема: «Элементы IV A, III A групп»

1. Рассмотрите электронные конфигурации атомов p- элементов IVA группы. Как изменяются атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону с увеличением порядкового номера элемента?
2. Каковы степени окисления элементов IVA группы? Как изменяется устойчивость соединений с различной степенью окисления с увеличением порядкового номера элемента?
3. Распространение элементов в природе. Способы получения простых веществ.
4. Дайте характеристику простым веществам элементов IVA группы. Покажите структуры различных модификаций. Объясните различие физических свойств, имеющих модификаций простых веществ p- элементов IV группы.
5. Покажите влияние структуры простых веществ на химическую активность. Приведите уравнения реакций.
6. Рассмотрите структуру дигалогенидов и тетрагалогенидов элементов IVA группы. Как изменяются физические и химические свойства данных соединений?
7. Водородные соединения элементов IVA группы. Их структура, изменение характера связей, термоустойчивость, окислительно-восстановительная активность, характеристика физических и химических свойств.
8. Особенности структуры и свойств оксидов элементов подгруппы углерода в II- и IV-валентном состоянии. Их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, кислотно-основная функция.
9. Кислородсодержащие кислоты p-элементов IV группы. Их структура, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, кислотно-основные свойства.
10. Особенности структуры и свойства солей кислородсодержащих кислот, изменение растворимости, термоустойчивости, окислительно-восстановительной активности.
11. Роль элементов IVA группы в природе. Их применение.
12. Каковы электронные конфигурации атомов элементов III-A группы и валентные состояния из них вытекающие? Как изменяются значения атомных радиусов,

- потенциалов ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности? Какие гибридные состояния валентных орбиталей характерны для элементов данного ряда?
13. Как изменяется характер связей в соединениях бора, алюминия, галлия, индия и таллия?
 14. Сравните распространенность и формы нахождения данных элементов в природе.
 15. Какие простые вещества могут быть взяты в качестве восстановителей для получения бора, алюминия, галлия, индия, таллия? Каковы условия протекания данных реакций? Целесообразно ли получение алюминия из оксида химическим способом?
 16. Какими способами получают бор особой чистоты? Можно ли таким же образом получать алюминий, галлий, индий, таллий?
 17. Сравните химические свойства простых веществ, отметьте сходство и различия.
 18. Как изменяется поляризующее действие ионов в ряду от бора к таллию и способность их к гидратации в водном растворе? Почему бор в растворах не образует катионов?
 19. Гидриды бора. Определите степень окисления бора в диборане, геометрическую модель молекулы. Как объясняется образование мостиковых связей В-Н-В в диборане по методу МО в трехцентровом приближении? Сравните физические и химические свойства гидридов рассматриваемых элементов. Комплексные гидриды.
 20. Дайте сравнительную характеристику оксидов бора, алюминия, галлия, индия, таллия. В чем особенности строения оксида алюминия?
 21. Оксокислоты бора. Как борная кислота ионизирует в воде? Какова сила этой кислоты? Что образуется при нагревании ортоборной кислоты? Проявляет ли борная кислота и основные свойства, приведите доказательства этому. Полиборные кислоты и их соли. Почему раствор буры имеет щелочную реакцию. Пербораты. Гидроксид алюминия. Как можно объяснить его амфотерность? Каков характер изменения кислотно-основных свойств от гидроксида алюминия к гидроксиду таллия (III)?
 22. Галогениды. Акцепторные свойства атомов бора, алюминия в молекулах тригалогенидов. Охарактеризуйте свойства тетрафтороборной кислоты и тетрафтороборатов. Как изменяются структура и свойства галогенидов элементов III-A группы в зависимости от природы центрального атома и структуры атома галогена?

Тема: «Элементы IА-IIА группы»

1. Почему щелочные металлы мягкие, легко летучие; как изменяется прочность у металлов II группы. Сравните температуры плавления и кипения щелочных и щелочноземельных металлов, в чем причина различия.
2. Какие соседние элементы в рядах щелочных и щелочноземельных металлов должны проявлять наибольшую близость в свойствах, почему? Где они распространены в природе, как их получить?
3. Как изменяются радиусы, энергии ионизации, электродные потенциалы, типы кристаллических решеток у элементов I и II группы?

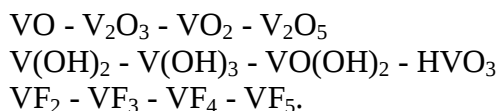
4. Как изменяются радиусы, энергии ионизации, электродные потенциалы, химическая активность элементов I и II группы по отношению к O_2 ; F_2 ; Cl_2 ; N_2 ; S ; H_2O , кислотам и щелочам? Определите ΔH°_{298} ; ΔS ; ΔG образования пероксидов.
5. Что происходит при сгорании простых веществ металлов I и II группы? Чем обеспечена разность в их поведении?
6. Как отделить радий от элементов, сопутствующих ему в урановой руде?
7. Как изменяется растворимость солей элементов I и II группы, с чем связано их поведение? Свяжите это с энергией кристаллической структуры и энергией гидратации нерастворимых солей элементов I группы.
8. Каковы свойства гидроксидов элементов II и I группы, сравните степени их диссоциации, растворимость в полярных и неполярных растворителях. Какой водный раствор: $LiCl$; KCl ; $BaCl_2$; $BeCl_2$ имеет более высокие значения pH?
9. Каковы температуры распада карбонатов, нитратов элементов I и II группы? Как изменяется устойчивость соединений в группах?
10. Как изменяются кислотно-основные свойства галогенидов элементов I и II группы с возрастанием порядкового номера элементов?
11. Сравните растворимость карбонатов и гидрокарбонатов этих элементов. Жесткость воды и способы её устранения.
12. Почему температура разложения $LiBrO_4$ ($200^\circ C$), $NaBrO_4$ ($230^\circ C$), $KBrO_4$ ($275^\circ C$), $RbBrO_4$ ($290^\circ C$) повышается?
13. Какова способность к комплексообразованию у элементов I и II группы? Какова устойчивость комплексных ионов? Внутрикмплексные ионы. Г гидратированные ионы, их устойчивость.

Тема: «Элементы IIIB, IVB, VB групп»

1. Каковы особенности электронной структуры Sc, Y, La, Ac, лантаноидов и актиноидов. Какие валентные состояния они проявляют. В чем причина различных степеней окисления. Объясните положение и этих элементов в периодической системе.
2. Как изменяются радиусы, потенциалы ионизации, кристаллические структуры веществ с ростом заряда ядра
3. Какова распространенность этих элементов в природе. Почему европий встречается в минералах кальция?
4. Какова реакционная способность этих элементов, какие ионы образуются в водных растворах, в кристаллических структурах.
5. Особенности структуры и свойств галогенидов, оксидов, нитридов, карбидов, гидридов, оксисолей. Как их можно получить в виде гидратов. Можно ли получить безводные соли.
6. Сравните, какой ион Al^{3+} , Sc^{3+} , Y^{3+} , La^{3+} обладает в большей степени кислотными свойствами? Почему? Напишите уравнение реакции.
7. Покажите, что оксиды и гидроксиды лантаноидов (III) по проявлению основных свойств уступают лишь щелочным и щелочноземельным металлам.

8. Чем можно объяснить близость радиусов циркония и гафния и отличие от титана. Как изменяются потенциалы ионизации в ряду Ti-Zr-Hf? Каковы степени окисления Ti, Zr, Hf в соединениях этих элементов. Какие состояния наиболее устойчивы?
9. Какова структура простых веществ Ti, Zr, Hf? Как изменяется температура плавления и кипения в этом ряду? А так же энтальпия атомизации и энергия связи в их кристаллической структуре.
10. Каковы механические свойства титана, циркония и гафния? Их устойчивость на воздухе и возможности использования в технике.
11. Охарактеризовать устойчивость оксидов элементов 4-й группы главной и побочной подгруппы, объяснить причину закономерного изменения свойств оксидов титана, циркония и гафния.
12. Охарактеризовать кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Ti, Zr, Hf (IV) при взаимодействии с $K_2S_2O_7$ и K_2CO_3 .
13. Возможно ли образование соединений типа $Ti(SO_4)_2$, $Ti(NO_3)_4$, $Zr(NO_3)_4$, $Hf(NO_3)_4$.
14. Почему Ti, Zr, Hf при обычной температуре не взаимодействуют с водой и разбавленными кислотами, а в присутствии ионов F^- взаимодействуют с даже такими слабыми кислотами, как уксусная. Почему HF и $HF+HNO_3$ легче растворяют эти металлы?
15. Какие соединения титана, циркония и гафния окрашены? Почему?
16. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов титана, циркония и гафния? Каков тип связи?
17. Опишите структуры оксидов, галогенидов, комплексных соединений этих металлов.
18. Какова распространенность ванадия, ниобия и тантала в природе, почему Nb и Ta чаще всего встречаются в одних и тех же минералах? Как получить эти металлы.
19. Как изменяются значения энтальпий плавления и возгонки, температуры плавления и кипения, плотность в ряду металлов V - Nb - Ta. Почему?
20. Можно ли получить эти металлы металлотермически из их соединений. Каких? Почему не всегда можно применить углетермический метод для получения V - Nb - Ta.
21. Определите кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов V - Nb - Ta в возможных степенях окисления. Представьте уравнения реакций, показывающих окислительно-восстановительные свойства их соединений.
22. Каковы кислотно-основные свойства VO_2 . Его взаимодействие с H_2SO_4 , NaOH. Покажите гидролиз $V(NO_3)_4$.

23. Каковы оксиды, галогениды, оксогалогениды, комплексы V - Nb - Ta (V). Каковы их кислотно-основные свойства. Приведите примеры.
24. Каково строение пентагалогенидов V - Nb - Ta, их агрегатное состояние в обычных условиях, их химическая активность, устойчивость, кислотно-основной характер.
25. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду:



Тема: «Элементы VI В, VII В групп»

1. Определите закономерности изменения атомных, ионных радиусов, потенциалов ионизации, энтальпий атомизации, температуры плавления и кипения Cr - Mo - W. Как изменяется устойчивость соединений, в которых эти элементы находятся в разных степенях окисления. Каковы причины этих изменений.
2. Какой из данных элементов больше распространен в природе, какие минералы более удобны для получения из них Cr - Mo - W. Каковы способы получения этих металлов, какой из них более термодинамически выгоден. Какое применение находят эти металлы, а также феррохром, ферромolibден, ферровольфрам.
3. Охарактеризуйте положение Cr - Mo - W в электрохимическом ряду напряжения металлов и предложите реагенты, которые можно использовать для растворения данных металлов, отметьте условия протекания реакций.
4. Какова структура карбониллов Cr - Mo - W и какое практическое значение они имеют.
5. Свойства оксидов и гидроксидов Cr - Mo - W в возможных степенях окисления. Покажите их структуру, связи, докажете свойства уравнениями реакций.
6. Объясните высокую восстановительную активность $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и сравните ее с активностью $[\text{Mo}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и $[\text{W}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.
7. Сравните структуру дигалогенидов Cr - Mo - W. В чем их различие?
8. Какая координация, тетраэдрическая или октаэдрическая, наиболее благоприятна для Cr - Mo - W (III) в их соединениях?
9. Составьте уравнения реакций получения различных комплексов Cr - Mo - W(III). Определите их строение, магнитные свойства, устойчивость и свойства.
10. Сравните способы получения оксидов Cr - Mo - W (III). Почему для получения оксида хрома (III) используют дихромат аммония, а не другие дихроматы или хроматы? Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов протекания процессов термического разложения бихромата аммония и является ли он обратимым.

11. Как изменяется сила кислот в ряду $\text{H}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{MoO}_4 - \text{H}_2\text{WO}_4$.
12. Сравните устойчивость высшей степени окисления и окислительную активность соединений Cr - Mo - W.
13. Объясните тот факт, что в лабораторной практике, в качестве сильных окислителей чаще используют дихроматы, а не хроматы?
14. Каковы условия существования хроматов и дихроматов в растворе?
15. Как изменяются кислотно-основные свойства однотипных соединений с повышением степени окисления хрома в рядах:
 - a) $\text{CrO} - \text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{CrO}_3$
 - b) $\text{Cr}(\text{OH})_2 - \text{Cr}(\text{OH})_3 - \text{H}_2\text{CrO}_4$
 - c) $\text{CrF}_2 - \text{CrF}_3 - \text{CrF}_6$Выявите характер изменения этих свойств и для аналогичных соединений молибдена и вольфрама. Приведите примеры уравнений реакций.
16. Как можно растворить MoO_3 ; WO_3 ; CrO_3 . Чем объяснить происходящее.
17. На основании электронного строения атомов Mn - Tc - Re определите возможные валентные состояния элементов в образуемых ими соединениях; определите зависимость значений атомных радиусов, энергий ионизации, энергий сродства к электрону атомов от порядкового номера элемента, объясните близость атомных радиусов технеция и рения.
18. Объясните характер изменения энтальпии атомизации, температуры плавления и кипения металлов Mn - Tc - Re.
19. Как изменяется химическая активность в ряду Mn - Tc - Re. Каково их поведение при взаимодействии с распространенными в лаборатории реактивами. Соотнесите сделанные вами выводы о химической активности данных металлов с положением их в электрохимическом ряду напряжений.
20. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов Mn - Tc - Re (II). Какие комплексы - катионные аквакомплексы или анионные гидрокомплексы - более характерны в водном растворе Mn - Tc - Re (II).
21. Опишите структуры и сравните устойчивость $\text{F}^- - \text{Cl}^- - \text{CN}^-$ - комплексов Mn (II).
22. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные диоксидов и тетрагалогенидов Mn - Tc - Re. Сравните устойчивость одноатомных соединений Mn - Tc - Re(IV).
23. Опишите структуру и сравните устойчивость одноядерных комплексов Mn - Tc - Re (IV). Приведите примеры комплексных соединений, образуемых Mn - Tc - Re (IV).
24. Сравните температуру плавления TcO_3 и ReO_3 , а также TcO_3 и TcF_6 ; ReO_3 и ReF_6 . Дайте объяснения.

25. Дайте характеристику кислотно-основных свойств двух- и трехэлементных соединений ЭСУТ). Сравните устойчивость этих соединений. Объясните, почему для марганца (VII) нехарактерно образование бинарных соединений и в каких соединениях марганца степень окисления +6 несколько стабилизируется. Какие анионные комплексы образуют Mn - Tc - Re(VI).
26. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства иона MnO_4^- и определите условия протекания реакций: окисления и восстановления.
27. Какое строение имеют оксиды Mn - Tc - Re (VII)? О повышении или понижении устойчивости однотипных соединений в ряду Mn - Tc - Re(VII) свидетельствует характер изменения энтальпии и энергии Гиббса образования этих соединений, а также их температур плавления.
28. Каковы кислотно-основные свойства бинарных соединений Э(VII)? Какие анионные комплексы соответствуют Mn - Tc - Re (VII)?
29. Объясните изменение устойчивости в ряду $KMnO_4$ - $KTcO_4$ - $KReO_4$ (Используйте значения температур плавления и разложения данных соединений). Какое соединение характеризуется большей устойчивостью $KMnO_4$ и $KMnO_4$. Почему?
30. Как изменяются кислотно-основные свойства однотипных соединений с повышением степени окисления марганца в ряду:
- а) MnO - Mn_2O_3 - MnO_2 - MnO_3 - Mn_2O_7 ,
б) $Mn(OH)_2$ - $Mn(OH)_3$ - $Mn(OH)_4$ - H_2MnO_4 - $HMnO_4$.
Аналогичные рассуждения проведите для соединений технеция и рения.
31. Обсудите характер изменения в ряду Mn_2O_7 - CrO_3 - V_2O_5 - TiO_2 :
- а) температуры плавления, б) растворимости в воде, в) кислотно-основные свойства, г) окислительная активность.
Дайте объяснения найденным закономерностям.

Тема: «Элементы VIII В группы»

1. Проанализируйте и объясните характер изменения атомных и ионных радиусов, энергии ионизации в зависимости от порядкового номера элемента в рядах Fe - Ru - Os; Co - Rh - Ir; Ni - Pd - Pt.
2. Какова общая закономерность изменения типичных степеней окисления в подгруппах элементов? Какие степени окисления наиболее характерны для Fe - Ru - Os; Co - Rh - Ir; Ni - Pd - Pt.
3. Объясните изменения энтальпии атомизации, температуры плавления и кипения в рядах Fe - Ru - Os; Co - Rh - Ir; Ni - Pd - Pt.
4. Как изменяется значение электродного потенциала E^{2+}/E при переходе от железа к осмию, от кобальта к иридию и от никеля к платине.
5. Сравните распространенность металлов VIII группы в периоде, способы их получения; какое применение они находят.

6. Какие реагенты можно использовать для растворения металлов подгрупп железа, кобальта, никеля. При каких условиях протекают эти реакции.
7. Обладают ли металлы семейства железа одинаковой коррозионной устойчивостью на воздухе.
8. При каких условиях получается карбонил железа? Как теория Сиджвика определяет его формулу. Дайте характеристику комплексу.
9. В одинаковой ли степени выражены основные свойства оксида и гидроксида железа (II, III). Чем это объясняется, как влияет на степень гидролиза солей?
10. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II).
11. Как изменяются значения $t_{пл}$ галогенидов железа (II) и чем объясняется их резкое отличие.
12. Сравните структуру и устойчивость различных комплексов железа (II).
13. Каковы кислотно-основные свойства гидроксида железа (III). В какой форме ионы Fe (III) существуют в кислом и сильнощелочном растворе. Какой состав имеет гидроксид железа (III).
14. Приведите электронную конфигурацию и сравните устойчивость комплексов железа (III). К какому типу соединений относятся гексацианоферраты (III) d-элементов и какова их растворимость.
15. Как влияет на окислительно-восстановительные свойства комплексов железа (II, III) природа лигандов.
16. В каких соединениях железо, рутений и осмий имеют степень окисления +6? Опишите структуру этих анионов. Охарактеризуйте их окислительно-восстановительную активность и сравните окислительные свойства оксоферратов и оксоманганатов.
17. Опишите электронную конфигурацию молекулы ЭO_4 . Какова роль π -связывания в их стабилизации.
18. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства тетраоксидов рутения и осмия.
19. Приведите примеры соединений кобальта (0), родия (0) и иридия (0). Каково их строение и свойства?
20. Опишите строение оксида, гидроксида и галогенидов кобальта (II). Почему температуры плавления дифторида и дихлорида кобальта резко различаются? Охарактеризуйте кислотно-основные свойства перечисленных соединений.
21. Какие координационные числа наиболее характерны для кобальта /III/. Охарактеризуйте магнитные свойства и сравните устойчивость аква-, аммино-, фторо- и хлоро- комплексов Co (II).

22. Объясните изменение окраски кристаллогидратов $\text{Co}(\text{II})$ при нагревании или под действием водоотнимающих средств.
23. Какова термодинамическая вероятность окисления $\text{Co}(\text{OH})_2$ до $\text{Co}(\text{OH})_3$ кислородом?
24. Объясните особую склонность $\text{Co}(\text{III})$ к образованию комплексных соединений. Сравните устойчивость амминокомплекса и этилендиамминокомплекса $\text{Co}(\text{III})$. В чем основная причина различия устойчивости этих комплексов?
25. Следующие лиганды: гидроксогруппа, аминогруппа, цианогруппа, расположите в порядке увеличения стабилизации степени окисления кобальта +3.
26. Сравните устойчивость аква- и амминокомплексов кобальта (II) и (III). Какой из них проявляет в наибольшей степени окислительные свойства, какой - восстановительные?
27. Какие комплексные соединения характерны для родия и иридия в трехвалентном состоянии?
28. Опишите структуру оксида, гидроксида и галогенидов иридия (IV). Как последние взаимодействуют с водой?
29. В каких соединениях проявляется степень окисления +6 у иридия и родия. Объясните низкие температуры плавления и кипения этих соединений, охарактеризуйте их окислительно-восстановительные свойства.
30. Опишите строение оксидов и галогенидов металлов подгруппы никеля в двухвалентном состоянии.
31. Сравните структуру, магнитные свойства и устойчивость комплексов никеля (II), палладия (II) и платины (II).
32. Как изменяется способность окисляться в ряду $\text{Ni}(\text{OH})_2$ - $\text{Co}(\text{OH})_2$ - $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Будет ли $\text{Ni}(\text{OH})_2$ окисляться на воздухе?
33. В чем заключается принцип транс-влияния, установленный И.И. Черняевым?
34. Какова электронная конфигурация ионов E^{4+} и какое координационное число характерно для палладия (IV) и платины (IV)?

Тема: «Элементы I В, II В групп»

1. Какова зависимость атомного и ионного радиусов, энергии ионизации элементов подгруппы меди от порядкового номера? Какие степени окисления проявляют медь, серебро и золото? Какова устойчивость соединений, образуемых данными металлами в различных степенях окисления? Сравните атомные свойства элементов главной и побочной подгрупп.
2. Сравните распространенность d-элементов в природе. Опишите возможные способы получения меди, серебра и золота. Где находят они свое применение?

3. Сравните значения стандартных электродных потенциалов металлов подгруппы меди и щелочных металлов, а также их химическую активность. Почему она резко различна? Какие реагенты можно использовать для растворения меди, серебра и золота?
4. По значениям ΔG соответствующих соединений сравните химическую активность меди, серебра и золота по отношению к хлору и кислороду.
5. Опишите структуру октаэдрических комплексов двухвалентной меди. Чем объяснить наличие в их структуре тетрагонального искажения? Какая взаимосвязь существует между электронной конфигурацией комплекса и его пространственной структурой?
6. Охарактеризуйте кислотно-основные свойства оксида и гидроксида двухвалентной меди.
7. Сравните произведения растворимости галогенидов ЭHal данных d-элементов. Как объяснить различия в растворимости галогенидов?
8. Объясните различие устойчивости комплексных ионов ЭCl_2 , ЭBr_2 , ЭI_2 данного комплексообразователя.
9. Охарактеризуйте устойчивость и кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов ЭОН и $\text{Э}_2\text{O}$. Сравните устойчивость оксидов Cu_2O , CuO и Ag_2O .
10. Сделайте вывод о термической устойчивости ЭHal и $\text{Э}_2\text{O}$ на основании ΔG этих соединений.
11. Опишите структуру и сравните устойчивость аммино- и цианокомплексов одновалентного серебра.
12. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений двух- и одновалентной меди, одновалентного серебра.
13. Объясните тот факт, что комплексы Au(III) диамагнитны и имеют плоско-квадратное строение. Сравните структуру хлорокомплексов золота (III) и платины (III).
14. Каковы кислотно-основные свойства бинарных соединений золота (III)?
15. На основе электронного строения элементов подгруппы цинка, дайте объяснение характеру изменения атомных и ионных радиусов и трёх первых энергий ионизации. Укажите характерные для них степени окисления.
16. Как изменяется химическая активность в ряду от цинка к ртути относительно водных растворов кислот и щелочей? Как влияет активность металла на состав продуктов восстановления кислот?
17. Как изменяется активность данных металлов по отношению к кислороду сере?

18. По значениям ΔG° оксидов цинка, кадмия и ртути (II) сравните их термическую устойчивость. Каков характер изменения кислотно-основных свойств данных оксидов?
19. Каковы способы получения оксидов цинка, кадмия и ртути (II)?
20. Сравните устойчивость нитратов цинка, кадмия и ртути (II). Что образуется в результате термического разложения этих нитратов?
21. Опишите структуру и пространственную конфигурацию различных комплексов цинка, кадмия и ртути (II). Как изменяется устойчивость хлоро- и иодокомплексов в ряду цинк - кадмий - ртуть (II)?
22. Какие свойства гидроксидов цинка и кадмия позволяют сделать вывод об относительной величине степени гидролиза их солей?
23. Сравните устойчивость аммино- и цианокомплексов кадмия (II).
24. Какие орбитали атомов участвуют в образовании химической связи в Hg_2^{2+} Cd_2^{2+} ? Какой из данных ионов более устойчив и почему? Как диспропорционирует ион Hg_2^{2+} ? Какие свойства - окислительные или восстановительные - проявляют соединения Hg_2^{2+} ?
25. Как относятся к нагреванию оксиды ртути (II) и (I)?
26. Какие соединения ртути называют сулемой, каломелью, киноварью? Каковы окислительно-восстановительные возможности каломели?

Примерный комплект заданий для контрольных работ

Тема: «Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений»

Вариант №1

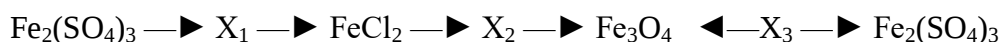
1. Определите эквиваленты элементов в их оксидах: Rb_2O , MgO , Cr_2O_3 , SO_3 .
2. 1г некоторого металла соединяется с 8,89г брома и с 1,78г серы. Найдите эквивалентные массы брома и Ме, зная, что эквивалентная масса серы 16,0г/моль.
3. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow[1200^\circ\text{C}]{\text{SiO}_2+\text{C}} \text{A} \xrightarrow[t^\circ\text{C}]{\text{Ca}} \text{B} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{C} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{D} \xrightarrow{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \text{E}$$
4. Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2 , SnO_2 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, NaH_2AsO_4 .
5. Какой объем кислорода следует добавить к 1 м^3 воздуха (21% O_2), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.
6. Определите формулу одного из кристаллогидратов сульфата натрия, если его масса при полном обезвоживании уменьшилась на 47%.

7. Напишите формулы солей, соответствующих следующим двойным оксидам: Pb_2O_3 и Pb_3O_4 . Назовите их.

Вариант №2

1. Определите эквивалентные массы соединений: Fe_2O_3 , KH_2PO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2SiO_3 .
2. Определите массу серы, образующейся при взаимодействии сероводорода количеством вещества эквивалента 0,01 моль с избытком концентрированной HNO_3 .
3. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:



4. Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.
5. К 50 мл смеси в 2-х оксидах углерода добавили 100 мл кислорода и подожгли. В результате реакции общий объем газов уменьшился на 10%. Все объемы газов измерялись при одинаковых условиях. Определите объемный состав исходной смеси.
6. При термическом разложении оксида марганца (IV), взятого массой 0,435 г, выделился кислород и образовался другой оксид марганца массой 0,382 г. Какова формула этого оксида?
7. Что называют эквивалентом вещества? При каком условии эквивалент идентичен самой частице вещества?

Тема: «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

Вариант №1

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности.
2. Для скольких АО сумма $n+l=8$? Есть ли такие орбитали у элементов периодической системы? Атомы, каких элементов имеют наибольшее значение суммы $n+l$?
3. Напишите электронно-графические формулы: Cr , Cl^{+5} , Te^{-2} , Tb .
4. Напишите электронные формулы еще неоткрытых элементов №108, №113 и укажите, какое место они займут в периодической системе.
5. Скорость движения электрона по первой боровской орбите равна 2187 км/с. Если погрешность в определении скорости равна 1 км/с, то какой будет при этом погрешность в определении координаты? Сравните ее со значением радиуса орбиты.
6. Поясните причину различия в величинах ионных радиусов для изоэлектронных ионов; $1,33(\text{F}^-)$; $1,36(\text{O}^{2-})$; $0,98(\text{Na}^+)$; $0,74(\text{Mg}^{2+})$; $0,57(\text{Al}^{3+})$.
7. Объясните особо низкую устойчивость соединений р-элементов 6-периода в высшей С.О.

Вариант №2

1. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?

2. Укажите значение квантовых чисел для внешних электронов в атомах элементов с порядковым номером 11, 14, 20, 23, 33.
3. Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr^{+2} , S^{-2} .
4. На основании учения о строении атома объясните, почему энергетический s-подуровень включает одну орбиталь, p-подуровень - три, d-подуровень - пять и f-подуровень - семь. Укажите тах число электронов на этих подуровнях.
5. Чему равна дебройлевская длина волны электрона, движущегося со скоростью: а) $6 \cdot 10^6$ м/с; б) 2187 км/с?
6. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: $E_1=733$, $E_2=1447$ и $E_3=7718$ кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E_3 ?
7. Какую структуру должен иметь восьмой период? Повторяет ли он полностью седьмой период?

Тема: «Химическая связь»

Вариант №1

1. Чем объяснить невозможность образования 100% ионной связи и чему примерно равна доля ковалентности в наиболее ионных бинарных соединениях?
2. Установите пространственную структуру следующих молекул и ионов, определив орбитали центрального атома и их тип гибридизации: NF_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} .
3. Как должны меняться значение моментов диполей молекул в ряду: а) ClF-BrF-IF; б) NH_3 - PH_3 - AsH_3 ?
4. Поляризуемость какого из ионов больше: F^- или Br^- , S^{2-} или Te^{2-} , Cl^- или I^- ? Объясните причину.
5. Тпл. для NaF=997°C, $MgF_2=1398^\circ C$, $AlF_3=1040^\circ C$, $SiF_4=-90^\circ C$, $PF_5=-94^\circ C$, $SF_6=-56^\circ C$. Объяснить наблюдаемую зависимость. Объяснить резкое различие Тпл. AlF_3 и SiF_4 считая, что полярность связи равномерно уменьшается от NaF к SF_6 .
6. Чем объяснить значительно более высокие Тпл. и Тк. воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?
7. Электрический момент диполя молекулы H_2S равен $0,31 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, а $H_2Se=0,08 \cdot 10^{-29}$ Кл·м. Определите, как относятся длины диполей обеих молекул.

Вариант №2

1. Почему при наличии одной связи между атомами она может быть только о-связью? При каких условиях образуется π - и δ -связи?
2. Сколько связей у атома серы в молекуле SO_2Cl_2 , у углерода в молекуле $COCl_2$; как это согласуется с типом гибридизации?
3. Какая молекула может существовать и почему? ClF_3 , $FeCl_3$, BrI_3 , IBr_3 .

4. Как изменяется поляризующее действие ионов s-элементов второй группы от Mg к Ba и почему это приводит к повышению термической устойчивости их карбонатов в той же последовательности?
5. Тк. $H_F=293K$, $H_{Cl}=188K$, $H_{Br}=206K$, $H_{I}=238K$. Объясните причины изменения этой величины.
6. Какое соединение более термически устойчиво? $PbCO_3$ или $CaCO_3$; $PbCl_4$ или $PbBr_4$.
7. Рассчитайте эффективный радиус иона Na в кристалле NaF, если константа решетки его равна $2,31 \cdot 10^{-10}$ м, радиус иона F^- равен $1,33 \cdot 10^{-10}$ м.

Тема: «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Энергетика и направленность химических процессов»

Вариант №1

1. Дихромат аммония при нагревании разлагается по реакции:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7(т) = N_2\uparrow(г) + 4H_2O(г) + Cr_2O_3(т) \quad \Delta H^\circ_{x.p.} = -503 \text{ кДж}$$
 Сколько энергии выделилось при разложении некоторой порции дихромата аммония, если масса твердого остатка на 10г меньше массы исходного вещества.
2. Энтальпия образования $H_2O_2(г)$ из простых веществ равна - 136,1 кДж/моль, энтальпия диссоциации газообразных водорода и кислорода соответственно равны 432, 490 кДж/моль. Вычислите энергию связи О-Н в пероксиде водорода, приняв энергию связи О-О равной - 138,07 кДж/моль.
3. Определите ΔH°_{298} и ΔU системы: $4NH_3(г) + 3O_2(г) = 2N_2(г) + 6H_2O(ж)$
4. При температуре $100^\circ C$ скорость одной реакции в 2 раза больше скорости второй. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен - 2, второй - 4. При какой температуре скорости обеих реакций выравниваются?
5. Как изменится давление в системе первоначально содержащей HBr и O_2 , если к моменту наступления равновесия: $4HBr(г) + O_2(г) = 2H_2O(г) + 2Br_2(г)$ прореагировало 10% исходного количества кислорода, а равновесные концентрации $[HBr]=0,6$ моль/л; $[O_2]=0,36$ моль/л?
6. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B_2 в системе:

$$2A_2(г) + B_2(г) = 2A_2B(г)$$
 Чтобы при уменьшении концентрации вещества A_2 в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
7. Для некоторой реакции $\Delta G^\circ > 0$. Какие из приведенных утверждений правильны:
 а) $k > 1$; б) $k < 1$; в) в равновесной смеси преобладают продукты реакции; г) в равновесной смеси преобладают исходные вещества?

Вариант №2

1. При восстановлении 80г оксида железа(3) алюминием выделится 426,3 кДж тепла. При сгорании 5,4 г металлического алюминия выделится 167,3 кДж тепла. На основании

этих данных, используя закон Гесса, вычислите энергетический эффект при образовании 1 моль оксида железа(3).

2. $\Delta H^\circ_{\text{обр}}$ MgO(к) и $\text{CO}_2(\text{г})$ соответственно равна- 601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H=100,7$ кДж/моль. Используя эти данные, найдите теплоту образования MgCO_3 из элементов.
4. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если константа скорости ее при 100°C составляет $6 \cdot 10^{-7}$, а при 150°C $-7,2 \cdot 10^{-2}$.
5. Для того чтобы увеличить в 216 и 256 раз скорость реакции синтеза NH_3 , во сколько раз надо повысить в первом случае концентрацию H_2 , а во втором давление? Как изменится скорость реакции при увеличении давления в 10 раз?
6. Система $\text{C(графит)} + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO(г)}$ $\Delta H^\circ = 172,5$ кДж
Находится в равновесии. Указать: а) как изменится содержание CO в системе при повышении t и при неизменном давлении? С увеличением давления при неизменной температуре? б) Изменится ли K_p при повышении общего давления и неизменной t ? При увеличении t ? При введении в систему катализатора? Ответ обосновать.
7. Химическое равновесие реакции $\text{A(г)} + \text{B(г)} = \text{C(г)} + \text{Д(г)}$
Установить при следующих концентрациях: $(\text{A}) = 6$ моль/л, $(\text{B}) = 2$ моль/л, $(\text{C}) = 4$ моль/л, $(\text{Д}) = 3$ моль/л. В равновесную систему добавили 4 моль/л вещества В. Вычислить новые равновесные концентрации веществ.

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»
Вариант №1

1. Раствор содержит 0,1 моль CaCl_2 и 0,1 моль AlCl_3 в 2 л раствора. Какова молярная концентрация иона Cl^- в растворе?
2. $\text{pH } 1 \cdot 10^{-3}$ Н раствора слабого одноосновного основания равен 9. Вычислите константу диссоциации основания.
3. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: K_2Se и K_2Te ; Na_3PO_4 и Na_2HPO_4 .
4. Найдите степень гидролиза солей и значение pH для их растворов концентрации 0,1 моль/л: NH_4Br , KClO , HCOONa .
5. $\text{ПРАg}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, при 25°C равно $2 \cdot 10^{-7}$. Выпадает ли осадок $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ при смешивании равных объемов 0,05н растворов AgNO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Степень диссоциации этих электролитов равна 90%.
6. Вычислить α и (H^+) в 0,3М растворе уксусной кислоты ($K=1,8 \cdot 10^{-5}$). Какие значения примут эти величины после добавления к 1 л раствора кислоты 0,2 моль CH_3COONa ? Коэффициент активности ионов $f(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0,7$.
7. Сравнить растворимость PbCl_2 и PbI_2 , Be(OH)_2 и Ca(OH)_2 . Ответ обоснуйте исходя из поляризационных представлений.

Вариант №2

1. Раствор содержит 0,1 моль - эквивалентов $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ в 200 мл раствора. Какова молярная концентрация ионов NH_4^+ в растворе?
2. Вычислите pH 0,001 н раствора серной кислоты.
3. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше. Ответ обоснуйте исходя из закономерности изменения кислотно-основных свойств электролитов: NaHCO_3 и Na_2ClO_3 ; NaClO_4 и NaClO .
4. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определение. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
5. Найдите степень гидролиза NaIO_3 и NaIO в растворах концентрации 0,1 моль/л. Из полученных данных сделайте вывод о сравнительной силе кислот, образовавших эти соли. $K_d(\text{HIO}_3) = 1.6 \cdot 10^{-1}$; $K_d(\text{HIO}) = 2.3 \cdot 10^{-11}$.
6. Выпадает ли BaSO_4 при добавлении раствора серной кислоты объемом 100 мл при концентрации 0,2 моль/л. к раствору BaCl_2 того же объема, если молярная концентрация эквивалента этого раствора равна 0,2 моль/л.? Будет ли добавленное количество серной кислоты эквивалентным или избыточным?
7. Сколько моль NH_4Cl следует добавить к 1 л 0,1 М раствора NH_4OH ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$) для того, чтобы концентрация ионов OH^- стала численно равна K_d ? Условно примем $f(\text{NH}_4^+) = 1$.

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

Вариант №1

1. Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $\text{SO}_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \dots$
2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом: $\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \dots$; $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CaOCl} \rightarrow$
3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{O}_2$
4. Чему равна молярная масса эквивалента перманганата калия как окислителя, если это вещество в процессе реакции восстанавливается: а) до сульфата марганца (II) б) до диоксида марганца в) до манганата калия K_2MnO_4 ?
5. Будет ли работать гальванический элемент, состоящий из водородных электродов, погруженных в 1 и 0,1 н растворы KOH при 25°C, если кажущая степень диссоциации растворов KOH соответственно равны 77 и 91%?
6. Гальванический элемент



образовавшейся при коррозии хрома, опаянного со свинцом, дает ток силой 6 А.

Какая масса хрома окислится и сколько литров водорода выделится за 55с работы этого элемента?

7. Медный кулонометр соединен последовательно с электролизером, в котором идет электролиз водного раствора AgNO_3 на угольных электродах (дайте полную схему процессов, происходящих при электролизе AgNO_3). На катоде в кулонометре выделилось 192г меди, а в электролизере 450г серебра. Определите выход по току в электролизере. Какой объем займет выделившийся кислород, если этот объем измерить при 10°C и давлении 97303Па?

Вариант №2

1. Закончить составление уравнения реакции и подобрать коэффициенты простейшим способом: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \dots$
2. Напишите уравнения реакций и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$; $\text{HNO}_3 + \text{FeS}_2 \rightarrow \dots$
3. Составить в молекулярной форме уравнение реакции: $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{I}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{I}_2$.
4. Какую массу алюминия можно окислить с помощью 0,1л 0,25н $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ по реакции $\text{Al} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
5. ЭДС гальванической цепи $(-)\text{Ag}/\text{AgNO}_3 \ 0,005\text{н} \quad / \alpha = 98\% \quad || \quad \text{Ag}/\text{x} \quad \text{n}/\alpha = 85\% / \text{AgNO}_3 (+) = 0,085\text{В}$. Определите концентрацию электролита при положительном электроде, если коэффициенты активности иона серебра в растворах AgNO_3 при отрицательном и положительном электроде равны 0,945 и 0,750.
6. При работе гальванического элемента
 $(-) \ 4\text{Al}/4\text{Al} \ | \ \text{H}_2\text{O}, \text{O}_2 \ | \ (\text{Cr}) \ 12\text{OH}/6\text{H}_2\text{O}, 3\text{O}_2 (+)$
образовавшегося при коррозии алюминия, который находится в контакте с хромом, за 1мин 20с его работы на хромовом катоде восстановилось 0,034л кислорода. Определите, насколько уменьшилась при этом масса алюминиевого электрода и чему равна сила тока, протекшего по внешней цепи гальванического элемента.
7. Через серебряный кулонометр пропускали ток в течение 3ч. Амперметр показывал силу тока равную 0,9А. Найти % погрешности, даваемый амперметром, если за это время в кулонометре на катоде выделилось 12,32г серебра.

Тема: «Комплексные соединения»

Вариант №1

1. Назвать комплексные соединения: $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{en})(\text{Cl}_2)]\text{Cl}$, $[\text{PtCl}_2][\text{AuCl}_4]$.
2. Написать формулы: а) тетраидоиндат(III) индия⁺; б) хлорид броматетраамминаквахрома(III); в) триамминхлородинитрокобальт.
3. Можно ли осадить ионы Ni^{2+} из раствора $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ объемом 1л и $\text{C}=0,1$ моль/литр, содержащего 0,2 моль KCN ($\alpha=80\%$), если добавить 10^{-4} моль сульфида аммония? При какой мт концентрации сульфида аммония начнет выпадать осадок? ($\text{IP}(\text{NiS})=2 \cdot 10^{-28}$).

- Определите тип гибридизации в следующих комплексах, а так же изобразите их геометрическую формулу: $[\text{AuCl}_4]^-$; $[\text{PtCl}_4]^-$. Чему равны их магнитные моменты?
- Для осаждения хлорид-ионов, составляющих внешнюю сферу комплексного соединения, из 100мл 0,02м раствора соединения $\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ потребовалось 20мл 0,2м раствора AgNO_3 . По результатам этого опыта составьте координационную формулу соединения и назовите его.
- С лигандами слабого или сильного поля комплексы Co^{3+} являются сильными окислителями, а комплексы Co^{2+} проявляют восстановительные свойства? Как это объясняет ТКП?

Вариант №2

- Назвать комплексные соединения: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$, $[\text{Co}(\text{En})_3(\text{NO}_3)_3]$.
- Написать формулы: а) амминпентацианоферрат(II) натрия; б) дигидроксотетрахлороплатинат (IV) аммония.
- К 0,2м NiSO_4 добавили равный объем 2м NH_3 , вычислить $[\text{Ni}]^{2+}$, если считать что в растворе образуется комплексный ион $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$.
- В комплексах $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$ и $[\text{Ni}(\text{CNS})_6]^{4-}$ лиганды обладают сильным полем. Составьте энергетическую схему образования связей (метод ВС) в этих комплексах и укажите магнитные свойства комплексов.
- Определите координационное число (x): $[\text{Fe}^{\text{II}}\text{F}_x]^{-(x-2)}$; $[\text{Fe}^{\text{II}}\text{Cl}_x]^{-(x-2)}$.
- Какая электронная конфигурация, d^6 или d^7 , дает большее значение $E_{\text{СКП}}$ для октаэдрических высокоспиновых и низкоспиновых комплексов?

Тема: «Элементы VIIA, VIA, VA групп»

Вариант №1

- Экспериментально установлено, что KClO_4 разлагается около 400°C , HClO_4 и Cl_2O_7 при нагревании взрываются, разбавленные растворы HClO_4 вполне стабильны. Покажите структуру этих соединений. Как можно объяснить различие в их устойчивости?
- Объяснить различный характер взаимодействия галогенидов щелочных металлов с H_2SO_4 (конц.). Написать уравнения реакций.
- Закончите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты ионноэлектронным методом.

а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $\text{Se} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 б) $\text{CaOCl}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ д) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_5 \rightarrow$
 в) $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ е) $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- Сравните строение кристаллов кислорода, серы, селена, теллура и полония. Как изменяются температуры плавления и кипения в этом ряду? Чем это объясняется? Какие из перечисленных простых веществ относятся к диэлектрикам, а какие - к полупроводникам?

5. Постройте график зависимости от порядкового номера атомного радиуса, первой энергии ионизации и сродства к электрону для атомов р-элементов VI группы.
6. Опишите структуры оксидов р-элементов V группы в пятивалентном состоянии, связи, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства и кислотную функцию.
7. Приведите примеры реакций, иллюстрирующие окислительные, восстановительные свойства, а также примеры диспропорционирования иона NO_2^- (покажите структуру аниона, связи, устойчивость).

Вариант №2

1. Изобразите электронные формулы строения молекул фтора, фтороводорода, фторида калия. Как образуется связь в молекулах этих веществ?
2. Составьте уравнения химических реакций, показывающие взаимодействие лития с хлором, порошка железа с хлором, взаимодействие хлора с водой и горячим раствором щелочи.
3. Закончите уравнения реакций и уравняйте ионно-электронным методом:
 - а) $\text{SeO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Al}_2\text{Se}_3 + \text{HCl}_{(\text{разб})} \rightarrow$
 - в) $\text{KO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
 - г) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$
 - д) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4. Вычислите массовую долю (%) KClO_3 , если 6,5 г раствора, реагируя с избытком KI в сернокислом растворе, образует 0,635 г йода.
5. Приведите примеры реакций, в которых сера играет роль соответственно окислителя и восстановителя. Объясните возможность их протекания, используя значения E°_{298} полуреакций. Каковы условия, благоприятствующие реакции диспропорционирования неметаллов?
6. По уменьшению термической устойчивости безводные нитраты(^) располагаются в следующий ряд: нитраты щелочных металлов ($575-675^\circ\text{C}$), нитраты щелочноземельных металлов ($575-560^\circ\text{C}$), нитраты Co (II), Ni (II), Cu (II); Zn (II) ($270-350^\circ\text{C}$), Be (125°C), Cr (III) (50°C), HNO_3 (на свету при обычных условиях). Как можно объяснить падение устойчивости в указанном ряду?
7. Опишите структуру NH_2OH и N_2 , основные свойства, способность к ассоциации молекул, самоионизации, к взаимодействию с H_2O и кислотами, к проявлению окислительных и восстановительных свойств. Приведите уравнения реакций.

Тема: «Элементы IVA - IIIA групп»

Вариант №1

1. В оксосоединениях бора (III) среднее межъядерное расстояние d_{Bo} в треугольных структурах (BO_3) равно 0,136 нм, а в тетраэдрических (BO_4) - 0,148 нм. Как объяснить различие d_{Bo} в структурных единицах (BO_3) и (BO_4)? Опишите строение молекулы H_3BO_3 и кристаллов борной кислоты. В чем особенности ионизации H_3BO_3 в водных растворах? Какова их сила?

- Опишите строение тетрагалогенидов С. Как изменяются в ряду $\text{CF}_4 - \text{CCl}_4 - \text{CBr}_4 - \text{CI}_4$ $d_{\text{сHal}}$, $E_{\text{связи}}$, S°_{298} , ΔG°_{298} , температуры плавления и кипения, термическая устойчивость. Какова химическая активность данных соединений? Уравнения реакций.
- Закончите уравнения реакций:
 - $\text{In}_2\text{O}_3 + \text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 - $\text{In}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - $\text{Tl}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$
 - $\text{TlCl} + \text{KCl} \rightarrow$
 - $\text{B} + \text{NaOH} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - $\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Дайте характеристику простым веществам элементов IVA группы. Покажите изменения физических и химических свойств, температуры плавления и кипения, $\Delta H_{\text{атом}}$.
- Сравните ΔG°_{298} реакций взаимодействия Tl_2O и Tl_2O_3 с водой в расчете на 1 моль $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$, как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов с повышением степени окисления?

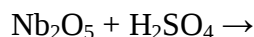
Вариант №2.

- Чем объясняется большое разнообразие оксоборатов? Из каких структурных единиц построены ионы состава BO_2 кристаллов NaBO_2 и $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$, если $d_{\text{BO}^-} = 0.137 \text{ нм}$? Составьте структурную формулу триметаборат-иона (кристалла NaBO_2) и полиметаборат-иона (кристалл $\text{Ca}(\text{BO}_3)_2$).
- Приведите электронные конфигурации молекулы CN и ионов CN^- и CN^+ . Почему ион CN^- имеет большее межъядерное расстояние по сравнению с молекулой CN. Сравните значения энергии диссоциации и объясните характер их изменения в ряду $\text{CN}^- - \text{CN} - \text{CN}^+$. Почему молекула CN имеет высокое значение сродства к электрону (3,7 эВ) и энергии ионизации (14,2 эВ).
- Допишите уравнения реакций:
 - $\text{N}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{K.}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$
 - $\text{BI}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{K.}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{p.}) \rightarrow$
 - $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$
 - $\text{Na}_3[\text{AlF}_6] + \text{NaOH} \rightarrow$
 - $\text{Ga} + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к.}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Охарактеризуйте соединения элементов IVA группы со степенью окисления +2. Каковы кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства данных соединений. Подтвердите уравнениями реакций.
- Объясните резкое различие $t_{\text{пл}}$ GaF_3 (1000°C) и GaCl_3 (78°C), InF_3 (1172°C) и InCl_3 (586°C). Опишите структуры соединений и характер связей.

Тема: «Элементы IIIB, IVB, VB групп»

Вариант №1

- Дайте сравнительную характеристику лантанидам и актинидам, какие элементы более реакционноспособны, какие оксиды и гидроксиды более устойчивы. Как изменяется их кислотно-основной характер.
- Как изменяется устойчивость соединений $\text{Ti} - \text{Zr} - \text{Hf}$ в связи с изменением степени окисления этих элементов? Почему?
- Какие процессы возможны при растворении:
 - $\text{HfCl}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
 - $\text{TaCl}_5 + \text{KI} \rightarrow$
 - $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$



- Какие комплексы образуют V, Nb, Ta. Как изменяется их устойчивость?
- Какая масса ванадата аммония с массовой долей примесей 25% потребуется для получения 9,1 г оксида ванадия (V)? Какой объем аммиака (н.у.) при этом выделится? Выход продукта реакции составляет 70%.

Вариант № 2

- Какая соль ScCl_3 , Yd_3 , LaCl_3 , VCl_3 , TiCl_3 имеет больше pH в водном растворе? Почему? Напишите уравнения гидролиза.
- Что произойдет при взаимодействии
- $$\text{Ta} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow$$

$$\text{Ti} + \text{HCl} \rightarrow$$

$$\text{ZrO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$$

$$\text{ZrO}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$$
- Исходя из характерного координационного числа Ti (III), объясните строение TiF_3 , TiO_3 , TiBr_3 , TiI_3 , TiCl_3 . Почему при обычных условиях TiCl_3 — кристаллическое вещество, в то время как TiCl_4 — жидкость? Определите структуру, устойчивость, свойства галогенидов V, Nb, Ta.
- Вычислите ΔG°_{298} реакции разложения $\text{NH}_4\text{VO}_3(\text{к})$ с образованием V_2O_5 и газообразных NH_3 и H_2O , если $\Delta H^\circ_{298} = 195,02$ кДж/моль V_2O_5 , $\Delta S^\circ_{298} = 423,86$ Дж/град моль V_2O_5 . Какой фактор - энтальпийный или энтропийный - определяет направление протекания процесса и почему? Какие условия необходимы для протекания процесса?

Тема: «Элементы VIB - VIIB групп»

Вариант №1

- Чем можно растворить хром, рений, при каких условиях? На чем основано их различие?
- Какие вещества образуются при взаимодействии:
 - $\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{ReO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{WO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{WO}_3 + \text{KF} (\text{изб}) \rightarrow$
- Определить структуру комплексов $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; $[\text{Mn}(\text{Cr})_6]^{4-}$; $[\text{WF}_8]^{2-}$. Какой из этих комплексов более устойчив?
- Могут ли иметь отрицательную степень окисления Cr и Mn в своих соединениях; определить их структуру, устойчивость.

Вариант № 2

- Можно ли получить металлы из Na_2WO_4 ; K_2MnO_4 ; K_2CrO_4 . Термодинамически обосновать.
- Закончите уравнение реакций:
 - $\text{K}_2\text{CrO}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 - $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{MnO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{KIO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- Определите структуру, координационные числа в соединениях: $\text{Na}_2[\text{MnS}_4]$; $\text{Na}_2[\text{MnO}_4]$; $\text{Na}_2[\text{WO}_4]$; $\text{Na}_3[\text{VO}_3\text{Cl}_3]$; $\text{Na}_2[\text{WF}_8]$. Какое соединение более устойчиво?
- Сравните t плавления, кипения Mo, Cr, Mn, Re. Объясните причины такого изменения.

Тема: «Элементы VIII В группы»

Вариант №1

1. Принято двояким образом подразделять d-элементы VIII группы на: 1) семейства железа и платиновых; 2) триады Fe - Ru - Os, Co-Rh-Ir, Ni -Pd - Pt. Какие факторы кладутся в основу того и другого деления? Ответ обоснуйте, приведя аргументы за и против того и другого деления.
2. Приведите примеры соединений кобальта (0), родия (0) и иридия (0). Каково, их строение и свойства.
3. Какую геометрическую конфигурацию имеют ионы $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ Чем определяется различие в их строении?
4. а) $\text{RuO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2[\text{RuBr}_6] + ;$ б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{I}_2 \rightarrow$
в) $\text{K}_2\text{OsO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
5. Смесь Cu и Fe, содержание Fe в которой 60%, обработали раствором разб. H_2SO_4 , при этом выделилось 112 мл. газа. Определите массу исходной смеси.

Вариант № 2.

1. На основе структуры атомов и значений физико-химических констант простых и сложных веществ укажите сходные и различные свойства элементов Fe - Ru- Os. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
2. Сравните восстановительные свойства $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — $\text{Co}(\text{OH})_2$ - $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Напишите уравнения реакций окисления данных соединений. Ответ аргументируйте.
3. Сравните устойчивость галогенидных комплексов Pt (II) и Pd (II). Дайте исчерпывающий ответ на основании значений $K_{\text{нест.}}$ данных комплексов.
4. а) $\text{IrF}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{K}_2\text{OsO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
в) $\text{K}_2\text{RuO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
5. В образце магнитогорской железной руды содержалось 60% железа в виде Fe_3O_4 (магнетит). Какому содержанию (в %) магнетита это соответствует?

Критерии оценки ответа студента при выполнении контрольной работы

Оценка	Требования к знаниям
отлично	приведены полные правильные решения, ответы грамотно аргументированы
хорошо	допущены незначительные погрешности при ответах на вопросы, аргументация была не полной
удовлетворитель но	В ответах на некоторые вопросы допущены грубые ошибки, часть выводов не аргументирована или аргументирована неправильно
неудовлетворите льно	Ответы на 50 и более % вопросов ошибочны, большинство выводов не аргументированы или аргументированы неправильно

Примерные варианты тестовых заданий

Тема: «Основные понятия и законы химии. Эквивалент»

Вариант № 1

1. Фактор эквивалентности соли
 - 1) 1/основность
 - 2) 1/число катионов * валентность катионов
 - 3) 1/кислотность

- 4) $1/\text{число атомов элемента} * \text{валентность элемента}$
2. Фактор эквивалентности основания
- 1) $1/\text{основность}$
 - 2) $1/\text{число катионов} * \text{валентность катионов}$
 - 3) $1/\text{кислотность}$
 - 4) $1/\text{число атомов элемента} * \text{валентность элемента}$
3. Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону
- 1) 2,2 2) 1,1 3) 20 4) 44
4. При сгорании $4 \cdot 10^{-6}$ кг углерода число молекул CO_2 равно
- 1) $2 \cdot 10^{21}$ 2) $2 \cdot 10^{20}$ 3) $2 \cdot 10^{22}$ 4) $2 \cdot 10^{23}$
5. Эквивалент исходных веществ в реакции
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 1) $1/2, 1/2$ 2) 1, $1/2$ 3) $1/2, 1$ 4) 1, 1
6. Объем (в л), занимаемый 5,25 г азота при 26°C и давлении 98,9 кПа # # #
7. Массовые доли галогена в галогениде металла и кислорода в его оксиде соответственно равны 68,35% и 15,4%. Название галогена # # #
8. Бром массой 0,4586 г вытесняет из раствора KI йод массой 0,7280 г, который взаимодействует с металлом массой 0,5935 г. Молярная масса эквивалента металла в г/моль
9. Цинк реагирует с избытком воды в щелочной среде (NaOH) с образованием 5,6 л газа (н.у.). Эквивалентное количество вещества цинка в моль.

Вариант № 2

1. Фактор эквивалентности кислоты
- 1) $1/\text{кислотность}$
 - 2) $1/\text{основность}$
 - 3) $1/\text{число атомов элемента} * \text{валентность элемента}$
 - 4) $1/\text{число катионов} * \text{валентность катионов}$
2. Фактор эквивалентности оксида
- 1) $1/\text{число катионов} * \text{валентность катионов}$
 - 2) $1/\text{основность}$
 - 3) $1/\text{число атомов элемента} * \text{валентность элемента}$
 - 4) $1/\text{кислотность}$
3. Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития
- 1) 5,75 2) 6,2 3) 7,5 4) 9,25
4. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)
- 1) 0,3 2) 3,35 3) 0,2 4) 5
5. Один моль воды при н.у. занимает объем
- 1) 18 мл 2) 118 л 3) 22,4 л 4) 22,4 мл
6. Плотность газа по воздуху равна 1,17, молекулярная масса газа
7. Масса (в граммах) натрия в 35,1 г хлорида натрия равна
8. На нейтрализацию 3 г H_3AsO_4 израсходовалось 2,366 г KOH. Основность кислоты
10. Из 48,15 г оксида металла можно получить 88,65 г его нитрата. Молярная масса эквивалента двухвалентного металла в г/моль

Тема: «Основные классы неорганических соединений»

Вариант №1

1. Формула кристаллогидрата сульфата натрия, масса которого при обезвоживании уменьшилась на 47%

- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 4) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

2. Карбонат калия реагирует в растворе с веществами набора

- 1) CO_2 , SO_2 , H_3PO_4 2) CO , KOH , HCl
3) BaCl_2 , HNO_3 , Rb_2SO_4 4) KHSO_4 , NaOH , SO_3

3. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1) Na_2SO_4 и HCl 2) NaOH и H_2SO_4
3) NaCl и H_2SO_4 4) NaOH и K_2SO_4

4. Одновременно в растворе могут находиться ионы

- 1) Ni^{2+} , K^+ , SO_4^{2-} , I^- 2) Pb^{2+} , S^{2-} , CH_3COO^- , Ba^{2+}
3) NH_4^+ , PO_4^{3-} , Ca^{2+} , F^- 4) Al^{3+} , Fe^{2+} , CO_3^{2-} , Br^-

5. Установить соответствие между веществом и свойствами

1: азотная кислота А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка

2: гидроксид натрия Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка

3: соляная кислота В: взаимодействие с серой при нагревании

4: сульфат алюминия Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

6. Количество возможных солей образованных H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$

- 1) 4 2) 1 3) 2 4) 3 5) 5

Вариант № 2

1. Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.

- 1) серебро 2) натрий 3) литий 4) золото

2. Диоксид углерода может реагировать с веществами набора

- 1) CaO , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ раствор, HNO_3 2) Na_2CO_3 раствор, Mg , C (кокс)
3) KOH , H_2SO_4 , раствор BaCl_2 4) CuSO_4 , NH_3 , NaOH

3. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1) BaCl_2 и NaNO_3 2) BaCl_2 и NaBr
3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KI 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4

4. Кислую соль можно получить в водной среде при взаимодействии

- 1) LiOH и HBr 2) CsOH и P_2O_5
3) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и HCOOH 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и N_2O_3

5. Одновременно в растворе могут находиться ионы

- 1) Ba^{2+} , Na^+ , F^- , CO_3^{2-}
2) Ag^+ , Ca^{2+} , Br^- , NO_3^-
3) Zn^{2+} , NH_4^+ , OH^- , I^-
4) Cu^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-}

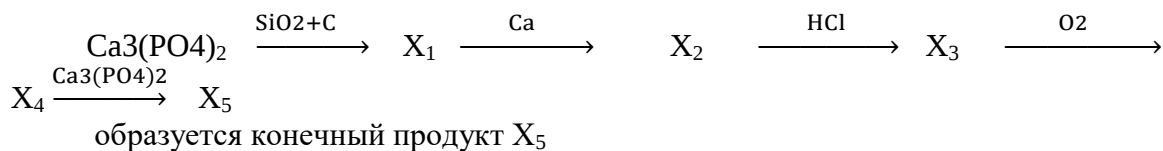
6. Установить соответствие между веществом и способом его распознавания:

- 1) 1: углекислый газ А: возгорание тлеющей лучины
- 2) аммиак Б: возгорание с характерным звуком
- 3) кислород В: помутнение известковой воды
- 4) водород Г: изменение окраски влажной индикаторной бумаги

7. Установить соответствие между веществом и свойствами:

- 1) азотная кислота А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка
- 2) гидроксид натрия Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка
- 3) соляная кислота В: взаимодействие с серой при нагревании
- 4) сульфат алюминия Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода

8. В результате следующих превращений



- 1) $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$ 2) CaHPO_4 3) $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 4) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$

Тема: «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

Вариант № 1

1. Изoeлектронные атомы и ионы

- 1) Fe^{2+} , Co^{3+} 2) Co , Ni^{2+} 3) Fe^{2+} , Fe^{3+} 4) Co^{2+} , Mn

2. Электронная емкость f -подуровня

- 1) 14 2) 6 3) 18 4) 10

3. Энергия сродства к электрону в периоде

- 1) не изменяется 2) уменьшается
3) увеличивается 4) остаются постоянной

4. Разрешенный набор квантовых чисел электрона

- 1) $n = 3$, $l = 0$, $m = 1$ 2) $n = 2$, $l = 1$, $m = 0$
3) $n = 3$, $l = 2$, $m = -1$ 4) $n = 3$, $l = 2$, $m = 3$

5. Наименьший радиус имеет ион

- 1) Cs^- 2) Ba^{2+} 3) Te^{2-} 4) I^-

6. Модель атома, созданная Э.Резерфордом называется _____

7. Число уровней у атома определяется _____ квантовым числом

8. Энергия отрыва электрона от атома называется энергией _____

9. Если электрон делает выбор между 4d и 5s атомной орбиталью, то атом содержит _____-электронов
10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
- | | |
|-------------------------------|--------------------|
| 1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ | A: Na^+ |
| 2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ | B: N |
| 3: $1s^2 2s^2 2p^6$ | B: S^{2-} |
| 4: $1s^2 2s^2 2p^3$ | Г: Al |
11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах
- A: 5s B: 4d B: 3d Г: 5p Д: 6s E: 4p

Вариант № 2

1. Изoeлектронные атомы и ионы
- 1) Fe^{2+} , Co^{3+} 2) Co, Ni^{2+} 3) Fe^{2+} , Fe^{3+} 4) Co^{2+} , Mn
2. Набор квантовых чисел $n = 3, l = 1, s = \pm 1/2$ имеет
- 1) Si 2) Al 3) Cl 4) S 5) P
3. Одинаковое количество электронов у ионов
- 1) Ba^{2+} , Mg^{2+} , Cd^{2+} 2) Ba^{2+} , I, Te^{2-} 3) Hg^{2+} , I, Sn 4) I, Cd^{2+} , Sn^{4+}
4. Электронная емкость g -подуровня
- 1) 6 2) 14 3) 10 4) 18
5. Энергия ионизации в группе
- 1) не изменяется 2) увеличивается
3) уменьшается 4) остаются постоянной
6. Атомные орбитали дают сумму $n + l = 9$
- 1) 6f, 7d, 8p 2) 5f, 7p, 8s 3) 4f, 5d, 6p 4) 4d, 5p, 6s
7. Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии _____
8. Энергия ионизации атома Ca (эВ): $I_1 = 6,113$; $I_2 = 11,871$; $I_3 = 51, 21$. третья энергия ионизации резко возрастает из-за отрыва _____ электрона
9. Число орбиталей у атома определяется _____ квантовым числом
10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
- | | |
|---|---------------------|
| 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ | A: F^- |
| 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ | B: C |
| 3) $1s^2 2s^2 2p^6$ | B: Fe^{+3} |
| 4) $1s^2 2s^2 2p^2$ | Г: Cr |

Тема: «Химическая связь»

Вариант № 1

- В ряду водородных соединений элементов VI A группы: H_2O - $\text{H}^\wedge$ - H_2Se полярность связи Э - Н
 - увеличивается
 - не изменяется
 - уменьшается
 - сначала уменьшается, потом увеличивается
- Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой
 - $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - NH_4NO_3
 - H_2SO_4
 - Li_2CO_3
- Атом углерода в возбужденном состоянии образует
 - четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
 - три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
 - ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
 - две связи, за счет двух неспаренных электронов
- Вещество, которое не могут образовывать водородную связь
 - H_2O
 - HF
 - HN_3
 - HI
- sp^3 гибридизация реализуется полностью
 - SO_2
 - CH_4
 - SO_3
 - ClO^-
- Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток
 - ковкость
 - низкая температура кипения
 - высокая твердость
 - электрическая проводимость раствора

А: атомная
Б: металлическая
В: ионная
Г: молекулярная

Вариант № 2

- Изоэлектронные атомы и ионы
 - Fe^{2+} , Co^{3+}
 - Co , Ni^{2+}
 - Fe^{2+} , Fe^{3+}
 - Co^{2+} , Mn
- Набор квантовых чисел $n = 3$, $l = 1$, $s = \pm 1/2$ имеет
 - Si
 - Al
 - Cl
 - S
 - P
- Одинаковое количество электронов у ионов
 - Ba^{2+} , Mg^{2+} , Cd^{2+}

- 2) Ba^{2+} , I , Te^{2-}
 3) Hg^{2+} , I , Sn^{4+}
 4) I , Cd^{2+} , Sn^{4+}
4. Электронная емкость g -подуровня
 1) 6
 2) 14
 3) 10
 4) 18
5. Энергия ионизации в группе
 1) не изменяется
 2) увеличивается
 3) уменьшается
 4) остаются постоянной
6. Атомные орбитали дают сумму $n + l = 9$
 1) 6f, 7d, 8p
 2) 5f, 7p, 8s
 3) 4f, 5d, 6p
 4) 4d, 5p, 6s
7. Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии _____
8. Энергия ионизации атома Ca (эВ): $I_1 = 6,113$; $I_2 = 11,871$; $I_3 = 51, 21$. третья энергия ионизации резко возрастает из-за отрыва _____ электрона
9. Число орбиталей у атома определяется _____ квантовым числом
10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами
- | | |
|---|---------------------|
| 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ | А: F |
| 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ | Б: C |
| 3) $1s^2 2s^2 2p^6$ | В: Fe^{+3} |
| 4) $1s^2 2s^2 2p^2$ | Г: Cr |
11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах
 А: 6z
 Б: 7s
 В: 6s
 Г: 4f
 Д: 5f
 Е: 6d
 Ж: 5d

Тема: «Химическая связь»

Вариант № 1

1. В ряду водородных соединений элементов VI А группы: H_2O – H_2S – H_2Se полярность связи Э – Н:
 1) увеличивается
 2) не изменяется
 3) уменьшается
 4) сначала уменьшается, потом увеличивается

2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 2) NH_4NO_3 3) H_2SO_4 4) Li_2CO_3

3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует:

- 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
- 2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
- 3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
- 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов

4. Вещество, которое не могут образовывать водородную связь

- 1) H_2O 2) HF 3) HN_3 4) HI

5. sp^3 гибридизация реализуется полностью

- 1) SO_2 2) CH_4 3) SO_3 4) ClO^-

6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток:

- 1: ковкость
2: низкая температура кипения
3: высокая твердость
4: электрическая проводимость раствора
А: атомная
Б: металлическая
В: ионная
Г: молекулярная

7. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой или частицей

- | | |
|--------------------------|-----------------------|
| 1) sp | А: BeCl_2 |
| 2) sp^2 | Б: CO_3^{2-} |
| 3) sp^3 | В: NF_3 |
| 4) sp^3d | Г: PF_5 |
| | Д: PF_6 |
| | Е: XeF_6 |

Вариант № 2

1. Вещество с ионной связью имеет формулу

- 1) KBr 2) SO_3 3) CH_4 4) HCl

2. Атомная кристаллическая решетка характерна для

- 1) алюминия и карбида кремния
- 2) серы и йода
- 3) оксида кремния и хлорида калия
- 4) алмаза и бора

3. sp^2 гибридизация реализуется полностью

- 1) SO_2 2) SO_3 3) CH_4 4) ClO^- 5) ClO_2^-

4. Установить соответствие между веществами и видами химической связи в них

1 вольфрам	А: ковалентная полярная алмаз
2 алмаз	Б: ковалентная неполярная аммиак

- | | |
|-----------------|------------------|
| амиак | В: металлическая |
| поваренная соль | Г: ионная |
5. Установить соответствие между веществами и типами кристаллических решеток
- | | |
|----------------|------------------|
| углекислый газ | А: ионная |
| карборунд | Б: молекулярная |
| никель | В: металлическая |
| ацетат натрия | Г: атомная |
6. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой
- | | | |
|--------------|------------|-------------|
| 1: sp^3 | А: OF_2 | В: SF_6 |
| 2: sp^2 | Б: BF_3 | Г: SF_4 |
| 3: sp^3d^2 | Е: XeF_6 | Д: $BeCl_2$ |
| 4: sp^3d | | |
| 4: sp^3d | | |

Темы: «Энергетика и направленность химических процессов», «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Вариант № 1

- Во сколько раз увеличится скорость реакции $H_2(g) + I_2(g) = 2HI(g)$ при увеличении давления в 3 раза
 - в 9 раз
 - в 8 раз
 - в 6 раз
 - в 3 раз
- При температуре $90^\circ C$ реакция протекает 1 мин. При какой температуре реакция закончится за 1ч 21мин, если температурный коэффициент равен 3
 - $50^\circ C$
 - $40^\circ C$
 - $60^\circ C$
 - $150^\circ C$
 - $140^\circ C$
- Химическое равновесие реакции $Zn(t) + 16HI(d) = 8I_2(g) + 8H_2S(d) - Q$ сместится вправо при понижении
 - концентрации H_2S
 - концентрации HI
 - давления
 - температуры
- Химическое равновесие реакции $Zr(t) + 2Cl_2(g) = ZrCl_4(g) + Q$ смещается вправо при
 - повышении давления
 - повышении концентрации $ZrCl_4$
 - дополнительном введении Zr
 - повышении температуры
- В гомогенной системе $3A(g) + B(g) = 2C(g) + D(g)$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: А - 0,03; В - 0,02; С - 0,004. Исходная концентрация вещества А (моль/л) равна
 - 0,036
 - 0,002
 - 0,024
 - 0,026
 - 0,030
- Из 2 моль CO и 2 моль Cl_2 образовалось при некоторой температуре 0,45 моль $COCl_2$. Константа равновесия реакции $CO + Cl_2 = COCl_2(g)$
 - 0,19
 - 0,09
 - 0,12
 - 0,21

7. Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна -601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения MgCO_3 на MgO и CO_2 $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Теплота образования MgCO_3
- 1) -1096 кДж/моль. 2) -1006 кДж/моль.
3) -996 кДж/моль. 4) -876 кДж/моль.
8. Теплота, которая поглощается или выделяется при разложении химического соединения количеством 1 моль на простые вещества называется _____
9. Если скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, то наступает химическое _____
10. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом _____

Вариант № 2

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{CaO(т)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{т})$ при увеличении давления в 3 раза
- 1) в 9 раз
2) в 8 раз
3) в 6 раз
4) в 3 раз
5) не изменится
2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании от 75°C до 115°C , если температурный коэффициент равен 2
- 1) в 2 раз
2) в 4 раз
3) в 8 раз
4) не изменится
5) в 16 раз
3. При повышении давления химическое равновесие смещается вправо
- 1) $2\text{NO(г)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$ 2) $\text{C(т)} + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO(г)}$
3) $2\text{NF(г)} + 3\text{H}_2(\text{г}) = 6\text{HF(г)} + \text{N}_2(\text{г})$ 4) $\text{CH}_4(\text{г}) + 4\text{S(г)} = \text{CS}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S(г)}$
4. Химическое равновесие реакции $4\text{FeS}_2(\text{т}) + 11\text{O}_2(\text{г}) = 8\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + Q$ сместится вправо при
- 1) повышении давления
2) повышении концентрации SO_2
3) дополнительном введении Fe_2O_3
4) дополнительном введении FeS_2
5. В гомогенной системе $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI(г)}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $\text{HI} - 0,02$; $\text{I}_2 - 0,05$; $\text{H}_2 - 0,03$. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна

- 1) 0,04 2) 0,01 3) 0,02 4) 0,03 5) 0,05
6. В гомогенной системе $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: HCl - 0,85; O_2 - 0,44; Cl_2 - 0,3. Исходная концентрация кислорода (моль/л) равна
- 1) 0,59 2) 0,49 3) 0,69 4) 0,79 5) 0,89
7. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж. Теплота образования CO_2
- 1) -393,3 кДж/моль
2) -358,4 кДж/моль
3) -335,5 кДж/моль
4) -326,4 кДж/моль
8. Теплота, которая поглощается или выделяется при образовании химического соединения количеством вещества 1 моль из простых веществ при заданных условиях называется _____
9. Смещение химического равновесия определяется принципом _____
10. Минимальная избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной называется _____

Тема: «Растворы. Теория электролитической диссоциации»

Вариант № 1

1. Смешаны 100 г 20%-ного раствора и 50 г 32%-ного раствора некоторого вещества. Концентрация полученного раствора
- 1) 24 2) 12 3) 36 4) 48
2. Для получения 9%-ного раствора соляной кислоты надо растворить 67,2 л HCl в воде массой
- 1) 1,107 кг 2) 0,505 кг 3) 0,987 кг 4) 1,227 кг
3. Уравнению $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4$ соответствует взаимодействие
- 1) AgNO_3 с Na_2PO_4 2) Ag_2O с H_3PO_4
3) AgNO_3 с H_3PO_4 4) AgCl с Na_3PO_4
4. Кислотность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду
- нитрат калия, силикат калия
бромид кальция, бромид алюминия
хлорид калия, фторид калия
хлорид лития, хлорид калия
5. Хлорид бария массой 41,6 г растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Степень диссоциации хлорида бария
- 1) 87,5% 2) 17,5% 3) 57,1% 4) 96%
6. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит

- 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
7. Если концентрация ионов водорода $[H^+]$ и ацетат-ионов $[CH_3COO^-]$ в 0,1М растворе уксусной кислоты равна 0,00132 моль/л, то ее константа ионизации
- 1) $1,74 \cdot 10^{-5}$ 2) $1,76 \cdot 10^{-4}$ 3) $1,78 \cdot 10^{-4}$ 4) $1,74 \cdot 10^{-4}$
8. Концентрацию ионов водорода в растворе при pH = 4,32 равна
- 1) $4,78 \cdot 10^{-4}$ 2) $4,76 \cdot 10^{-5}$ 3) $4,74 \cdot 10^{-5}$ 4) $4,74 \cdot 10^{-5}$
9. Активная концентрация анионов a_{OH^-} в 0,01М раствора гидроксида калия KOH, учитывая ионную силу раствора равна
- 1) $9 \cdot 10^{-3}$ 2) $8 \cdot 10^{-3}$ 3) $7 \cdot 10^{-3}$ 4) $6 \cdot 10^{-3}$
10. Константа гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1М раствора соли $HCOONH_4$ ($K_d(кис) = 1,8 \cdot 10^{-4}$, $K_d(осн) = 1,76 \cdot 10^{-5}$)
- 1) $3,16 \cdot 10^{-6}$, 0,177 и 6,5 2) $4,76 \cdot 10^{-4}$, 0,745 и 8,3
3) $2,74 \cdot 10^{-5}$, 0,587 и 8,54 4) $5,75 \cdot 10^{-10}$, 0,345 и 6,62

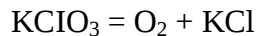
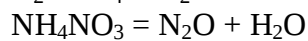
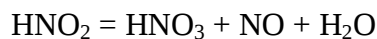
Вариант № 2

1. К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) прибавили 400мл воды, получился раствор плотностью 1,225 г/мл. Молярная концентрация раствора
- 1) 3,78 М 2) 2,21 М 3) 2,57 М 4) 4,02 М
2. Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Массовая доля вещества в оставшемся растворе
- 1) 8,6 % 2) 6,3 % 3) 7,4 % 4) 9,5 %
3. Уравнению $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$ соответствует взаимодействие
- 1) $FeCl_3$ с KOH 2) $Fe_2(SO_4)_3$ с $Ba(OH)_2$
3) $FeSO_4$ с NaOH 4) $Fe(OH)_3$ с HCl
4. Щелочность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду
- 1) карбонат натрия, иодид натрия
2) сульфит калия, сульфид натрия
3) нитрит натрия, нитрат натрия
4) хлорид лития, хлорид аммония
5. Количество отрицательных ионов в 120 г 10% раствора аммония, если степень диссоциации соли равна 90%
- 1) 0,135 моль
2) 0,15 моль
3) 0,167 моль
4) 1,67 моль
6. Если концентрация азотистой кислоты HNO_2 равна 0,12М и $K_d = 6,9 \cdot 10^{-4}$, то степень ее ионизации составит
- 1) $7,6 \cdot 10^{-2}$

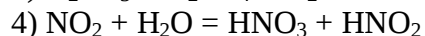
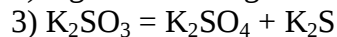
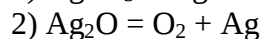
- 2) $8,6 \cdot 10^{-2}$
 3) $8,6 \cdot 10^{-3}$
 4) $7,6 \cdot 10^{-3}$
7. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит
- 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$
 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$
 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$
 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
8. Концентрация ионов водорода $[H^+]$ 6%-ного раствора хлороводородной кислоты ($\rho = 1,028$ г/мл) составляет
- 1) 1,69
 2) 2) 1,76
 3) 3) 1,78
 4) 4) 1,65
9. Активность хлорид-ионов в 0,1 М растворе хлорида натрия NaCl равна
- 1) $7,58 \cdot 10^{-2}$
 2) $7,62 \cdot 10^{-2}$
 3) $7,68 \cdot 10^{-2}$
 4) $7,54 \cdot 10^{-2}$
10. Степень гидролиза и pH соли бромид аммония NH_4Br pH 0,01н раствора ($K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$)
- 1) $2,38 \cdot 10^{-2}$ и 5,62 2) $4,52 \cdot 10^{-2}$ и 8,34 3) $5,68 \cdot 10^{-2}$ и 6,32 4) $3,54 \cdot 10^{-12}$ и 4,35

Тема: «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы» Вариант № 1

1. Реакция диспропорционирования



2. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления



3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции $CaOCl_2 + H_2O + NaBr \rightarrow$

1) 8

2) 7

3) 9

4) 10

4. Установить соответствие

1: продукты электролиза расплава $CuCl_2$

A: Си и Cl_2

- 2: продукты электролиза раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ Б: Cu и O_2
 3: продукты электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ В: H_2 и O_2
 Г: Ca и O_2
 Д: H_2 и Cl_2

5. В процессе электролиза раствора NaCl , при силе тока 5А за 85 мин на аноде выделяется продукт объемом _____ л (округлить до десятых)
6. Для окисления в кислой среде 0,05 л 0,2 М NaNO_2 потребуется 0,25 н раствор KMnO_4 объемом _____ л (округлить до сотых)
7. Исходя из реакции $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$, где 1 л раствора содержится 10 г HClO_4 , нормальность HClO_4 равна _____ -моль/л (округлить до десятых)
8. Значение электродного потенциала меди, погруженной в 0,0005 н раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ равно _____ В (округлить до тысячных)
9. Если концентрация ионов водорода в растворе $4,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л, то потенциал водородного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)
10. Если в 0,5л раствора содержится 0,0699 г FeCl_2 г, то потенциал железного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)

Вариант № 2

1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

- 1) $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$
 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{KOH}$

2. Реакция диспропорционирования

- 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ 2) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
 3) $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ 4) $\text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag}$

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



- 1) 17
 2) 18
 3) 19
 4) 20

4. Установите соответствие

- 1: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ А: $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 2: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Б: $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 3: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ В: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 Г: $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5. В процессе электролиза расплава NaCl , при силе тока 2А за 45 мин. на катоде выделяется продукт массой _____ г (округлить до сотых)
6. В процессе электролиза раствора Na_2SO_4 , при силе тока 2А за 2 ч на аноде выделяется продукт объемом _____ л (округлить до сотых)

7. Если дихромат-ион восстанавливается до хрома (III), то молярная концентрация эквивалента дихромата калия ($\omega = 10\%$; $\rho = 1,07$ г/мл) равна _____ моль/л. (округлить до сотых)
8. Для взаимодействия с 0,25 моль $K_2Cr_2O_7$ требуется 2 н раствор HBr объемом _____ л (округлить до сотых)
9. Если концентрация ионов водорода в растворе $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л, то потенциал водородного электрода равен _____ В (округлить до тысячных)
10. Если потенциал водородного электрода равен - 236 мВ, то активность ионов водорода в растворе равна _____ моль/л (записать в стандартном виде)

Тема: «Комплексные соединения»

Вариант № 1

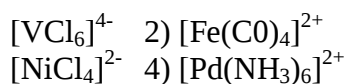
1. Парамагнитный низкоспиновый внутриорбитальный
 - 1) $[Mn(NO_2)_6]^{4-}$
 - 2) $[CoBr_6]^{3-}$
 - 3) $[Fe(CO)_4]^{2+}$
 - 4) $[VC1_6]^{4-}$
2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли
 - 1: $K_2[PtCl_4]$
 - 2: $[PtCl_3(NH_3)_3]Br$
 - 3: $[CoF_3(H_2O)_3]$
 - 4: $[Co(NH_3)_6][Co(NO_2)_6]$

А: тетрахлолоплатинат (II) калия
 Б: бромид триамминтринитрохлолоплатины (IV)
 В: триакватрифторокобальт
 Г: гексанитрокобальтат (III) гексаамминкобальта (III) Д: дихлоротетраамминникеля Е: гексацианоферрат(II) калия
3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

1: $[FeFx]^{-(x-2)}$	А: 6
2: $[Pt(N_2H_4)x]^{2+}$	Б: 4
3: $[Pd(NH_3)x]^{2+}$	В: 5
	Г: 7
	Д: 3
4. Если раствор содержит 0,05 моль/л $K_2[Ag(CN)_3]$ и 0,05 моль KCN, $K_n = 1 \cdot 10^{-21}$, то концентрация ионов серебра в моль/л _____
5. Если для комплексного иона энергия расщепления равна 167,2 кДж/моль, то он поглощает свет с длиной волны в нм _____
6. Если при действии раствора серной кислоты весь барий из раствора $Ba(CN)_2 \cdot Cu(CNS)_2$ осаждается в виде сульфата бария, то координационная формула соли _____

Вариант № 2

1. Парамагнитный высокоспиновый внутриорбитальный



2. Установить соответствие между названием и формулой комплексной соли 1:

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ А: гексацианоферрат(III) калия

2: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ Б: хлорид тетраамминникеля(II)
 3: $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$ В: гексафторосиликат (IV) калия
 4: $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ Г: тетракарбонилникель
 Д: дихлоротетраамминникеля
 Е: гексацианоферрат(II) калия

3. Установить соответствие между формулой соединения и координационным числом

$[\text{Ni}(\text{CO})_x]^0$ А: 4
 $[\text{Co}(\text{CN})_x]^{-(x-3)}$ Б: 6
 $[\text{Fe}(\text{CO})_x]^0$ В: 5
 Г: 7
 Д: 3

4. Если раствор содержит 0,02 моль/л $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ и 1 моль NH_3 , $K_n = 2,75 \cdot 10^{-7}$, то концентрация ионов кадмия в моль/л _____

5. Если максимум поглощения видимого света для комплекса соответствует длине волны 400 нм, то энергия расщепления в кДж/моль _____

6. Если для осаждения хлора из раствора на 1 моль $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ ($K_{\text{Ч}_{\text{Pt}}} = 6$) требуется 1 моль нитрата серебра, то координационная формула соединения _____

Тема: «Элементы VIIA, VIA, VA групп»

Вариант № 1

1. Для поглощения хлора можно использовать:

а) NaOH в) NaCl
 б) H_2SO_4 г) HCl

2. Обычно для получения брома в лаборатории используют реакции:

а) $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
 б) $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
 в) $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{HBrO}_3 (\text{p-p}) \rightarrow$
 г) $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{Cl}_2 \rightarrow$

3. Кислотные свойства в ряду $\text{HClO}_4 - \text{HBrO}_4 - \text{H}_5\text{IO}_6$ # # #

4. Конфигурация валентных электронов в атоме селена в основном состоянии:

а) $3s^2 3p^4$ в) $4s^2 4p^4$
 б) $5s^2 5p^4$ г) $4s^1 4p^3 4d^2$

5. Сульфид алюминия получается в результате реакций:

а) $\text{AlCl}_3 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{S} (\text{газ.}) \rightarrow$ в) $\text{Al} + \text{S}(\text{т.}) \rightarrow$
 б) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $\text{AlCl}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

6. Установите соответствие вещества со свойствами

- 1) H_2SeO_4
- 2) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$
- 3) H_2TeO_3
- 4) H_2SO_3
- 5) Na_2SO_3

А) сильный окислитель

Б) сильный окислитель и сильная кислота

В) восстановительные свойства проявляются ярче, чем окислительные

Г) восстановитель, слабая кислота

Д) амфотерное соединение

7. Энергия связи Э-Н выше в молекуле:

а) NH_3

в) AsH_3

б) PH_3

г) SbH_3

8. Окислительные свойства гидразин проявляет в реакции:

а) $\text{Zn} + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{HCl}(\text{p-p}) =$

в) $\text{CuCl}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaOH}(\text{разб}) =$

б) $\text{I}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} =$

г) $\text{SnCl}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{HCl}(\text{p-p}) =$

9. При получении азотной кислоты, максимальное использование двуокиси азота достигается в реакции:

а) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 =$

б) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{горяч}) =$

в) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{холод}) =$

10. Из перечисленных кислот самой сильной является:

а) H_2SO_3 ;

б) H_2SeO_3 ;

в) H_2TeO_3 .

Вариант № 2

1. Для смещения равновесия реакции $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ влево следует добавить к хлорной воде:

а) NaCl .

в) H_2SO_4

б) NaOH

г) AgNO_3

2. Наиболее сильной кислотой является водный раствор:

а) фтороводорода

в) бромоводорода

б) хлороводорода

г) иодоводорода

3. Наиболее сильным окислителем в ряду HClO_4 - HBrO_4 - H_5IO_6 является кислота _____

4. Конфигурация валентных электронов в атоме иода в пятивалентном состоянии:

а) $5s^2 5p^3 5d^2$

в) $5s^2 5p^4 5d^1$

б) $5s^2 5p^5$

г) $5s^1 5p^3 5d^3$

5. Конфигурация валентных электронов в атоме серы в основном состоянии:

а) $3s^2 3p^4$

в) $4s^2 4p^4$

б) $5s^2 5p^4$

г) $4s^1 4p^3 4d^2$

6. Для осушения сернистого газа можно использовать

а) P_2O_5

б) CaCl_2

в) NaOH

г) H_2SO_4

7. Для получения сернистого газа в промышленности используются реакции:

- а) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} \rightarrow$
- б) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$
- в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \text{ (тв.)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (70\% р-р)} \rightarrow$
- г) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$

Термическое разложение нитратов протекает по-разному в зависимости от свойств катиона соли.

Установите соответствие:

- 1) нитраты металлов средней активности
- 2) нитраты неактивных металлов
- 3) нитраты щелочных металлов
- А) нитриты металлов и кислород
- Б) оксиды металлов, оксид азота (IV) и кислород
- В) металлы, оксид азота (IV) и кислород

8. Аммиак получают в результате реакции:

- а) $\text{H}_2 + \text{N}_2 \text{ (t, kat)} \rightarrow$
- б) $\text{Mg}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- в) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$
- г) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \text{ (t)} \rightarrow$

9. Самой сильной из перечисленных кислот является:

- а) HNO_3
- б) HNO_2
- в) HN_3

Тема: «Элементы IV А, III А групп»

Вариант № 1

1. Моноксид углерода проявляет восстановительные свойства в реакциях:

- а) $\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow$
- б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + \text{CO} \rightarrow$
- в) $\text{PdCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO} \rightarrow$
- г) $\text{H}[\text{CuCl}_2] + \text{CO} \rightarrow$

2. Термически наиболее устойчива соль:

- а) BaCO_3
- б) MgCO_3
- в) $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$
- г) Na_2CO_3

3. Для перевода диоксида кремния в растворимое состояние используют реакции:

- а) $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \text{ (тв.)} \rightarrow$
- б) $\text{SiO}_2 + \text{HCl} \text{ (р-р)} \rightarrow$
- в) $\text{SiO}_2 + \text{HF} \text{ (р-р)} \rightarrow$
- г) $\text{SiO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \text{ (р-р)} \rightarrow$

4. Сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции

$\text{Si} + \text{HNO}_3 \text{ (конц.)} + \text{HF} \rightarrow$ равна:

- а) 11
- б) 9
- в) 13
- г) 15

5. СО является оксидом:

- а) безразличным
- б) амфотерным
- в) основным
- г) кислотным

6. Химия таллия(I) напоминает химию _____

7. Структурной единицей бора как простого вещества является _____
8. Изменение структуры от ионной, через полимерную к молекулярной тригалогенидов металлов IIIA группы от фторидов к иодидам связано с уменьшением _____
9. Резкое возрастание металлических свойств при переходе от бора к алюминию объясняется _____ -
10. . Продуктами гидролиза трифторида бора являются:
- а) $\text{H}[\text{BF}_4]$ в) H_2
 б) HF г) $\text{B}(\text{OH})_3$

Вариант № 2

1. Для получения углекислого газа в лаборатории обычно используют реакции:
- а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ в) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$
 б) $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ г) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{t}, \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц})) \rightarrow$
2. Для осушения CO_2 можно использовать:
- а) CaO в) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})$
 б) NaOH г) P_2O_5
3. Из перечисленных оксидов в большей степени основными свойствами обладает:
- а) PbO_2 в) GeO_2
 б) SnO_2 г) SiO_2
4. Вследствие высокой полярности связи Э-Ф тетрафториды олова и свинца в отличие от остальных тетрагалогенидов имеют структуру _____
5. При пропускании CO_2 через раствор NaOH до слабощелочной реакции образуется соль
- а) Na_2CO_3 ; б) NaHCO_3 .
6. В ряду BF_3 - BCl_3 - BBr_3 - BI_3 увеличиваются:
- а) температуры плавления и кипения
 б) термическая устойчивость
 в) длина связи
 г) энергия связи
7. Основные свойства в ряду гидроксидов $\text{Al}(\text{OH})_3$ - $\text{Ga}(\text{OH})_3$ - $\text{In}(\text{OH})_3$ - $\text{Tl}(\text{OH})_3$
- а) к гидроксиду галлия уменьшаются, затем увеличиваются
 б) уменьшаются
 в) увеличиваются
 г) не изменяются
8. Причиной диагонального сходства бора и кремния является _____
9. Из всех элементов III A группы только таллий способен образовывать устойчивые в обычных условиях соединения в одновалентном состоянии, потому что
- а) его валентные электроны слабее связаны с ядром
 б) $6s^2$ -электроны - инертная пара, находятся под экраном 4f-подуровня

- в) его валентные электроны сильнее связаны с ядром, вследствие ярко выраженного эффекта проникновения
10. Гибридизация атомных орбиталей бора в диборане _____

Тема: « S-элементы IА-IIА группы»

Вариант № 1

1. В ряду щелочных металлов наиболее отрицательное значение электродного потенциала имеет
- а) натрий
б) калий
в) рубидий
г) цезий
д) литий
2. Электролиз водного раствора NaCl - это способ одновременного получения
- а) NaOH, Cl₂, H₂ в) NaH, Cl₂, O₂
б) Na, O₂, Cl₂ г) Na, Cl₂, H₂
3. Щелочные металлы (а) и щелочно-земельные металлы (б) имеют кристаллические решетки:
- 1) а) ОЦК, б) Be и Mg -ГПУ, Ca и Sr -ГЦК, Ba-ОЦК
2) а) ГПУ, б) ГЦК
3) а) Li-ОЦК, остальные-ГЦК, б) ГЦК
4) а) ГЦК, б) ГПУ
4. Гидроксиды щелочных металлов кроме одного плавятся без разложения.
Разлагается на Щелочные металлы, а также Ca, Sr, Ba при нагревании в атмосфере аммиака образуют
- а) амиды и водород в) гидриды и ангидрид HNO₂
б) гидриды и азот г) амиды и азот
5. оксид и воду при нагревании гидроксид
- а) LiOH г) RbOH
б) NaOH д) CsOH
в) KOH
6. Высокой комплексообразующей способностью среди металлов IIА группы обладает _____
7. Из щелочных металлов в обычных условиях с азотом реагирует _____
8. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $Mg(OH)_2 + NH_4Cl \rightarrow$ равна _____
9. Температура разложения в ряду LiBrO₄ - NaBrO₄ - KBrO₄ - RbBrO₄ _____ потому что _____
10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $KI + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$ равна _____

11. Простым нагреванием $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ нельзя получить безводный BeCl_2 вследствие сильно протекающего _____

Вариант № 2

1. Fr, завершающий IА группу, и Ra, завершающий IIА группу, являются
- а) радиоактивными элементами
 - б) очень мягкими
 - в) самыми распространенными в природе среди всех s-элементов
 - г) надежными изоляторами
2. В ряду сульфатов BeSO_4 - MgSO_4 - CaSO_4 - SrSO_4 - BaSO_4 растворимость уменьшается. Это связано
- а) с образованием более прочной кристаллической решетки
 - б) с уменьшением ионности связи
 - в) с увеличением ионности связи
 - г) с уменьшением прочности кристаллической решетки
 - д) с увеличением структурного соответствия размера катиона и аниона
3. Среди гидроксидов элементов IIА группы амфотерными свойствами обладает _____
4. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{Rb}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ равна _____
5. На нейтрализацию раствора, полученного после обработки 5 г амальгамы натрия водой, израсходовано 25 мл 2 н соляной кислоты. Массовая доля натрия в амальгаме равна _____
6. Установите соответствие между частицей и ее пространственной структурой
- | | |
|-------------------------------|--------------------------|
| 1) тетрагидроксобериллат-ион | А) октаэдр |
| 2) катион гексааквамагния | Б) линейная |
| 3) молекула диоксида бериллия | В) тетраэдр |
| 4) катион тетрааквабериллия | Г) незавершенный октаэдр |
7. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{LiH} + \text{HCl} \rightarrow$ равна _____
8. Реакция среды в растворе ортофосфата рубидия _____
9. С холодной водой магний взаимодействует плохо, в горячей воде реакция протекает более активно в следствие _____

Тема: «Элементы III В, IV В, V В групп»

Вариант № 1

1. При термическом разложении гексагидрата нитрата лантана(III) можно получить
- | | |
|---|--|
| а) $\text{La}(\text{NO}_2)_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | в) $\text{La}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| б) $\text{La} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | г) $\text{La} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ |

2. Масса (в граммах) фтороцерата(IV) калия $K_2[C1F_6]$, образующегося при сплавлении 6,48 г фторида церия(IV) с 5,8 г фторида калия, если выход продукта составляет 62% от теоретического, равна
- а) 6,18
 - б) 7,92
 - в) 5,84
 - г) 7,25
3. Из металлов подгруппы скандия не реагирует с водой в обычных условиях
- а) La
 - б) Ac
 - в) Sc
 - г) Y
4. Сумма коэффициентов в левой части уравнения реакции
- $$K_2Cr_2O_7 + TiBr_3 + HBr \rightarrow \text{равна } \underline{\hspace{2cm}}$$
5. Титан, цирконий и гафний реагируют с концентрированной серной кислотой. Продукт реакции отличается от остальных у
- а) титана
 - б) циркония
 - в) гафния
6. Элементы IUB группы устойчивы к действию концентрированных серной и азотной кислот, но легко растворяются в слабых плавиковой, щавелевой, уксусной (в присутствии F^-), потому что
- а) создаются условия для образования прочных ацидокомплексов;
 - б) покрыты снаружи прочной оксидной пленкой;
 - в) имеют прочные кристаллические решетки;
 - г) пассивируются в кислотах окислителях.
7. Соединения ванадия проявляют окислительно-восстановительные свойства в реакциях
- а) $NH_4VO_3 \rightarrow$
 - б) $VCl_2 + Cl \text{ (разб)} \rightarrow$
 - в) $V_2O_5 + Cl \text{ (конц)} \rightarrow$
 - г) $NH_4VO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$
 - д) $VCl_4 + NaOH \text{ (разб)} \rightarrow$
 - е) $V_2O_5 + Na_2CO_3 \text{ (конц)} \rightarrow$
8. Установите соответствие между веществом и структурным типом его кристаллической решетки
- | | |
|----------|----------------------------|
| VO | А) полимерная из октаэдров |
| V_2O_3 | Б) решетка поваренной соли |
| VO_2 | В) решетка рутила |
| V_2O_5 | Г) решетка корунда |
9. Электронная конфигурация атома тантала в основном состоянии
- а) $5d^3 6s^2$
 - б) $5d^4 6s^1$
 - в) $6s^2 6p^3$
 - г) $5d^3 6s^1 6p^1$
10. Большие валентные возможности имеет титан по сравнению с остальными элементами, потому что
- а) его валентные орбитали энергетически неравноценны;
 - б) атомный радиус небольшой, его валентные электроны прочно удерживаются ядром;

- в) его валентные орбитали энергетически равноценны;
г) его валентные электроны легко участвуют в образовании связей.

Вариант № 2

1. Реакция протекает по схеме: $\text{UCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{U}(\text{OH})_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2 + \text{HCl}$

Масса (в граммах) хлорида урана(III), вступившего в реакцию, если образовалось 0,2 л 2н раствора HCl, равна

- а) 137,75 в) 119,4
б) 156,2 г) 123,84
2. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{Sc} + \text{HNO}_3$ (оч. разб.)
→ равна _____
3. Из предложенных солей ScCl_3 , YCl_3 , LaCl_3 в наибольшей степени гидролизуются в растворе _____
4. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{TiO} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц) → равна _____
5. Средние соли титана (IV) сложно получить в водных растворах вследствие активно протекающего _____
6. Температуры плавления, кипения и энтальпия атомизации в ряду титан-цирконий-гафний
- а) увеличиваются в) изменяются немонотонно
б) уменьшаются г) не изменяются, потому что _____
7. Химическая активность $\text{Э}_2\text{O}_5$ в ряду: V_2O_5 - Nb_2O_5 - Ta_2O_5
- а) увеличивается в) уменьшается
б) изменяется немонотонно г) не изменяется, потому что _____
8. В растворы оксотрихлоридов V, Nb и Ta прилили соляную кислоту и внесли кусочек цинка. Восстановление невозможно в случае _____
9. Из элементов подгруппы ванадия имеет большие валентные возможности, потому что
- а) атомный радиус велик, валентные электроны слабо удерживаются ядром;
б) имеется энергетическое различие валентных орбиталей;
в) атомный радиус небольшой, валентные электроны прочнее удерживаются ядром;
г) разница в энергии (n-1)d- и ns-орбиталей невелика.
10. Наиболее устойчива у ванадия степень окисления
- а) +3 в) +5
б) +4 г) +2

Тема: «Элементы VI В, VII В групп»

Вариант № 1

1. Электронная конфигурация атома хрома в основном состоянии

- а) $3d^5 4s^1$ в) $3d^4 4s^1 4p^1$
 б) $3d^4 4s^2$ г) $4s^2 4p^4$
2. Хром присутствует в растворе, полученном при растворении хрома в разбавленной серной кислоте при отсутствии воздуха, в виде иона
- а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ в) CrO_4^{2-}
 б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ г) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
3. Из раствора CrCl_3 осаждается $\text{Cr}(\text{OH})_3$ при добавлении растворов
- а) Na_2CO_3 в) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
 б) NH_3 г) Na_2SO_4
4. В щелочной среде могут существовать ионы
- а) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3+}$ в) CrO_4^{2-}
 б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ г) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
5. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ равна
- а) 17 в) 13
 б) 12 г) 15
6. Увеличение температуры плавления в ряду Mn_2O_7 - Tc_2O_7 - Re_2O_7 (+6; +120; +301) связано
- а) с увеличением полярности связи Э-О
 б) с переходом от молекулярной структуры у Mn_2O_7 к полимерной структуре у Re_2O_7
 в) с уменьшением ионности связи Э-О
 г) с усилением межмолекулярного взаимодействия по мере роста размера молекул.
7. Устойчивость K_2MnO_4 в растворе понижается при добавлении
- а) NH_4Cl в) CO_2
 б) KOH г) HCl
8. При взаимодействии марганца с разбавленной серной кислотой образуются
- а) MnSO_4 в) H_2
 б) $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$ г) $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$
9. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl}$ (конц) — равна
-
10. В ряду HMnO_4 - HTcO_4 - HReO_4 уменьшаются свойства
- а) кислотные в) восстановительные
 б) окислительные г) устойчивость

Вариант № 2

1. При сплавлении Cr_2O_3 с KOH и KNO_3 образуется
- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 б) KCrO_2 г) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
2. Электронная конфигурация атома вольфрама в основном состоянии
- а) $5d^4 6s^2$ в) $6s^2 6p^4$

- б) $5d^5 6s^1$ г) $5d^4 6s^1 6p^1$
3. При введении в растворы солей хрома (III) сульфид- и карбонат-ионов выпадает осадок _____
4. Соединения хрома проявляют окислительно-восстановительные свойства в реакциях
- а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_3) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
 г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}(\text{кнц}) \rightarrow$
 д) $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
5. $\text{Cr}(\text{OH})_3$ растворяется в
- а) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 б) $\text{HCl} \rightarrow$
 в) $\text{NaOH}(\text{конц}) \rightarrow$
 г) $\text{NH}_3(\text{p-p}) \rightarrow$
6. Электронная конфигурация атома марганца в основном состоянии
- а) $\dots 3d^6 4s^1$ в) $\dots 3d^5 4s^2$
 б) $\dots 3d^2 4s^2 4p^3$ г) $\dots 4s^2 4p^5$
7. Химическое взаимодействие отсутствует в смеси
- а) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ —————}$ в) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \text{ —————}$
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{KOH} \text{ —————}$ г) $\text{KMnO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \text{ —————}$
 7+
8. В отличие от Mn при действии H_2S на растворы HTcO_4 и HReO_4 выпадают осадки Tc_2S_7 и Re_2S_7 . Это экспериментально доказывает, что Tc^{7+} и Re^{7+} являются слабыми _____
9. Восстановление перманганат-иона в зависимости от реакции среды протекает по-разному. Установите соответствие:
- 1) до Mn^{2+} А) в щелочной среде
 2) до MnO_2 Б) в кислой среде
 3) до MnO_4^{2-} В) в нейтральной среде
10. Из элементов VIIIB группы не встречается в природе _____

Тема: «Элементы VIII В группы»

Вариант № 1

1. Элемент с порядковым номером 78 может образовать несколько хлоридов. Их химические формулы _____
2. При взаимодействии Fe^{3+} с I⁻ и S²⁻ образуются соединения:
- а. Fe^{3+}
 б. Fe^{6+}
 в. Fe^{8+}
 г. Fe^{2+}

3. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ равна _____
4. Элементы подгруппы никеля образуют карбонилы состава _____
5. С увеличением степени окисления железа в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{-Fe}(\text{OH})_3\text{-H}_2\text{FeO}_4$ кислотные свойства _____ потому что _____
6. В ряду Fe-Co-Ni энтальпия атомизации, температуры плавления и кипения _____ потому что _____
7. В подгруппах железа, кобальта и никеля с увеличением порядкового номера энтальпия атомизации, температуры плавления и кипения _____
8. Пространственная структура большинства комплексов Fe(II) и Fe(III) с лигандами слабого и сильного поля _____
9. Расположите в порядке увеличения стабилизации степени окисления кобальта +3 следующие лиганды:
- 1) цианогруппа
 - 2) аминогруппа
 - 3) гидроксogруппа

Вариант № 2

1. В ряду $\text{Fe}^{2+}\text{-Co}^{2+}\text{-Ni}^{2+}$ устойчивость к окислению
- а) увеличивается
 - б) уменьшается
 - в) изменяется немонокотнно
 - г) не изменяется
2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ равна
- а) 11
 - б) 7
 - в) 14
 - г) 9
3. Комплексы кобальта(III) в зависимости от силы поля лигандов могут быть парамагнитными и диамагнитными. Комплексы родия (III) и иридия (III) независимо от силы поля лигандов- _____
4. Элементы подгруппы железа образуют карбонилы состава _____
5. Рутений взаимодействует со смесью гидроксида калия и хлората калия. В реакцию вступило 3,24 г рутения, в котором массовая доля примесей 7 %. Масса рутената калия, образовавшегося при этом равна _____

6. В восьмой группе при переходе от элементов подгруппы железа к подгруппе никеля валентные возможности атомов _____ потому что _____
7. При взаимодействии кобальта с разбавленной азотной кислотой образуются:
- а) $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$ в) H_2
 б) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ г) NO
8. Соединения железа (II) проявляют восстановительные свойства. Предложите способы стабилизации данного валентного состояния:
- а) образование нерастворимого гидроксида;
 б) образование комплексов с лигандами слабого поля;
 в) образование комплексов с лигандами сильного поля;
9. Расположите оксиды кобальта в порядке увеличения устойчивости:
- а) Co_3O_4 б) CoO в) Co_2O_3 .
10. Наиболее сильным окислителем является:
- а) перманганат-ион в) феррат-ион
 б) бихромат-ион г) рутенат¹-ион

Тема: «Элементы IV - IV групп»

Вариант № 1

1. В пробирках находятся 0,1М водные растворы следующих солей натрия: 1) йодида; 2) бромида; 3) хлорида; 4) фторида. В каждую пробирку добавляют в избытке 0,1М раствор нитрата серебра. При одинаковых объемах реагентов количество вещества в осадке будет наименьшим в пробирке №
- а) 3 в) 2
 б) 1 г) 4
2. Растворяются в растворе аммиака все вещества группы
- а) AgCl , AgBr , AgI в) AgCl , AgI
 б) AgBr , AgI г) AgCl , AgBr
3. Химическая связь имеет более ковалентный характер в
- а) AgI в) AgCl
 б) AgBr г) AgF , потому что # # #.
4. Устойчивость цианидных комплексов: $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$; $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$; $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ в ряду
- а) уменьшается в) увеличивается
 б) не изменяется г) изменяется немонотонно, потому что _____
5. В ряду $\text{Cu}-\text{Ag}-\text{Au}$ температура плавления и кипения
- а) уменьшается, затем увеличивается
 б) увеличивается, затем уменьшается
 в) увеличивается
 г) уменьшается, потому что _____
- б) Наиболее ярко проявляются кислотные свойства у
- а) $\text{Au}(\text{OH})_3$ в) $\text{Cu}(\text{OH})_2$

- б) Cu_2O г) Ag_2O , потому что
-
6. Приведены значения стандартной энергии Гиббса реакций:
- 1) $[\text{HgI}_4]^{2-} + \text{S}^{2-} = \text{HgS} + 4\text{I}^-$; $\Delta G_{298} = -127 \text{ кДж/моль}$
 2) $[\text{HgI}_4]^{2-} + \text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{HgS} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{I}^-$; $\Delta G_{298} = -13 \text{ кДж/моль}$
 3) $[\text{HgI}_4]^{2-} + 2\text{OH}^- = \text{HgO} + 4\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$; $\Delta G_{298} = +26 \text{ кДж/моль}$
7. Наиболее легко разрушить в водном растворе тетраидомеркурат(II)-ион с помощью
- а) Na_2S в) NaOH
 б) H_2S г) Na_2S , NaOH
8. Устойчивость однотипных соединений в рядах ZnO-CdO-HgO ; ZnS-CdS-HgS
- а) уменьшается в) увеличивается
 б) увеличивается, затем уменьшается г) не изменяется, потому что
-
9. Электронодонорная способность ионов в ряду: Zn^{2+} - Cd^{2+} - Hg^{2+}
- а) увеличивается в) увеличивается, затем уменьшается
 б) уменьшается г) не изменяется, потому что
-
10. При внесении в водный раствор аммиака $\text{Zn}(\text{OH})_2$ pH раствора _____ потому что _____
-

Вариант № 2

1. Из элементов I В группы наиболее характерна степень окисления +1 для
- а) серебра в) золота
 б) меди г) меди и серебра, потому что
-
2. Кусочек серебряной монеты массой 0,3 растворили в азотной кислоте и осадили из полученного раствора серебро в виде AgCl . Масса осадка оказалась равной 0,199 г. Массовая доля серебра в монете равна
- а) 49,9 в) 53,7
 б) 27 г) 36,5
3. Устойчивость галогенокомплексов в ряду: $[\text{CuCl}_2]^-$; $[\text{CuBr}_2]^-$; $[\text{CuI}_2]$
- а) увеличивается в) не изменяется
 б) уменьшается г) изменяется немонокотонно, потому что
-
4. Золото реагирует с каждым из перечисленных веществ группы
- а) H_2SO_4 (к); H_2SeO_4 (к) в) HNO_3 ; HCl
 б) HNO_3 ; $\text{HCl} + \text{Cl}_2$ г) $\text{HCl} + \text{Cb}$; H_2SeO_4 (к)
5. Растворимость в воде в ряду HgCl_2 - HgBr_2 - HgI_2
- а) уменьшается в) увеличивается
 б) увеличивается, затем уменьшается г) не изменяется, потому что
-

6. В результате реакции сульфата цинка с концентрированным раствором аммиака образуется _____
7. Установите соответствие между комплексной частицей и ее геометрией
- 1) дицианоаргентат (I)-ион А) квадрат
 - 2) катион диамминмеди (I) Б) незавершенный тетраэдр
 - 3) тетрахлороаурат (III)-ион В) линейная
 - 4) дихлорокупрат (I)-ион Г) тетраэдр
8. Для цинка и ртути характерно координационное число 4, а для кадмия - 4 и 6, потому что _____
9. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{к}) + \text{HCl}(\text{к})$ — равна:
- а) 20 в) 25
 - б) 14 г) 18
10. Пространственная структура комплексов меди (II) - искаженный октаэдр или плоский квадрат. Это связано с проявлением эффекта _____

Критерии оценки ответа студента при выполнении тестовых заданий

Оценка	Требования к знаниям
отлично	Оценка «отлично» выставляется студенту, если он глубоко и прочно освоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, правильно обосновывает принятое решение.
хорошо	Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения.
удовлетворительно	Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет знания только основного характера, но не усвоил его деталей, допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при обосновании ответа.
неудовлетворительно	Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, имеет затруднения при ответе на вопросы и обосновании ответов. Как правило, оценка «неудовлетворительно» ставится студентам, которые не могут продолжить обучение без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

Перечень вопросов к экзамену

1 семестр

1. Основные положения АМУ. Атом. Молекула. Химический элемент. Простые и сложные вещества. Относительная атомная масса, относительная молекулярная масса. Моль. Число Авогадро. Молярная масса.
2. Основные стехиометрические законы.
3. Основные типы химических реакций.
4. Классы неорганических веществ: оксиды, кислоты, основания, соли. Их физические и химические свойства, способы получения.
5. Строение атома. Модель Резерфорда, его недостатки. Теория Бора. Квантовая теория строения атома.
6. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Принцип наименьшей энергии. Правила Клечковского.
7. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Принцип построения. Группы и периоды. Закономерности изменения свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами, в пределах главных подгрупп и периодов системы Д.И. Менделеева. Периодичность свойств атомов.
8. Химическая связь. Изображение химической связи. Ковалентная (полярная, неполярная). Механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Диполь, длина диполя, дипольный момент.
9. Метод валентных связей. Основные положения метода ВС.
10. Метод молекулярных орбиталей. Магнитные свойства веществ. Линейная комбинация атомных орбиталей (ЛКАО). Связывающие и разрыхляющие МО
11. Ионная связь.
12. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородные связи. Межмолекулярное взаимодействие: 1) электростатическое – ориентационное (диполь-дипольное), индукционное и дисперсионное; 2) донорно-акцепторное. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Значение водородных связей.
13. Металлическая связь. Сходство и различие с ковалентной связью. Ненасыщенность и ненаправленность металлической связи.
14. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Система. Гомогенные и гетерогенные системы. Фаза. Скорость гомогенной и гетерогенной реакций.
15. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость от концентрации. Основной закон химической кинетики.
16. Влияние на скорость химических реакций температуры. Правило Вант-Гоффа. Активные молекулы. Энергия активации. Зависимость энергии активации от природы реагирующих веществ. Энергетический барьер, переходное состояние. Уравнение Аррениуса, как более точно описывающее зависимость скорости химической реакции от температуры.
17. Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующего вещества.
18. Понятие о катализе и катализаторах. Каталитические реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм действия катализаторов. Активные центры катализаторов. Каталитические яды. Промоторы. Избирательность катализаторов.
19. Термодинамика. Термодинамическая система. Фаза. Гетерогенная и гомогенная системы. Компоненты системы. Функции и параметры состояния. Внутренняя энергия.

20. Первое начало (закон) термодинамики. Энтальпия. Стандартное состояние вещества. Стандартная энтальпия реакции.
21. Термохимия. Термохимическое уравнение. Закон Лавуазье-Лапласа. Основной закон термохимии - закон Гесса. Круговые процессы (циклы).
22. Энтропия как функция состояния системы. Термодинамическая вероятность состояния системы W . Стандартная энтропия. Второе начало (закон) термодинамики.
23. Постулат Планка (третье начало термодинамики). Изменение энтропии вещества с увеличением температуры.
24. Энергия Гиббса. Связанная энергия. Направленность химического процесса.
25. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия.
26. Растворы. Классификация растворов по агрегатному состоянию. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.
27. Концентрация растворов. Концентрированные и разбавленные растворы. Способы выражения концентрации растворов.
28. Электролиты и неэлектролиты. Сильные, слабые и средней силы электролиты.
29. Электролитическая диссоциация. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
30. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. pH растворов солей.
31. Произведение растворимости. Реакции ионного обмена.
32. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Реакция среды. Степень и константа гидролиза.
33. Идеальные растворы. Коллигативные свойства растворов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Рауля. Следствия из закона Рауля.
34. Окислительно-восстановительные реакции. Теория ОВР. Классификация ОВР. Окислители и восстановители. Методы составления уравнений ОВР.
35. Электролиз. Электролиз расплавов, водных растворов. Понятие о ГЭ. Составление ГЭ. ЭДС элемента. Стандартная ЭДС элемента.
36. Электродные потенциалы. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала от концентраций веществ и температуры (уравнение Нернста). Электрохимический ряд напряжений металлов.
37. Количественная характеристика процессов электролиза (закон Фарадея).
38. Дисперсные системы. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Суспензии и эмульсии. Коллоидные растворы. Эффект Тиндаля. Коагуляция. Значение коллоидных растворов.
39. Комплексные соединения. Координационная теория Вернера. Основные типы к.с. Номенклатура к.с. Практическое применение к.с.

2 семестр

1. Водород. Общая характеристика. Изотопы. Физические и химические свойства. Типы гидридов. Получение и применение.
2. Пероксид водорода. Окислительные и восстановительные свойства.
3. Элементы главной подгруппы VII группы. Общая характеристика. Хлор. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Получение. Применение.
4. Хлороводород и соляная кислота. Получение. Свойства. Кислородные соединения хлора. Кислородсодержащие кислоты хлора.
5. Бром. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Бромоводород и бромоводородная кислота. Кислородные соединения брома. Получение и применение.

6. Йод. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Получение и применение. Йодоводород и йодистоводородная кислота. Кислородные соединения йода.
7. Фтор. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Получение и применение. Фтороводород и плавиковая кислота. Свойства, применение.
8. Элементы главной подгруппы VI группы. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ.
9. Кислород. Нахождение в природе. Получение. Физические и химические свойства. Кислород как окислитель. Применение. Озон.
10. Сера. Нахождение в природе. Аллотропия. Физические и химические свойства.
11. Сероводород. Нахождение в природе. Получение. Физические и химические свойства.
12. Сульфиды. Получение. Растворимость сульфидов. Полисульфиды.
13. Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Сернистая кислота. Получение. Свойства. Соли сернистой кислоты. Тиосерная кислота и ее соли.
14. Оксид серы (VI). Серная кислота. Получение. Свойства. Соли серной кислоты.
15. Селен и теллур.
16. Элементы главной подгруппы V группы. Общая характеристика. Азот. Строение молекулы. Физические и химические свойства. Получение и применение.
17. Аммиак. Физические и химические свойства. Получение и применение.
18. Оксиды азота. Способы получения и свойства.
19. Азотная и азотистая кислоты. Их свойства. Соли азотной кислоты.
20. Фосфор. Природные соединения и получение фосфора. Физические и химические свойства фосфора. Фосфорсодержащие кислоты и их соли.
21. Подгруппа мышьяка. Подгруппа ванадия.
22. Элементы главной подгруппы IV группы. Общая характеристика.
23. Углерод. Формы существования простого вещества. Физические и химические свойства. Получение. Применение. Адсорбция.
24. Оксиды углерода. Строение молекулы. Получение. Физические и химические свойства. Применение.
25. Угольная кислота. Строение молекулы. Получение. Физические и химические свойства. Применение.
26. Соли угольной кислоты. Получение. Физические и химические свойства.
27. Кремний. Распространение в природе. Физические и химические свойства. Получение. Применение.
28. Диоксид кремния. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Применение.
29. Кремниевая кислота. Строение молекулы. Получение. Физические и химические свойства.
30. Соли кремниевой кислоты. Химические свойства. Применение.
31. Германий. Окисление азотной кислотой. Растворение в щелочах. Применение. Соединения кремния. Германоводороды.
32. Олово. Физические и химические свойства. Получение. Применение.
33. Соединения олова (II) и (IV).
34. Свинец. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Получение и применение.
35. Соединения свинца (II) и (IV). Плюмбиты и плюмбаты.
36. Элементы главной подгруппы третьей группы. Общая характеристика.
37. Бор. Нахождение в природе. Изотопы. Природные соединения бора.
38. Физические и химические свойства бора. Получение бора.
39. Орто- и тетраборные кислоты. Диссоциация ортоборной кислоты. Свойства. Бораты.

40. Алюминий. Природные соединения. Физические и химические свойства. Получение. Применение.
41. Оксид и гидроксид алюминия. Соединения алюминия. Сплавы алюминия.
42. Вторая группа периодической системы. Общая характеристика.
43. Бериллий. Природные соединения и получение бериллия. Физические и химические свойства.
44. Магний. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства .
45. Щелочноземельные металлы. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства.
46. Цинк. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Получение пирометаллургическим и гидрометаллургическим способом. Применение.
47. Соединения цинка. Оксид и гидроксид. Их свойства. Соли цинка.
48. Элементы I группы периодической системы. Общая характеристика.
49. Щелочные металлы. Важнейшие соединения с водородом, кислородом. Оксиды, пероксиды. Применение щелочных металлов и их соединений.
50. Медь. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Получение и применение. Соединения меди их свойства. Образование комплексов.
51. Железо. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Соединения железа (II) и (III). Получение.
52. Подгруппа марганца. Общая характеристика элементов подгруппы. Важнейшие соединения. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца в зависимости от степени окисления элемента . Марганцовистая, марганцовая кислоты, их соли.
53. Подгруппа хрома. Общая характеристика. Соединения трехвалентного хрома. Окислительная активность соединений хрома (VI). Хроматы и дихроматы. Сравнительная химия соединений молибдена и вольфрама.
54. Ртуть и ее соединения. Амальгамы. Ртуть как загрязнитель почвы и водоемов.
55. Подгруппа гелия. благородные газы. Соединения ксенона. Применение простых веществ элементов подгруппы.
56. Радиоактивные элементы. Важнейшие представители семейства урана-радия. Полоний. Характеристика радиоактивных элементов семейства тория и актиния. Актиноиды.

Примеры экзаменационных билетов

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Экзаменационный билет № 1 (часть 1)

По курсу **«Неорганическая химия»**

для студентов 1 курса специальности «Химия» (спец.)

Вопросы. 1. Основные положения АМУ. Современные определения понятий атом и молекула. Простые и сложные вещества. Относительная атомная масса, относительная молекулярная масса. Моль. Число Авогадро. Молярная масса.

2. Энтропия как функция состояния системы. Термодинамическая вероятность состояния системы W . Стандартная энтропия. Второе начало (закон) термодинамики.

3. Основные типы химических реакций. Привести примеры каждой из них.

Билет рассмотрен и утвержден на заседании кафедры _____

Зав. кафедрой, профессор

А.М. Саламов

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Экзаменационный билет № 2 (часть 1)

По курсу **«Неорганическая химия»**

для студентов 1 курса специальности «Химия» (спец.)

Вопросы. 1. Основные стехиометрические законы. Типы химических реакций.

2. Постулат Планка (третье начало термодинамики). Изменение энтропии вещества с увеличением температуры. Энергия Гиббса. Связанная энергия. Направленность химического процесса. _____

3. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: а) сульфата калия; б) ортофосфорной кислоты; в) хлорида железа (III); г) нитрата бария; д) гидроксида натрия.

Билет рассмотрен и утвержден на заседании кафедры _____

Зав. кафедрой, профессор

А.М. Саламов

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Экзаменационный билет № 1

По курсу **«Неорганическая химия» (часть 2)**

для студентов 1 курса специальности «Химия» (спец.)

Вопросы. 1. Водород. Общая характеристика. Изотопы. Физические и химические свойства. Типы гидридов. Получение и применение водорода.

2. Германий. Окисление азотной кислотой. Растворение в щелочах. Германиеводороды.

3. Осуществить следующие превращения: алюминий → гидроксид алюминия → оксид алюминия → нитрат алюминия → оксид алюминия

Билет рассмотрен и утвержден на заседании кафедры _____

Зав. кафедрой, профессор

А.М. Саламов

ИНГУШСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Экзаменационный билет № 2 (часть 2)

По курсу **«Неорганическая химия»**

для студентов 1 курса специальности «Химия» (спец.)

Вопросы. 1. Кремниевая кислота. Строение молекулы. Получение. Физические и химические свойства. Соли кремниевой кислоты. Химические свойства. Применение. _____

2. Олово. Физические и химические свойства. Соединений олова (II) и (IV). Получение и применение олова. _____

3. Осуществить следующие превращения: хлорид железа (III) $\leftarrow$ хлор $\rightarrow$ хлороводород $\rightarrow$ хлорид железа (II) $\rightarrow$ гидроксид железа (II). _____

Билет рассмотрен и утвержден на заседании кафедры _____

Зав. кафедрой, профессор

А.М.Саламов

Критерии оценки ответа на экзамене

4-балльная шкала (уровень освоения)	Показатели	Критерии
Отлично (повышенный уровень)	1. Полнота изложения теоретического материала; 2. Полнота и правильность решения практического задания; 3. Правильность и/или аргументированность изложения (последовательность действий);	Студентом дан полный, в логической последовательности развернутый ответ на поставленный вопрос, где он продемонстрировал знания предмета в полном объеме учебной программы, достаточно глубоко осмысливает дисциплину, самостоятельно, и исчерпывающе отвечает на дополнительные вопросы, приводит собственные примеры по проблематике поставленного вопроса, решил предложенные практические задания без ошибок.
Хорошо (базовый уровень)	4. Самостоятельность ответа; 5. Культура речи; 6. и т.д.	Студентом дан развернутый ответ на поставленный вопрос, где студент демонстрирует знания, приобретенные на лекционных и семинарских занятиях, а также полученные посредством изучения обязательных учебных материалов по курсу, дает аргументированные ответы, приводит примеры, в ответе присутствует свободное владение монологической речью, логичность и последовательность ответа. Однако допускается неточность в ответе. Решил предложенные практические задания с небольшими неточностями.
Удовлетворительно но (пороговый)		Студентом дан ответ, свидетельствующий в основном о знании процессов изучаемой дисциплины,

уровень)		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 и решении практических заданий.
Неудовлетворительно (уровень не сформирован)		Студентом дан ответ, который содержит ряд серьезных неточностей, 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. Выводы поверхностны. Решение практических заданий не выполнено. Т.е студент не способен ответить на вопросы даже при дополнительных наводящих вопросах преподавателя.

9. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

9.1. Учебная литература:

а) основная:

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2002. – 743 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.:Интеграл-Пресс, 2002. – 727 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.:Химия, 2001.
4. Некрасов Б.В. Общая и неорганическая химия. – М.:Химия, 1973.
5. Неорганическая химия: В 3 т./Под ред. Ю. Д. Третьякова . Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений/М.

Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 240 с.

6. Неорганическая химия: В 3 т./Под ред. Ю. Д. Третьякова . Т. 2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений/А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.

7. Неорганическая химия: В 3 т./Под ред. Ю. Д. Третьякова . Т. 3: Химия переходных элементов. Кн. 1: Учебник для студ. высш. учеб. заведений/А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – 352 с.

8. Неорганическая химия: В 3 т./Под ред. Ю. Д. Третьякова . Т. 3: Химия переходных элементов. Кн. 2: Учебник для студ. высш. учеб. заведений/А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – 400 с.

9. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.:ВШ, 2000. – 527 с.

10. Саламов А.Х., Китиева Л.И., Акталиева А.Г. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. Под ред. профессора Султыговой З.Х. – Магас, Пилигрим, 2008. – 71 с.

б) дополнительная литература

1. Степин Б. Д. Неорганическая химия: учебник для химических и химико-технологических специальностей высш. учеб. заведений/Б. Д. Степин, А. А.Цветков. – М.: Высшая школа, 1994. – 256 с.

2. Суворов А. В. Общая химия: учебное пособие для высш. учеб. заведений/А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – СПб.: химия, 1995. – 624 с.

3. Лидин Р. А. Реакции неорганических веществ: справочник/Р. А. Лидин. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2007. – 638 с.

4. Рабинович В. А. Краткий химический справочник/В. А. Рабинович, З. Я. Хавина. – СПб.:Химия, 1994. – 432 с.

5. Лурье Ю. Ю. Справочник по аналитической химии/Ю. Ю. Лурье. – М.: Химия, 1967. – 390 с.

6. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие./Под ред. Н. В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2003. – 255 с.

7. Гольбрайх Р. А. Сборник задач и упражнений по химии: Учебное пособие для хим.-технол. спец. высш. учеб. заведений/Р. А. Гольбрайх, Е. И. Маслов. – М.: Высшая школа, 1997. – 384 с.

9.2. Интернет-ресурсы:

<http://fizrast.ru/sitemap.html>
<http://www.don-agro.ru>
<http://xn-80abucjiibhv9a.xn-plai/>
<http://www.agroxxi.ru/> (РГБ)
<http://elibrary.rsl.ru> Научная электронная библиотека
<http://elibrary.ru/default.asp> Российская национальная библиотека
<http://primo.nlr.ru> <http://nbmgu.ru> Электронная библиотека Российской государственной библиотеки

9.3. Программное обеспечение

Университет обеспечен необходимым комплектом лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения, в том числе отечественного производства.

Каждый обучающийся в течение всего периода обучения обеспечен индивидуальным неограниченным доступом к электронной информационно-образовательной среде университета из любой точки, в которой имеется доступ к информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» как на территории университета, так и вне ее.

Университет обеспечен следующим комплектом лицензионного программного обеспечения.

1. Лицензионное программное обеспечение, используемое в ИнГГУ

- 1.1. Microsoft Windows 7
- 1.2. Microsoft Office 2007
- 1.3. Программный комплекс ММИС “Визуальная Студия Тестирования”
- 1.4. Антивирусное ПО Eset Nod32
- 1.5. Справочно-правовая система “Гарант”

Наряду с традиционными изданиями студенты и сотрудники имеют возможность пользоваться электронными полнотекстовыми базами данных:

Таблица 9.1.

Название ресурса	Ссылка/доступ
Электронная библиотека онлайн «Единое окно к образовательным ресурсам»	http://window.edu.ru
«Образовательный ресурс России»	http://school-collection.edu.ru
Федеральный образовательный портал: учреждения, программы, стандарты, ВУЗы, тесты ЕГЭ, ГИА	http://www.edu.ru –
Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов (ФЦИОР)	http://fcior.edu.ru -
ЭБС "КОНСУЛЬТАНТ СТУДЕНТА". Электронная библиотека технического вуза	http://polpred.com/news
Издательство «Лань». Электронно-библиотечная система	http://www.studentlibrary.ru -
Русская виртуальная библиотека	http://rvb.ru –
Издательство «Лань». Электронно-библиотечная система	http://e.lanbook.com -
Еженедельник науки и образования Юга России «Академия»	http://old.rsue.ru/Academy/Archives/Index.htm

Научная электронная библиотека «e-Library»	http://elibrary.ru/defaultx.asp -
Электронно-библиотечная система IPRbooks	http://www.iprbookshop.ru -
Электронно-справочная система документов в сфере образования «Информо»	http://www.informio.ru
Информационно-правовая система «Гарант»	Сетевая версия, доступна со всех компьютеров в корпоративной сети ИнгГУ
Электронно-библиотечная система «Юрайт»	https://www.biblio-online.ru

10. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1. *Теоретический курс*

- 1) Лекции: презентации.
- 2) Контрольные тесты.
- 3) Список вопросов для проведения собеседования.
- 4) Таблицы-схемы.
- 5) Варианты заданий для контрольных работ.
- 6) Варианты заданий для самостоятельной работы (специально разработанный и изданный практикум для студентов).
- 7) Набор реактивов и оборудования для лекционных опытов.

2. *Лабораторный практикум*

- 1) Тематика и описание лабораторных работ (специально разработанный и изданный лабораторный практикум для студентов химического направления).
- 2) Набор химических реактивов к каждой лабораторной работе.
- 3) Лабораторные установки, оборудование.

11. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Для успешного освоения лекционного материала обучающиеся должны посещать лекции и конспектировать их в специальную тетрадь.

Очень полезно перед текущей лекцией просмотреть материал предыдущей.

При конспектировании следует записывать лишь основные положения. Если возникают вопросы по части материала и нет возможности выяснить их сразу, следует отметить оставшееся непонятным и после лекции (в свободное время) найти соответствующий материал в литературе, Интернете или выяснить у преподавателя во время практических занятий или на консультациях.

При подготовке к контрольным работам необходимо повторить соответствующий материал.

Рекомендуется также внеурочное посещение лаборатории с целью повторения материала по изучению кристаллов на моделях, имеющихся в лаборатории, поскольку

этот наглядный материал не может быть доступным вне лаборатории. Рекомендуется обращаться к персоналу лаборатории за необходимыми разъяснениями и консультациями.

При подготовке к лабораторным занятиям необходимо повторить теоретическую часть как по конспектам лекций и учебникам, так и по соответствующему учебно-методическому пособию.

Экзамен – это завершающее оценочное средство по дисциплине, позволяющее уточнить уровень усвоения материала обучающимися. При подготовке к экзамену, в общем, рекомендуются те же действия, что и в случае других контрольных мероприятий: тщательная проработка материала по конспектам лекций, учебным и учебно-методическим пособиям, другим источникам. Кроме этого, необходимо выделить наиболее трудные разделы и сформулировать вопросы преподавателю к консультации перед экзаменом.

Рабочая программа дисциплины «Неорганическая химия» составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по специальности 04.05.01. «Фундаментальная и прикладная химия», утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 13 июля 2017 г. № 652

Программу составил:

профессор кафедры химии

Саламов А.М.

Рабочая программа утверждена на заседании кафедры химии

Протокол заседания № __8__ от «_22_» апреля____ 2026 г.

Рабочая программа одобрена учебно-методическим советом химико-биологического факультета

Протокол заседания № __6__ от «_28_» апреля 2026 г.

**Сведения о переутверждении программы на очередной учебный год и
регистрации изменений**

Учебный год	Решение кафедры (№ протокола, дата)	Внесенные изменения	Подпись зав. кафедрой