

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ
Н.Г. ЧЕРНЫШЕВСКОГО»
Институт химии

УТВЕРЖДАЮ
Директор Института химии
д.х.н., проф. Горячева И.Ю.

"16" 06 2023 г.

Рабочая программа дисциплины
Неорганическая химия

Направление подготовки бакалавриата

04.03.01 Химия

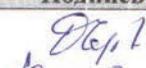
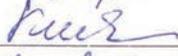
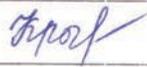
Профили подготовки бакалавриата
Аналитическая химия и химическая экспертиза
Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ
Физическая химия

Квалификация выпускника

бакалавр

Форма обучения
очная

Саратов,
2023

Статус	ФИО	Подпись	Дата
Преподаватели-разработчики	Черкасов Дмитрий Геннадиевич		16.06.23
	Кузнецова Ирина Владимировна		16.06.23
Председатель НМК	Крылатова Яна Георгиевна		16.06.23
Заведующий кафедрой	Горячева Ирина Юрьевна		16.06.23
Специалист Учебно-го управления			

Целью освоения дисциплины «Неорганическая химия» является формирование универсальной, общепрофессиональных и профессиональной компетенций по созданию системы фундаментальных химических понятий и законов общей химии и овладение способами их применения для экспериментального исследования и теоретической интерпретации строения и свойств неорганических веществ на основе умений планировать и организовывать свою учебную деятельность, обсуждать учебные задачи, анализировать учебную литературу и самостоятельно приобретать знания из различных источников.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «**Неорганическая химия**» (Б1.О.10) относится к обязательной части Блока 1 «Дисциплины (модули)» рабочего учебного плана ООП по направлению 04.03.01 Химия, профили «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ», «Физическая химия».

Для успешного освоения программы по дисциплине «Неорганическая химия» студент должен иметь базовое среднее (полное) общее образование или среднее профессиональное образование. Студент **должен**:

- *характеризовать* общие свойства химических элементов и их соединений на основе положения в периодической системе Д. И. Менделеева; состав, свойства и применение веществ; факторы, влияющие на изменение скорости химической реакции и состояние химического равновесия;
- *объяснять* закономерности в изменении свойств веществ, сущность химических реакций;
- *составлять* формулы веществ, схемы строения атомов, уравнения химических реакций различных типов;
- *называть и определять* вещества, их свойства, признаки классификации веществ, типы реакций и др.;
- *проводить* вычисления по химическим формулам и уравнениям;
- *использовать* приобретенные знания для объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве; для распознавания важнейших веществ, безопасной работы с веществами.

Кроме того, при изучении дисциплины «Неорганическая химия» студент должен обладать знаниями и умениями ряда разделов алгебры и геометрии (простейшие алгебраические расчеты, решение уравнений с одним и двумя неизвестными, свойства важнейших геометрических двух- и трехмерных простейших фигур), физики (закон сохранения электрического заряда, закон Кулона, модель идеального газа, взаимное превращение жидкостей и газов, дифракции и интерференция волн, постоянная Планка, фотоэффект, фотоны, опыты Лебедева, эффект Комптона), владеть компьютером на уровне пользователя. Студенты должны обладать морально-психологической готовностью и желанием получать новые фундаментальные знания, приобретать навыки и умения, необходимые для формирования у бакалавров общего химического мировоззрения и развития химического мышления, проявлять настойчивость в решении поставленных учебно-научных задач.

Знания, умения и навыки, полученные учащимся при изучении дисциплины «Неорганическая химия» будут необходимы для освоения последующих фундаментальных курсов: «Органическая химия», «Аналитическая химия», «Физическая химия», «Химическая технология», а также при подготовке, выполнении и защите курсовой и выпускной квалификационной работ, при решении научно-исследовательских задач в будущей профессиональной деятельности.

3. Результаты обучения по дисциплине «Неорганическая химия»

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора (индикаторов) достижения компетенции	Результаты обучения
<p>УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач</p>	<p>1.1_Б.УК-1. Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие. Осуществляет декомпозицию задачи.</p> <p>2.1_Б.УК-1. Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи.</p> <p>3.1_Б.УК-1. Рассматривает различные варианты решения задачи, оценивая их достоинства и недостатки.</p> <p>4.1_Б.УК-1. Грамотно, логично, аргументированно формирует собственные суждения и оценки. Отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности.</p> <p>5.1_Б.УК-1. Определяет и оценивает практические последствия возможных решений задачи.</p>	<p>Знать: основные образовательные Интернет-ресурсы (сайты справочной информации; российские интернет-ресурсы по химическому образованию), необходимые для решения поставленных задач.</p> <p>Уметь: проводить поиск информации по дисциплине в сети Интернет; анализировать найденную информацию; использовать программы по сбору, обработке, хранению и передаче информации (MicrosoftExcel, MathCad, ChemDraw), необходимые для решения поставленных задач.</p> <p>Владеть: способами создания и представления компьютерных презентаций в образовательных целях (PowerPoint).</p>
<p>ОПК-1. Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений</p>	<p>ОПК-1.1. Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов.</p> <p>ОПК-1.2. Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии.</p> <p>ОПК-1.3. Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направлен-</p>	<p>Знать: теоретические основы неорганической химии; приемы анализа теоретических и экспериментальных данных.</p> <p>Уметь: находить справочные данные, необходимые для интерпретации результатов собственных экспериментов; анализировать результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов; формулировать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ.</p> <p>Владеть: способностью об-</p>

	ности.	суждать полученные экспериментальные данные на основе важнейших понятий и законов химии, а также справочных баз данных.
ОПК-2. Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	<p>ОПК-2.1. Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности.</p> <p>ОПК-2.2. Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик.</p> <p>ОПК-2.3. Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе.</p> <p>ОПК-2.4. Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.</p>	<p>Знать: правила работы в химической лаборатории и технику безопасности.</p> <p>Уметь: выполнять химический эксперимент по известным методикам с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p>Владеть: навыками проведения химического эксперимента для исследования свойств и получения важнейших неорганических веществ.</p>
ПК-1. Владеет системой фундаментальных химических понятий и законов	<p>ПК-1.1. Понимает основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования.</p> <p>ПК-1.2. Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности под руководством специалиста более высокой квалификации.</p> <p>ПК-1.3. Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин.</p>	<p>Знать: теоретические основы неорганической химии; приемы анализа теоретических и экспериментальных данных.</p> <p>Уметь: логически верно, аргументировано и ясно строить устную и письменную речь в процессе обсуждения учебных задач.</p> <p>Владеть: навыками работы с большим объемом литературы; навыками самоконтроля и самооценки.</p>

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 17 зачетных единиц (612 часов).

Общая трудоемкость дисциплины «Неорганическая химии» составляет 17 зачетных единиц, всего 612 часов, из которых 432 часа контактная работа студентов с преподавателем (144 часов занятия лекционного типа, 216 часов лабораторных занятий, из них практическая подготовка 108 часов), 90 часов – самостоятельная работа студентов. Промежуточная аттестация – зачет, экзамен.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)							Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Формы промежуточной аттестации (по семестрам)
				лекции	Лабораторные занятия		ИКР	СР	контроль	всего	
					Общая трудоемкость	Из них – практическая подготовка					
1 семестр											
1.	Атомно-молекулярная теория. Стехиометрические и газовые законы.	1	1	4	6	3	4	4		18	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы. Отчет в лабораторном журнале.
2.	Термодинамика и энергетика химических превращений. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	1	2,3	8	18	9	6	8		40	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы. Отчет в лабораторном журнале. Контрольная работа.
3.	Общие свойства растворов. Растворимость веществ. Растворы неэлектролитов. Электролитическая диссоциация, равновесия в растворах электролитов. рН растворов. Произведение растворимости. Гидролиз солей.	1	4,5	8	24	12	8	8		48	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы. Отчет в лабораторном журнале. Контрольная работа.
4.	Строение атома. Принципы квантовой механики. Квантовые числа. Принципы Паули и минимума энергии, правило Хунда. Период. закон и период. система элементов в свете теории строения атома.	1	6,7	8	12	6	6	8		34	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. рабо-

	Период, свойства элементов.										ты. Отчет в лабораторном журнале.
5.	Химическая связь. Квантово-мех. представления о хим. связи. Метод ВС. Свойства ковалентной связи. Концепция гибридизации. Метод МО. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярные взаимодействия.	1	8,9	8	12	6	6	8		34	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы.
6.	Окислительно-восстановительные процессы.	1	10	4	12	6	4	4		24	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы. Отчет в лабораторном журнале.
7.	Водород. Вода.	1	11	4	-	-	4	3		11	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы.
8.	Благородные газы.	1	12	4	-	-	4	3		11	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
9.	Характеристика элементов подгруппы VIIA группы. Галогены и их соединения.	1	13,1 4	8	12	6	4	9		33	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы. Отчет в лабораторном журнале.
10.	Характеристика элементов подгруппы VIA группы. Кислород, озон, пероксид водорода.	1	15	4	-	-	4	4		12	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы. Отчет в лабораторном журнале.
11.	Сера и ее соединения.	1	16	4	12	6	4	9		29	Тестирование, решение задач в элект. курсе. Контрольные вопросы для самостоят. работы. Отчет в лабораторном журнале. Контрольная работа.
12.	Селен, теллур, полоний и их соединения.	1	17	4	-	-	-	4		8	Контрольные вопросы для

											самостоят. работы.
13.	Характеристика элементов подгруппы VA группы. Азот и его соединения.	1	18	4	-	-	-	-		4	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
	Промежуточная аттестация	1							54	54	Зачет, экзамен
	Итого в 1 семестре – 288ч.			72	108	54	54	72	54	360	
2 семестр											
1.	Химия азота и его важнейших водородных соединений	2			8	4		2		10	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале
2.	Химия азота и его важнейших кислородных соединений	2			8	4		2		10	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале
3.	Химия фосфора и его важнейших соединений	2	1	4	8	4	3	2		17	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале
4.	Химия мышьяка, сурьмы и висмута и их важнейших соединений	2	2-3	6	10	5	4	4		24	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале, контрольная работа №1
5.	Химия углерода и его важнейших соединений	2	3-4	6	8	4	3	3		20	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале
6.	Химия кремния и его важнейших соединений	2	5	4	8	4	3	3		18	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале
7.	Химия германия, олова и свинца и его важнейших соединений	2	6-7	6	8	4	4	4		22	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале, контрольная работа №2
8.	Химия бора и его важнейших соединений	2	7	2	-	-	2	2		6	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
9.	Химия алюминия, галлия, индия и таллия и их важнейших соединений	2	8	4	-	-	3	3		10	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
10.	Химия редкоземельных элементов и их важнейших соединений	2	9	2	-	-	2	2		6	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
11.	Химия титана, циркония и гафния и их важнейших соединений	2	9	2	-	-	2	2		6	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
12.	Химия ванадия, ниобия и тантала и их важнейших соединений	2	10	4	-	-	3	3		10	Контрольные вопросы для самостоят. работы.

13.	Химия хрома, молибдена и вольфрама и их важнейших соединений	2	11	4	10	5	4	3		21	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале
14.	Химия марганца, технеция и рения и их важнейших соединений	2	12	4	10	5	3	3		20	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале
15.	Химия железа, кобальта и никеля и их важнейших соединений	2	13	4	10	5	2	3		19	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале, коллоквиум
16.	Химия платиновых металлов и их важнейших соединений	2	14	2	-	-	2	2		6	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
17.	Химия меди, серебра и золота и их важнейших соединений	2	14-15	4	10	5	3	2		19	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале
18.	Химия цинка, кадмия и ртути и их важнейших соединений	2	15-16	4	10	5	3	2		19	Тест, письменный отчет в лабораторном журнале, контрольная работа №3
19.	Химия щелочно-земельных элементов и их важнейших соединений	2	16	2	-	-	2	2		6	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
20.	Химия щелочных металлов и их важнейших соединений	2	17	2	-	-	2	2		6	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
21.	Неорганическая химия в задачах	2	17-18	6	-	-	4	3		13	Контрольные вопросы для самостоят. работы.
	Промежуточная аттестация	2							36	36	Зачет, экзамен
	Итого во 2 семестре			72	108	54	54	54	36	324	
	Общая трудоемкость дисциплины			684							

Содержание дисциплины «Неорганическая химия»

1 семестр

1. Атомно-молекулярная теория. Стехиометрические и газовые законы.

Материя и движение. Формы существования материи и движения. Вещество и поле. Предмет химии. Понятие о реагентах и продуктах химической реакции. Современные понятия: элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество. Вещества с молекулярной и немолекулярной структурой. Понятие о нестехиометрических соединениях, причины их возникновения. Наиболее распространенные нестехиометрические соединения и их типы. Координационное число. Фаза. Дальтонида и бертоллида. Понятие химического соединения. Абсолютные массы и размеры атомов и молекул. Шкалы атомных масс. Моль. Формульная единица. Относительная молекулярная и молярная масса вещества. Количественные законы химии. Закон сохранения массы, закон сохранения энергии, связь массы

и энергии. Закон постоянства состава. Закон кратных соотношений. Закон объемных соотношений. Закон Авогадро и следствия из него. Постоянная Авогадро. Молярный объем газа. Нормальные и стандартные условия. Газовые законы. Универсальная газовая постоянная, ее размерность и физический смысл. Объединенный газовый закон и уравнение состояния идеального газа. Определение молярных масс веществ. Парциальное давление газа. Закон парциальных давлений. Уравнение химической реакции, качественная и количественная информация, заключенная в нем.

2. Термодинамика и энергетика химических превращений. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Предмет и задачи термодинамики равновесных химических процессов. Основные характеристики термодинамической системы. Термодинамические потенциалы – внутренняя энергия, энтропия, энтальпия, свободная энергия Гиббса. Первый закон термодинамики. Взаимопревращения теплоты, работы и энергии. Внутренняя энергия и энтальпия. Изменение стандартной энтальпии образования вещества. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические расчеты и законы термохимии. Закон Гесса. Следствия закона Гесса. Закон Лавуазье-Лапласа. Термохимические уравнения. Понятие об энтропии. Стандартная энтропия образования вещества. Изменение энтропии в ходе фазовых превращений и реакции. Свободная энергия Гиббса. Изменение стандартной энергии Гиббса образования вещества. Энтальпийный и энтропийный факторы. Изменение стандартной энергии Гиббса химической реакции. Влияние температуры на направление химической реакции. Определение принципиальной возможности и полноты протекания химической реакции для различных процессов. Определение изменения энергии Гиббса процесса.

Понятие гомогенной и гетерогенной реакции. Скорость химических реакций. Факторы, определяющие скорость реакции. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции и её физический смысл. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Кривая распределения молекул по энергии. Энергия активации. Условия эффективных соударений молекул. Катализатор в химической системе. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ингибиторы. Промоторы. Механизм действия катализатора. Автокатализ. Понятие о молекулярности и порядке реакции. Цепные реакции, стадии их протекания. Фотохимические и механохимические реакции.

Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Константа химического равновесия, её физический смысл, связь с изменением ΔG реакции. Влияние внешних факторов на состояние химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

3. Общие свойства растворов. Растворимость веществ. Растворы неэлектролитов. Электролитическая диссоциация, равновесия в растворах электролитов. pH растворов. Произведение растворимости. Гидролиз солей.

Понятие о дисперсных системах и их классификация по агрегатным состояниям и размерам частиц дисперсной фазы. Понятия: растворяемое вещество, растворитель, раствор. Истинные и коллоидные растворы. Физическая теория растворов Вант-Гоффа и Аррениуса. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева, Факты, свидетельствующие о взаимодействии растворителя с растворёнными веществами: теплота растворения, контракция, изменение окраски раствора. Современные представления о природе растворов (роль сольватации и диффузии). Растворение как равновесный термодинамический процесс. Влияние температуры и давления на растворимость газов. Закон Генри. Взаимная растворимость жидкостей. Влияние природы жидких компонентов и температуры на растворимость жидкостей. Растворимость твёрдых веществ. Зависимость растворимости от температуры (принцип Ле-Шателье).

Понятие ненасыщенного, насыщенного и пересыщенного растворов, концентрированные и разбавленные растворы. Количественные способы выражения состава растворов:

массовая, объёмная, молярная доли, молярность, моляльность. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмотическое давление растворов. Осмос в природе. Закон Вант-Гоффа. Давление пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры замерзания растворов по сравнению с чистым растворителем. Криво- и эбулиоскопические константы, их физический смысл. Методы определения молярных масс нелетучих растворённых веществ: осмотический, криоскопический и эбулиоскопический. Отклонения свойств растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Современные представления о диссоциации электролитов в растворе. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Влияние температуры и природы растворителя на степень и константу диссоциации. Представления о теории сильных электролитов. Активность. Коэффициент активности. Истинная и кажущаяся степени диссоциации. Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации, механизмы диссоциации солей различных типов и амфотерных гидроксидов. Ступенчатая диссоциация электролитов. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости труднорастворимых веществ. Условия образования и растворения осадков. Условия одностороннего протекания реакции в растворах электролитов (образование труднорастворимых, малодиссоциированных, газообразных веществ).

Гидролиз неорганических веществ, обратимый и необратимый, обменный и окислительно-восстановительный. Гидролиз солей, образованных кислотами и основаниями различной силы. Степень и константа гидролиза. Условия смещения гидролитического равновесия.

4. Строение атома. Принципы квантовой механики. Квантовые числа. Принципы Паули и минимума энергии, правило Хунда. Периодический закон и периодическая система элементов в свете теории строения атома. Периодические свойства элементов.

Развития представлений о сложности строения вещества. Открытия, свидетельствующие о сложном строении атома.

Изменение представлений о строении электронных оболочек. Планетарная модель строения атома Резерфорда и её недостатки. Характеристические рентгеновские спектры металлов. Закон Мозли. Квантовая теория света. Уравнение Планка. Теория строения атома водорода по Бору. Достоинства и недостатки теории Бора. Квантово-механические представления о строении атома. Представление о квантовых свойствах электрона; корпускулярно-волновой дуализм; длина волны де Бройля. Принцип неопределённости Гейзенберга. Уравнение Шредингера. Представление о форме электронных облаков. Понятие о квантовых числах – главном, орбитальном, магнитном, спиновом. Энергетические уровни электронов в многоэлектронном атоме. Особенности описания многоэлектронных структур. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами. Принцип минимума энергии. Правило Хунда. Принцип Паули. Максимальная ёмкость энергетических уровней и подуровней. Энергетические подуровни многоэлектронных атомов. Принципы построения электронной оболочки. Правила Клечковского. Электронные формулы элементов периодической системы. s-, p-, d- и f- элементы. Семейства элементов. Провал электрона. Устойчивость электронных структур атомов и ионов.

Ранние схемы классификации элементов. Периодический закон и его физический смысл. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Характеристика периодов и групп. Изменение свойств элементов по периодам и группам. Главные и побочные подгруппы. Положение лантаноидов и актиноидов в периодической системе. Размеры атомов и ионов. Потенциал ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная шкала электроотрицательности. Периодические и непериодические свойства атомов. Вторичная периодичность.

Ядро атома и его общие характеристики. Изотопы и изобары. Радиоактивность. Ядерные реакции деления и синтеза. Синтез элементов. Применение изотопов в науке и технике.

5. Химическая связь. Квантово-механические представления о химической связи. Метод ВС. Свойства ковалентной связи. Концепция гибридизации. Метод МО. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярные взаимодействия.

Природа сил химической связи. Основные характеристики химической связи. Квантово-механическая теория химической связи. Кривая потенциальной энергии для молекулы водорода по Гейтлеру и Лондону. Типы химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей, его основные положения. Механизмы образования связи – обменный и донорно-акцепторный. Свойства химической связи. Понятие о σ , π - и δ - связях. Концепция гибридизации. Условия устойчивой гибридизации. Геометрия молекул. Теория Гиллеспи. Достоинства и недостатки метода ВС. Связи с избытком и дефицитом электронов. Метод молекулярных орбиталей. Условия образования молекулярных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие орбитали. Число, тип и форма молекулярных орбиталей. Последовательность заполнения электронами МО. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Электронные формулы и энергетические диаграммы некоторых молекул элементов I и II периодов периодической системы. Кратность связи в методе МО. Зависимость энергии и длины связи от кратности связи.

Полярность и поляризуемость ковалентной связи. Дипольный момент химической связи и молекулы, связь геометрии молекулы с дипольным моментом.

Ионная связь. Ненасыщаемость и ненаправленность ионной связи, структура ионных соединений. Металлическая связь.

Водородная связь, причины возникновения. Влияние водородной связи на физико-химические свойства веществ молекулярной структуры. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсное взаимодействие.

6. Окислительно-восстановительные процессы.

Понятие окислительно-восстановительной реакции. Степень окисления и ее нахождение для атома в молекуле и ионе. Атомы, имеющие постоянные степени окисления в соединениях. Процессы окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность. Подбор коэффициентов окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. Типы окислительно-восстановительных реакций. Принципы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций различного типа.

Направление окислительно-восстановительных реакций. Понятие электродного потенциала, механизм его возникновения. Проводники первого и второго рода. Понятие электрода. Водородный электрод. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал в водных растворах, экспериментальный и расчетный методы нахождения. Электрохимический ряд напряжений металлов как характеристика их сравнительной химической активности. Оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Уравнение Нернста.

Электролиз как способ получения неорганических веществ. Инертные и активные электроды. Напряжение разложения. Катодные и анодные процессы при электролизе растворов и расплавов некоторых электролитов на активных и инертных электродах.

7. Водород. Вода.

Положение водорода в Периодической системе. Электронное строение атома, молекулы. Изотопы водорода. Распространённость и нахождение в природе. Промышленные и лабораторные способы получения водорода. Физические и химические свойства моле-

кулярного водорода. Атомарный водород, свойства, получение и применение. Сравнительная характеристика восстановительной активности атомарного и молекулярного водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Гидриды. Применение водорода. Вода. Химическая связь и строение молекулы воды. Диаграмма состояния воды. Строение твердой, жидкой, газообразной воды. Тяжёлая вода. Физические и химические свойства воды. Роль воды в природе и технике. Проблема очистки воды. Способы получения химически чистой воды.

8. Благородные газы.

Общая характеристика элементов главной подгруппы VIII группы периодической системы Д.И. Менделеева. Электронные конфигурации атомов. Нахождение в природе. Сродство атомов к электрону. Невалетные и валентные соединения благородных газов, получение, свойства. Соединения включения. Применение благородных газов и их соединений. Физиологическая активность.

9. Характеристика элементов подгруппы VIIA группы. Галогены и их соединения.

Положение галогенов в периодической системе Д.И. Менделеева, Электронное строение атомов. Радиусы атомов, сродство к электрону, электроотрицательность, потенциал ионизации, поляризуемость. Степени окисления. Схемы образования молекул галогенов из атомов по методам ВС и МО. Нахождение в природе. Физические и химические свойства галогенов. Сравнение окислительной способности галогенов. Промышленные и лабораторные методы получения галогенов. Области применения галогенов.

Водородные соединения галогенов. Методы получения. Сравнительная характеристика свойств галогеноводородов и их водных растворов. Причина аномальных свойств фтороводорода. Хлороводородная кислота и её роль в живом организме. Соли галогеноводородных кислот. Кислородные соединения галогенов. Гидролиз галогенов. Смещение равновесия реакции гидролиза. Хлорноватистая кислота и её соли. Пути распада хлорноватистой кислоты. Хлористая кислота и её соли. Хлорноватая кислота и её соли. Хлорная кислота и её соли. Сравнение кислотных и окислительных свойств кислородных кислот хлора. Общая характеристика кислородных кислот брома и йода. Зависимость устойчивости, окислительных и кислотно-основных свойств кислот от степени окисления галогена и природы галогена (при равной степени окисления). Биохимическая роль галогенов. Физиологические и фармакологические свойства галогенов и галогенид-ионов.

10. Характеристика элементов подгруппы VIA группы. Кислород, озон, пероксид водорода

Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы Д.И. Менделеева.

Положение кислорода в периодической системе. Строение электронной оболочки атома кислорода. Строение молекулы кислорода по методу валентных связей и МО. Аллотропия кислорода. Распространённость и нахождение в природе. Состав воздуха. Физические и химические свойства молекулярного кислорода. Промышленные и лабораторные методы получения кислорода. Жидкий кислород, его свойства и применение. Оксиды, их классификация. Гидроксиды. Закономерности в изменении свойств оксидов и гидроксидов элементов в зависимости от их расположения в рядах и группах периодической системы. Роль кислорода в природных и технологических процессах.

Озон. Строение молекулы озона. Его физические и химические свойства. Получение озона. Роль озона в атмосфере. Состав атмосферного воздуха, постоянные и переменные компоненты.

Пероксид водорода, строение молекулы, физические и химические свойства, способы получения. Пероксокислоты. Пероксиды металлов. Окислительно-

восстановительные свойства пероксида водорода. Применение пероксида водорода и его производных.

11. Сера и ее соединения.

Положение серы в периодической системе Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация атома серы в стационарном и возбужденном состоянии. Природные соединения. Самородная сера. Добыча серы. Электроотрицательность серы и ее родство к электрону, сравнение со свойствами атомов элементов VII группы. Полимерные модификации серы. Физические и химические свойства серы. Отношение серы к металлам, неметаллам, сложным веществам. Применение серы.

Водородные соединения. Сероводород, способы получения, физические и химические свойства. Сероводородная кислота и ее соли. Классификация сульфидов по растворимости в воде и в кислотах. Сульфаны. Полисульфиды.

Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Получение, физические и химические свойства. Сернистая кислота, сульфиты и гидросульфиты. Окислительно-восстановительные свойства оксида серы (IV) и сульфит-иона. Применение оксида серы (IV) и солей сернистой кислоты в народном хозяйстве. Оксид серы (IV) в атмосфере. Галлоидные соединения серы, структура и свойства. Политионовые кислоты, структура и свойства. Взаимодействие сульфитов с серой. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Отношение тиосульфатов к галогенам. Окислительно-восстановительные свойства. Применение. Оксид серы (VI). Получение, физические и химические свойства. Серная кислота. Отношение серной кислоты к металлам, неметаллам и сложным веществам. Пероксокислоты – пероксосерная и пероксодисерная, их соли. Принципы промышленных методов получения серной кислоты. Олеум. Окислительная активность серной кислоты в зависимости от концентрации. Соли серной кислоты.

12. Селен, теллур, полоний и их соединения.

Электронные конфигурации атомов, устойчивость степеней окисления. Природные соединения. Аллотропные модификации. Физические и химические свойства.

Водородные соединения, способы получения, физические и химические свойства.

Кислородсодержащие соединения. Оксиды селена(IV), теллура(IV) и полония(IV), селена(VI) и теллура(VI). Кислоты селена и теллура, структура и свойства, сила кислот, устойчивость. Аномальные свойства соединений селена. Соли кислот селена, теллура и полония. Физиологическая активность соединений селена и теллура.

13. Характеристика элементов подгруппы VA группы. Азот и его соединения.

Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы периодической системы Д.И. Менделеева. Азот. Электронная конфигурация атома азота. Максимальная ковалентность азота. Строение молекулы азота по методу МО. Кратность связи. Нахождение в природе в атмосфере. Промышленные и лабораторные способы получения.

Физические и химические свойства. Отношение к металлам и неметаллам. Нитриды. Применение. Биохимия азота. Проблема "связанного азота".

Аммиак. Строение молекулы аммиака. Физические свойства. Получение. Условия оптимального выхода аммиака при синтезе из простых веществ. Химические свойства аммиака. Характерные типы реакции: присоединения, замещения, окисления. Равновесие в водном растворе аммиака. Соли аммония. Неорганические производные аммиака. Жидкий аммиак как растворитель. Гидразин, гидроксилламин. Физико-химические свойства и строение молекул, способы получения, применение.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота (I-V). Оксиды азота в атмосфере. Энергия связи и энтальпия образования оксидов азота. Условия и методы их получения. Азотистая кислота. Получение и свойства. Нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность соединений азота (III). Термическая устойчивость нитритов.

Азотная кислота. Промышленные и лабораторные методы получения. Физические и химические свойства. Действие на металлы, неметаллы, органические вещества. Зависимость характера продуктов восстановления азотной кислоты от её концентрации и природы взаимодействующего вещества. "Царская водка" и её окислительное действие. Нитраты и их окислительные свойства. Термическая устойчивость нитратов. Применение азотной кислоты и её солей. Азотные удобрения.

2 семестр

ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ V ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Общая характеристика p-элементов V группы: электронные конфигурации атомов; закономерности в изменении атомных и ионных радиусов, потенциалов ионизации, электроотрицательности. Прогноз свойств соединений элементов V группы: особенность химии азота; общность химии фосфора и мышьяка; сурьмы и висмута. Эффект инертной пары: влияние $6s^2$ -электронной конфигурации на устойчивость валентных состояний висмута.

Особенность группы: ярко выраженный переход от свойств типичного неметалла к свойствам металла.

АЗОТ

Нахождение азота в природе. Строение молекулы азота (метод МО). Кратность, длина и энергия связи. Химическая инертность молекулярного азота, эндотермичность бинарных соединений азота. Энергия одинарной и двойной связи азот - азот, сопоставление с энергиями связи углерод - углерод. Причины неустойчивости связей азот - азот и азот - кислород в молекулах гидразина, гидроксилamina, оксида азота (III) и оксида азота (V), азотной и азотистой кислот.

Физические свойства и получение азота в лаборатории и промышленности. Применение молекулярного азота.

Аммиак. Строение молекулы (энергия, длина связи, валентный угол и гибридное состояние валентных орбиталей, кратность, насыщенность, направленность) и реакционная способность аммиака. Электронодонорные свойства аммиака; дипольный момент и прочность водородных связей. Основные типы химических реакций: окисления, замещения, присоединения. Водный раствор аммиака. Основные свойства водного раствора аммиака, константа диссоциации. Соли аммония. Гидролиз солей аммония. Кислотно-основный и окислительно-восстановительный термолиз солей аммония. Термодинамика образования аммиака из простых веществ. Получение аммиака в лаборатории и промышленности.

Ионные нитриды. Получение. Устойчивость. Гидролиз нитридов металлов.

Гидразин, гидроксилamin. Термодинамическая неустойчивость молекул. Строение молекул. Физические свойства. Основные типы химических реакций: присоединения, окисления, восстановления. Основные свойства водных растворов гидразина и гидроксилamina, константы диссоциации. Гидролиз солей. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы: зависимость окислительно-восстановительных свойств от кислотности среды. Сравнение основных и восстановительных свойств в ряду аммиак - гидразин - гидроксилamin.

Оксиды азота N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Строение молекул и закономерности в изменении свойств (дипольный момент, термическая устойчивость, кислотные свойства, окислительные свойства). Получение оксидов азота.

Азотистая кислота. Строение молекулы и реакционная способность. Гибридное состояние валентных орбиталей центрального атома. Устойчивость. Кислотные свойства, константа диссоциации. Нитриты. Строение нитрит-иона. Устойчивость азотистой кислоты и ее солей. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов в кислой и щелочной средах. Окислительно-восстановительная двойственность азотистой кислоты и ее солей. Получение.

Азотная кислота. Строение молекулы. Гибридное состояние валентных орбиталей центрального атома. Устойчивость. Кислотные свойства. Константа диссоциации. Окислительные свойства: влияние природы взаимодействующего вещества и концентрации азотной кислоты на продукты ее восстановления. "Царская водка", ее окислительное действие. Нитраты. Строение нитрат-иона (кратность, длина, энергия связи и валентный угол). Устойчивость азотной кислоты и ее солей. Термическая устойчивость нитратов. Окислительные свойства. Получение.

ФОСФОР

Устойчивые валентные состояния и степени окисления. Основные типы перекрывания атомных орбиталей. $d_{\pi}-p_{\pi}$ – связывание и причины горизонтального сродства фосфора с хлором, серой и кремнием, примеры.

Нахождение в природе. Получение. Аллотропные модификации, термодинамическая устойчивость. Строение. Физические и химические свойства. Термодинамика реакций взаимодействия белого фосфора со щелочью. Применение.

Фосфин. Строение молекулы (энергия, длина связи, валентный угол, кратность, насыщенность, направленность) и реакционная способность фосфина. Сравнение со строением и реакционной способностью аммиака. Физические свойства. Основные типы химических реакций: окисления, замещения и присоединения. Сравнительный анализ с аналогичными реакциями аммиака. Соли фосфония, их термическая и гидролитическая устойчивость. Получение.

Фосфиды металлов. Классификация по типу химической связи. Гидролиз ионных фосфидов. Получение.

Фосфорноватистая кислота. Строение молекулы (валентность, координационное число и степень окисления фосфора, геометрия молекулы и гибридное состояние валентных орбиталей). Устойчивость. Кислотные свойства, константа диссоциации. Гипофосфиты. Строение гипофосфит-иона. Сравнение устойчивости фосфорноватистой кислоты и ее солей. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и окислительно-восстановительные свойства. Получение.

Оксид фосфора (III). Строение молекулы в газовой и твердой фазах. Физические и химические свойства. Получение. Фосфористая кислота. Строение молекулы (валентность, координационное число и степень окисления фосфора, геометрия и гибридное состояние валентных орбиталей). Устойчивость. Кислотные свойства, константа диссоциации. Фосфиты. Строение фосфит-иона. Сравнение устойчивости фосфористой кислоты и ее солей. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и окислительно-восстановительные свойства. Получение. Галогениды фосфора (III). Строение молекул. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика гидролитической устойчивости PF_3 и PCl_3 .

Оксид фосфора (V). Строение кристаллических модификаций. Физические и химические свойства. Получение. Фосфорные кислоты (мета-, пиро- и орто-кислоты). Строение молекулы H_3PO_4 (валентность, координационное число и степень окисления фосфора, геометрия и гибридное состояние валентных орбиталей). Устойчивость. Кислотные свойства, константа диссоциации. Получение. Соли фосфорных кислот. Строение фосфат-иона. Сравнение устойчивости фосфорной кислоты и ее солей. Термолиз и растворимость средних и кислых фосфатов. Причина многообразия кислородных соединений фосфора.

Галогениды и оксогалогениды фосфора (V). Строение молекул. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика гидролитической устойчивости PCl_3 и PCl_5 .

Сравнительная характеристика кислотных и окислительно-восстановительных свойств фосфорноватистой, фосфористой и фосфорных кислот.

МЫШЬЯК, СУРЬМА, ВИСМУТ

Устойчивые валентные состояния и степени окисления мышьяка, сурьмы и висмута. Значения стандартных энтальпий образования и изменение устойчивости соединений в степенях окисления +3 и +5.

Природные соединения и принципы их переработки.

Аллотропные модификации и физические свойства. Химические свойства. Положение в ряду стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Отношение к простым и сложным веществам. Изменение металлических свойств в ряду мышьяк – сурьма – висмут.

Гидриды мышьяка, сурьмы и висмута. Строение молекул. Сравнительная характеристика термической устойчивости и химических свойств гидридов. Получение.

Оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика устойчивости, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в ряду $\text{N}_2\text{O}_3 - \text{P}_2\text{O}_3 - \text{As}_2\text{O}_3 - \text{Sb}_2\text{O}_3 - \text{Bi}_2\text{O}_3$. Получение оксидов. Гидроксиды. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика устойчивости и кислотно-основных свойств в ряду $\text{HNO}_2 - \text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_3\text{AsO}_3 - \text{Sb}(\text{OH})_3 - \text{Bi}(\text{OH})_3$. Влияние кислотности среды и силы окислителя на восстановительные свойства гидроксидов. Получение гидроксидов.

Галогениды ЭCl_3 . Сравнительная характеристика строения, характера химической связи и кислотно-основных свойств в ряду $\text{PCl}_3 - \text{AsCl}_3 - \text{SbCl}_3 - \text{BiCl}_3$. Термодинамика реакций гидролиза хлоридов. Оксосоли сурьмы и висмута. Получение.

Сульфиды $\text{Э}_2\text{S}_3$. Получение. Изменение кислотно-основных и восстановительных свойств. Тиосоли, получение, устойчивость.

Оксиды $\text{Э}_2\text{O}_5$. Получение. Растворимость в воде и термическая устойчивость. Мышьяковая и сурьмяная кислоты. Получение и кислотно-основные свойства. Арсенаты, антимонаты, висмутаты. Получение и окислительные свойства.

Сравнительная характеристика кислотных и окислительных свойств в ряду $\text{HNO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_3\text{AsO}_4 - \text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot n\text{H}_2\text{O} - [\text{HBiO}_3]$.

Сульфиды $\text{Э}_2\text{S}_5$. Получение. Изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Тиосоли, получение, устойчивость.

Изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы мышьяка с ростом их степени окисления.

Качественные реакции на р-элементы V группы.

ХИМИЯ р-ЭЛЕМЕНТОВ IV ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Общая характеристика р-элементов IV группы: электронные конфигурации атомов; закономерности в изменении атомных и ионных радиусов, потенциалов ионизации, электроотрицательности. Прогноз свойств соединений элементов IV группы: особенность химии углерода; общность химии кремния и германия. Эффект инертной пары: влияние $6s^2$ -электронной конфигурации на устойчивость валентных состояний свинца.

Особенность группы - ярко выраженный переход от свойств типичного неметалла к свойствам металла.

УГЛЕРОД

Устойчивые валентные состояния и степени окисления углерода. Особенности электронного строения атома углерода в основном и возбужденном состоянии и его способность образовывать связи углерод - углерод различной кратности. Аллотропные модификации: алмаз, графит, карбин, фуллерены, шварцит. Аморфные формы углерода.

Нахождение углерода в природе.

Химические свойства углерода. Углерод как потенциальный восстановитель металлов из их оксидов. Соединения углерода с неметаллами и металлами.

Оксид углерода (II). Термодинамика образования из простых веществ. Получение оксида углерода (II) в промышленности и лаборатории. Строение молекулы (метод МО), причины совпадения свойств со свойствами молекулярного азота и реакционная способность. Физические свойства. Основные типы химических реакций: окисления и присоединения. Причина токсичности оксида углерода (II).

Оксид углерода (IV). Термодинамика образования из простых веществ. Получение углекислого газа в промышленности и лаборатории. Строение молекулы, реакционная способность и физические свойства. Химические свойства. Растворимость оксида углерода (IV) в воде. Угольная кислота. Строение молекулы (кратность связей, координационное число, геометрия молекулы и гибридное состояние валентных орбиталей). Устойчивость и реакционная способность. Истинная и кажущаяся константы диссоциации угольной кислоты. Карбонаты. Строение карбонат-иона. Сравнение устойчивости угольной кислоты и ее солей. Растворимость карбонатов, гидрокарбонатов и гидрокарбонатов, гидролитическая устойчивость и способы получения. Мочевина, получение, свойства. Окислительные свойства оксида углерода (IV): восстановление металлами и неметаллами.

Сероуглерод, тиоугольная кислота и ее соли. Получение. Физические и химические свойства. Эфиры дитиоугольной кислоты - ксантогеновые кислоты.

Галогениды углерода. Термодинамика образования из простых веществ в стандартных условиях и при высоких температурах. Получение. Химическая инертность. Применение.

Соединения углерода с азотом (псевдогалогены). Строение молекулы CN (метод МО). Дициан. Строение молекулы, причины сходства химии дициана и хлора, реакционная способность. Получение, физические и химические свойства. Строение цианид-иона (метод МО) и обоснование возможности образования таутомерных форм циановодородной кислоты. Устойчивость таутомерных форм. Кислотные свойства циановодородной кислоты. Восстановительные и комплексообразующие свойства ионных цианидов. Получение циановодородной кислоты и ионных цианидов в промышленности и лаборатории. Хлорциан и цианамиды. Важнейшие реакции и способы получения. Оксоциан, тиоциан, циановая и тиоциановая кислоты. Сравнение кислотных свойств в ряду HCN – HNCO – HNCS. Важнейшие реакции цианатов и тиоцианатов. Термическая устойчивость тиоцианатов. Получение.

Карбиды металлов. Получение. Классификация по типу химической связи. Гидролиз ионных карбидов. Применение.

КРЕМНИЙ

Сравнительная характеристика электронных конфигураций углерода и кремния. Устойчивые валентные состояния и степени окисления кремния. Различия строения одноатомных соединений углерода и кремния. Характерные типы реакций. Максимальное координационное число углерода и кремния.

Нахождение кремния в природе. Кислородные соединения кремния – основа земной коры. Получение технического и сверхчистого кремния. Физические и химические свойства кремния. Применение.

Оксид кремния (IV). Природные разновидности кристаллического, скрытокристаллического строения и аморфной формы. Кристаллические модификации кремнезема, кварцевое стекло. Химические свойства оксида кремния (IV). Термодинамика реакций взаимодействия оксидов углерода (IV) и кремния (IV) с оксидом кальция и сравнение кислотных свойств оксидов. Кремниевые кислоты и их соли. Условия получения ортокремниевой кислоты, геля и золя метакремниевой кислоты. Растворимое стекло. Гидролиз. Кремнекислородный тетраэдр – основная структурная единица кристаллических решеток силикатов; причины многообразия кислородных соединений кремния. Островные и полимерные (цепочечные, ленточные и сетчатые) структуры. Примеры природных силикатов. Искусственные силикаты, стекла. Термическая и химическая устойчивость. Принципы промышленного получения стекла. Применение различных стекол в технике.

Галогениды кремния. Получение. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика гидролитической устойчивости галогенидов углерода и кремния, фторида и хлорида кремния. Гексафторокремниевая кислота и ее соли.

Силициды металлов. Методы получения. Классификация по типу химической связи. Гидролиз силицидов. Силаны. Строение. Получение. Физические и химические свойства.

Карборунд. Строение. Получение. Физические и химические свойства. Применение.

ГЕРМАНИЙ, ОЛОВО, СВИНЕЦ

Устойчивые валентные состояния и степени окисления германия, олова и свинца.

Нахождение германия, олова и свинца в природе. Принципы переработки природных минералов.

Аллотропные модификации олова, их особенности. Физические свойства германия, олова и свинца. Отношение к простым веществам. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и отношение металлов к кислотам. Взаимодействие со щелочами. Изменение металлических свойств в ряду германий – олово – свинец. Применение.

Оксиды ЭО. Получение. Полиморфные модификации PbO. Физические и химические свойства. Гидроксиды Э(OH)₂. Получение. Кислотно-основные свойства. Термодинамика реакций взаимодействия гидроксида олова (II) с соляной кислотой и щелочами. Сравнительная характеристика восстановительных свойств в ряду гидроксидов элементов подгруппы германия.

Галогениды ЭГ₂. Получение. Восстановительные и комплексообразующие свойства хлоридов.

Сульфиды ЭS. Получение. Изменение кислотно-основных и восстановительных свойств. Тиосоли, получение, устойчивость.

Оксиды ЭО₂. Получение. Физические и химические свойства. Изменение устойчивости и стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Сравнительная характеристика кислотных и окислительных свойств в ряду CO₂ – SiO₂ – GeO₂ – SnO₂ – PbO₂. Гидроксиды Э(OH)₄. α- и β-Оловянные кислоты. Кислотно-основные свойства гидроксидов. Получение. Свинцовый сурик, свойства, получение.

Галогениды ЭГ₄. Получение. Сравнительная характеристика гидролитической устойчивости SnCl₂ и SnCl₄, термодинамическое обоснование. Изменение кислотно-основных свойств соединений с ростом степени окисления центрального атома.

Сульфиды ЭS₂. Получение. Кислотно-основные и восстановительные свойства. Тиосоли, получение, устойчивость.

Изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов подгруппы германия с ростом степени окисления их атомов.

Качественные реакции на p-элементы IV группы.

ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ III ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Общая характеристика p-элементов III группы: электронные конфигурации атомов; закономерности в изменении атомных и ионных радиусов, потенциалов ионизации, электроотрицательности. Прогноз свойств соединений элементов III группы: особенность химии бора и диагональное сходство химии бора и кремния; общность химии алюминия, галлия и индия.

Возможные валентные состояния и степени окисления бора, алюминия, галлия, индия и таллия. Эффект инертной пары: влияние 6s²-электронной конфигурации на устойчивость валентных состояний таллия.

Особенность группы – амфотерность соединений p-элементов III группы периодической системы.

БОР

Природные соединения бора. и принципы их переработки. Получение бора. Физические и химические свойства.

Возможные валентные состояния и степень окисления атома бора в соединениях. Координационная ненасыщенность соединений бора и условия их стабилизации.

Кислородные соединения бора. Оксид бора (III). Получение. Физические и химические свойства. Борные кислоты и их соли. Бура. Кислотные свойства ортоборной кислоты, константа диссоциации. Сложные эфиры борной кислоты и их применение.

Галогениды бора. Получение. Строение молекул (кратность связи, геометрия и гибридное состояние валентных орбиталей) и реакционная способность. Устойчивость. Физические и химические свойства. Тетрафторборная кислота и ее соли. Сравнение со свойствами галогенидов кремния.

Соединения бора с азотом. Нитрид бора. Полиморфные модификации. Боразол – изоэлектронный аналог бензола. Строение молекулы. Общие и специфические свойства.

Гидриды бора. Получение. Строение молекулы диборана. Природа химической связи в бороводородах. Физические и химические свойства. Сравнение со свойствами силана. Гидридобораты и бориды металлов. Свойства. Получение.

АЛЮМИНИЙ, ГАЛЛИЙ, ИНДИЙ, ТАЛЛИЙ

Нахождение алюминия, галлия, индия и таллия в природе. Получение металлов. Физические свойства. Отношение к простым веществам. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и отношение металлов к кислотам. Взаимодействие со щелочами. Сравнительная характеристика восстановительных свойств алюминия в кислых и щелочных средах. Алюмотермия. Применение.

Оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$ и гидроксиды $\text{Э}(\text{OH})_3$. Получение. Физические и химические свойства. Соли алюминия, алюминаты и гидроксоалюминаты. Гидролитическая устойчивость солей алюминия. Термодинамика реакций взаимодействия оксида алюминия с основными и кислотными оксидами, амфотерность оксида алюминия. Сравнительная характеристика кислотно-основных свойств гидроксидов в ряду $\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{Al}(\text{OH})_3 - \text{Ga}(\text{OH})_3 - \text{In}(\text{OH})_3 - \text{Tl}(\text{OH})_3$.

Гидрид алюминия и гидридоалюминаты щелочных металлов.

Соединения таллия (I). Сходство химии таллия (I), рубидия (I) и серебра (I). Окислительно-восстановительные свойства соединений таллия.

ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ II ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Общая характеристика s-элементов II группы: электронные конфигурации атомов; закономерности в изменении атомных и ионных радиусов, потенциалов ионизации, электроотрицательности. Прогноз свойств соединений s-элементов II группы: особенность химии бериллия и диагональное сходство химии бериллия и алюминия, основные свойства кислородных соединений.

Формальная валентность и степень окисления бериллия, магния, кальция, стронция и бария.

Нахождение в природе. Получение металлов. Физические и химические свойства.

Оксиды и гидроксиды s-элементов II группы периодической системы. Получение. Термическая устойчивость. Физические и химические свойства. Сравнительная характеристика основных свойств оксидов и гидроксидов в ряду бериллий – магний – кальций – стронций – барий. Пероксид бария, получение и применение.

Соли s-элементов II группы периодической системы. Растворимость и гидролитическая устойчивость солей. Изменение термической устойчивости карбонатов, сульфатов и нитратов в ряду бериллий – магний – кальций – стронций – барий. Образование средних, кислых и основных карбонатов.

Гидриды s-элементов II группы. Получение. Физические и химические свойства.

ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ I ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Общая характеристика s-элементов I группы: электронные конфигурации атомов; закономерности в изменении атомных и ионных радиусов, потенциалов ионизации, электроотрицательности. Характер химических связей в соединениях. Немонотонность изменения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Прогноз свойств соединений s-элементов I группы: особенность химии лития и диагональное сходство химии лития и магния, основные свойства кислородных соединений.

Формальная валентность и степень окисления щелочных металлов в соединениях.

Нахождение в природе. Методы получения металлов.

Физические свойства щелочных металлов. Химическая активность и ее изменение в ряду литий – цезий. Отношение металлов к простым и сложным веществам.

Оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды. Получение. Отношение к воде. Окислительные свойства пероксидов и надпероксидов.

Гидроксиды щелочных металлов. Свойства. Сравнительная характеристика основных свойств гидроксидов в ряду литий – цезий. Принципы получения гидроксидов натрия и калия. Меры техники безопасности при работе со щелочами.

Соли щелочных металлов. Растворимость и гидролитическая устойчивость солей. Изменение термической устойчивости карбонатов, сульфатов и нитратов в ряду литий – натрий – калий – рубидий – цезий. Особенность свойств солей лития.

Гидриды щелочных металлов. Получение. Химические свойства.

ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Особенности химии d-элементов Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Формальные валентности, многообразие степеней окисления и окислительно-восстановительные свойства. Изменение устойчивости соединений в высших степенях окисления с увеличением порядкового номера элемента. Причины устойчивости соединений в низших степенях окисления (на примере соединений хрома и марганца).

Характер химических связей в соединениях. Комплексообразующие свойства d-элементов. Окраска соединений.

Характерные физические свойства. Химическая активность и ее изменение по группам, периодам. Горизонтальное сходство химии элементов V и VI периодов.

РЕДКОЗЕМЕЛЬНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Общая характеристика d-элементов III группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Формальная валентность и степени окисления. Лантаноидное сжатие.

Нахождение в природе и способы получения металлов. Физические и химические свойства.

Оксиды, гидроксиды и соли редкоземельных элементов. Получение, физические и химические свойства. Сравнительная характеристика кислотно-основных свойств гидроксидов в ряду скандий – лютеций.

Соединения церия (IV), европия (II) и иттербия (II). Получение. Важнейшие свойства.

ТИТАН, ЦИРКОНИЙ, ГАФНИЙ

Общая характеристика d-элементов IV группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Формальная валентность и степени окисления. Изменение в группе атомных радиусов и прогноз свойств соединений титана, циркония и гафния: общность химии кремния(IV) и титана(IV), циркония(IV) и гафния(IV). Закономерности в изменении устойчивости и свойств в ряду соединений углерод – кремний – титан – цирконий – гафний.

Нахождение в природе и основные способы получения металлов. Физические и химические свойства простых веществ. Применение.

Оксиды, гидроксиды и галогениды титана, циркония, гафния (IV). Получение. Сравнительная характеристика кислотно-основных свойств соединений в ряду титан – цирконий – гафний.

ВАНАДИЙ, НИОБИЙ, ТАНТАЛ

Общая характеристика d-элементов V группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Формальные валентности и степени окисления. Изменение по группе атомных радиусов и прогноз свойств соединений ванадия, ниобия и тантала: общность химии фосфора (V) и ванадия (V), ниобия(V) и тантала(V).

Нахождение в природе и основные способы получения металлов. Физические и химические свойства простых веществ. Применение.

Оксиды и гидроксиды ванадия, ниобия, тантала (V). Получение Кислотно-основные свойства. Ванадаты, поливанадаты, пероксованадаты, гетерополиванадаты. Окислительные свойства. Качественная реакция на ванадий (V).

Соединения ванадия, ниобия, тантала (IV). Получение. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений ванадия (IV). Особенности строения и устойчивость аквакомплекса ванадия (IV).

Соединения ванадия (III) и ванадия (II). Получение. Окислительно-восстановительные свойства.

ХРОМ, МОЛИБДЕН, ВОЛЬФРАМ

Общая характеристика d-элементов VI группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Изменение по группе атомных радиусов и прогноз свойств соединений хрома, молибдена и вольфрама: общность химии серы (VI) и хрома (VI), молибдена и вольфрама. Формальная валентность и характерные степени окисления. Изменение по группе устойчивости соединений в высших степенях окисления.

Нахождение в природе и способы получения металлов.

Физические и химические свойства. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и отношение металлов к кислотам. Применение.

Карбонилы хрома, молибдена, вольфрама. Получение. Строение молекул. Свойства. Применение.

Соединения хрома (II): оксид, гидроксид. Основные свойства соединений хрома (II). Строение и устойчивость аквакомплекса хрома (II). Получение солей хрома (II): хлорида, сульфата, ацетата. Значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала и восстановительные свойства солей хрома (II) на воздухе и в инертной атмосфере.

Соединения хрома (III). Оксид хрома (III). Получение. Физические свойства. Термодинамика взаимодействия с основными и кислотными оксидами. Амфотерные свойства. Гидроксид хрома (III). Получение. Физические свойства. Амфотерные свойства в растворе и твердой фазе. Соли хрома (III). Строение аквакомплекса хрома (III). Гидролитическая устойчивость солей. Гидратная изомерия хлорида хрома (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III). Влияние кислотности среды и силы окислителя на восстановительные свойства соединений хрома (III).

Соединения хрома, молибдена и вольфрама (VI). Оксиды. Получение. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Сравнительная характеристика устойчивости, окислительных и кислотных свойств в ряду $\text{CrO}_3 - \text{MoO}_3 - \text{WO}_3$. Хромовая, молибденовая и вольфрамовая кислоты. Сравнительная характеристика устойчивости, кислотных и окислительных свойств в ряду $\text{H}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{MoO}_4 - \text{H}_2\text{WO}_4$. Полимеризация в кислых растворах. Влияние кислотности среды на равновесие в водных растворах хроматов и дихроматов. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и окислительные свойства хроматов и дихроматов в различных средах.

Пероксосоединения хрома. Пероксид хрома. Качественная реакция на соединения хрома (VI)

Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома с ростом степени окисления атома.

МАРГАНЕЦ, ТЕХНЕЦИЙ, РЕНИЙ

Общая характеристика d-элементов VII группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Изменение по группе атомных радиусов и прогноз свойств соединений марганца, технеция и рения: общность химии хлора (VII) и марганца (VII), технеция (VII) и рения (VII). Формальные валентности и характерные степени окисления.

Нахождение в природе и способы получения металлов. Физические и химические свойства. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и отношение металлов к кислотам. Применение.

Карбонилы марганца, технеция, рения. Получение. Строение молекул. Химические свойства. Применение.

Соединения марганца (II): оксид, гидроксид, соли. Получение. Строение и устойчивость аквакомплекса марганца (II). Основные свойства соединений марганца (II). Сравнительная характеристика устойчивости в твердой и водной фазах. Влияние кислотности среды и силы окислителя на восстановительные свойства соединений марганца (II).

Соединения марганца (III): оксид, гидроксид, соли. Получение. Устойчивость и окислительные свойства соединений марганца (III).

Соединения марганца (IV): оксид, соли. Получение. Устойчивость соединений марганца (IV). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (IV). Применение оксида марганца (IV).

Соединения марганца, технеция и рения (VI). Устойчивость. Манганаты, технаты и ренаты. Окислительно-восстановительные свойства. Значения констант равновесия реакций диспропорционирования и устойчивость манганатов в нейтральной и кислой средах.

Соединения марганца, технеция и рения (VII): оксиды, кислоты, соли. Получение. Сравнительная характеристика кислотных свойств. Устойчивость и окислительные свойства. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и окислительные свойства перманганат-иона в кислой, нейтральной и щелочной средах.

Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений марганца с ростом степени окисления его атома.

ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ

Общая характеристика d-элементов VIII группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Формальные валентности и характерные степени окисления.

Нахождение в природе и способы получения металлов.

Физические и химические свойства простых веществ. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и отношение металлов к кислотам. Применение.

Оксиды ЭО. Получение. Физические и химические свойства. Гидроксиды Э(OH)₂. Получение. Кислотно-основные свойства. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и восстановительные свойства. Комплексообразующие свойства. Термодинамика растворения гидроксидов в водных растворах аммиака. Соли. Строение и устойчивость аквакомплексов железа, кобальта, никеля (II). Комплексные и соли. Восстановительные свойства средних и комплексных солей.

Оксиды железа и кобальта Э₂O₃. Получение. Физические и химические свойства. Термодинамика реакций взаимодействия оксида железа (III) с основными и кислотными оксидами. Амфотерные свойства. Гидроксиды Э(OH)₃. Получение. Кислотно-основные свойства в растворе и твердой фазе. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и окислительно-восстановительные свойства. Соли железа (III). Строение и устойчивость аквакомплекса железа (III). Гидролитическая устойчивость солей. Комплексные соли железа (III) и кобальта (III). Окислительно-восстановительные свойства средних и комплексных солей железа (III). Сравнительная характеристика окислительных свойств в ряду соединений железа (III) – кобальта (III) – никеля (III).

Соединения железа (VI). Ферраты. Получение. Влияние кислотности среды на окислительные свойства феррат-иона.

Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений железа с ростом степени окисления его атома.

Качественные реакции на железо, кобальт, никель.

ПЛАТИНОВЫЕ МЕТАЛЛЫ

Общая характеристика d-элементов VIII группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Формальные валентности и характерные степени окисления.

Нахождение в природе и основные принципы переработки платиновых концентратов. Физические и химические свойства платиновых металлов.

Обзор кислотно-основных, окислительно-восстановительных и комплексообразующих свойств важнейших соединений платиновых металлов. Применение.

МЕДЬ, СЕРЕБРО, ЗОЛОТО

Общая характеристика d-элементов I группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Формальные валентности и характерные степени окисления.

Нахождение в природе и способы получения металлов.

Физические свойства меди, серебра, золота. Химические свойства. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и отношение металлов к кислотам. Селективное растворение в растворах аммиака, щелочных цианидов.

Оксиды меди и серебра Э₂O. Получение. Физические свойства. Кислотно-основные, окислительно-восстановительные и комплексообразующие свойства. Термодинамика растворения оксидов в водных растворах аммиака, цианид- и тиосульфат-ионов. Соли. Константы равновесия реакций диспропорционирования ионов Э¹⁺ и устойчивость солей в водных растворах. Термодинамика растворения галогенидов в водных растворах аммиака, цианид- и тиосульфат-ионов. Реакция «серебряного зеркала».

Оксиды меди и серебра ЭO. Получение. Физические свойства. Устойчивость. Кислотно-основные, окислительные и комплексообразующие свойства оксида меди (II). Гидроксид меди (II). Получение. Кислотно-основные, восстановительные и комплексообразующие свойства. Термодинамика растворения в водных растворах аммиака. Соли. Строение и устойчивость аквакомплекса меди (II). Средние и комплексные соли. Термическая и гидролитическая устойчивость.

Оксид и гидроксид золота (III). Получение. Устойчивость и кислотно-основные свойства. Соли золота (III). Константа равновесия реакции диспропорционирования иона Au¹⁺ и устойчивость солей в водных растворах. Тетрахлорозолотая кислота. Получение. Свойства.

Качественные реакции на медь, серебро, золото.

ЦИНК, КАДМИЙ, РТУТЬ

Общая характеристика d-элементов II группы Периодической системы. Электронные конфигурации атомов. Формальные валентности и характерные степени окисления.

Нахождение в природе и способы получения металлов.

Физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и отношение металлов к кислотам. Сравнительная характеристика восстановительных свойств цинка в кислой и щелочной средах. Селективное растворение цинка в водных растворах аммиака, нитритов и нитратов металлов. Амальгамы. Применение.

Оксиды ЭO. Получение. Физические свойства. Полиморфные модификации оксида ртути (II). Кислотно-основные свойства. Основание Миллона. Соли основания Миллона. Получение. Гидроксиды цинка и кадмия Э(OH)₂. Получение. Физические свойства. Кислотно-основные и комплексообразующие свойства. Термодинамика взаимодействия гидроксидов цинка и кадмия с кислотами и щелочами.

Сульфиды ЭS. Оптимальные условия осаждения. Свойства.

Комплексные соединения. Аммино- и галогенокомплексы. Их устойчивость в ряду цинк – кадмий – ртуть.

Оксид ртути (I). Получение. Физические и химические свойства. Средние и комплексные соли ртути (I). Получение. Константа равновесия реакции диспропорционирования иона Hg₂²⁺ в водном растворе и устойчивость солей ртути (I). Окислительно-восстановительные свойства.

Качественные реакции на цинк, кадмий, ртуть

5. Образовательные технологии, применяемые при освоении дисциплины «Неорганическая химия»

1 Семестр

При изучении дисциплины «Неорганическая химия» в первом семестре разработаны и используются активные и интерактивные методы обучения студентов в рамках компетентностного подхода.

К активным и интерактивным формам проведения занятий относятся:

- лекции с элементами дискуссии по проблемным вопросам;
- практические занятия по ряду тем дисциплины, включающие в себя элементы научного исследования;
- групповые дискуссии по разделам дисциплины, вырабатывающие у обучающегося навыки химического мышления и постановки эксперимента;
- групповой разбор результатов проведения тестирования и контрольных работ;
- сдача письменных отчетов по лабораторным работам с дискуссией между преподавателем и студентом о полученных результатах;
- индивидуальные консультации с преподавателем.

Поскольку, интерактивное обучение – это, прежде всего, диалоговое обучение, в ходе которого осуществляется взаимодействие преподавателя и обучаемыми, то главными методами являются тематические диалоги и дискуссии. Эти методы обучения используются для овладения студентами навыков химического мышления и общения с целью обсуждения главных задач, поставленных в предлагаемой лабораторной работе. Список вопросов по каждой теме, которые предполагается обсудить, заранее выдается студентам с целью самостоятельной проработки.

В рамках тематических диалогов и дискуссий по ряду тем химии элементов будет проводиться игра «Химическая лаборатория», представляющая, по сути, такую интерактивную форму как «мозговой штурм». Краткое описание игры представлено в приложении 1.

Проводимое в рамках дисциплины «Неорганическая химия» бланковое тестирование является формой активного обучения, позволяет определить уровень информированности обучаемого по данной теме. После проверки теста, результаты обсуждаются в группе. Итоговое компьютерное тестирование (промежуточная аттестация) по всем темам дисциплины относится к интерактивным формам обучения и помогает учащимся развить способность взаимодействовать не только с человеком-преподавателем, но и компьютером.

К активным методам обучения относится сдача письменного отчета по лабораторной работе в форме обсуждения, поскольку такая работа предполагает выполнение творческих заданий (задач). Учащийся вступает в диалог с преподавателем в ходе обсуждения результатов эксперимента и его интерпретации.

Предполагается проведение экскурсий в лаборатории «Термического анализа» и «Рентгенофазового анализа», организация бесед с заведующими лабораторий Института химии. Они являются экспертами в своей области химических знаний и способствуют формированию и развития профессиональных навыков обучающихся.

2 Семестр

Организация учебного процесса во втором семестре предполагает использование как традиционных, так и новых педагогических технологий. К первым относятся контрольные работы. Лекции проводятся как в традиционной форме, так и с использованием соответствующих интерактивных форм. Отдельные лекции читаются как проблемные, такие, например, как «Химия фосфора и его важнейших соединений», «Химия кремния и его важнейших соединений». Лекции по теме «Химия бора и его важнейших соединений» и «Химия железа и его важнейших соединений» включает элементы технологии «Печка-куча». Лабораторные занятия, способствующие формированию у студентов базовых знаний по неорганической химии, химического языка, основных мыслительных операций, культуры химического эксперимента, предполагают в основном выполнение исследова-

тельских лабораторных работ. Собеседование проводится, как правило, в активной или интерактивной формах, таких как «Полилог в малых группах», «Круглый стол», «Аукцион знаний» и т.п. Занятие обзорного характера по теме «Обзор химии элементов VI, VII. VIII группы побочной подгруппы ПС» проводится в виде «Интеллектуального футбола» или «Мирового кафе».

Интерактивные формы обучения дисциплины «Неорганическая химия» во втором семестре применяются при проведении лабораторных занятий в следующих темах:

№ п/п	Раздел дисциплины	Неделя семестра	Трудоемкость (в часах)	Формы интерактивных занятий
1.	Химия азота и его важнейших водородных соединений	1	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
2.	Химия азота и его важнейших кислородных соединений	2	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
3.	Химия фосфора и его важнейших соединений	3	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
4.	Химия сурьмы и висмута и их важнейших соединений	4	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
5.	Химия углерода и его важнейших соединений	6	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
6.	Химия кремния и его важнейших соединений	7	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
7.	Химия олова, свинца и их важнейших соединений	8	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
8.	Химия хрома и его важнейших соединений	11	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
9.	Химия марганца и его важнейших соединений	12	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
10.	Химия железа, кобальта, никеля и их важнейших соединений	13	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
11.	Обзор химии элементов VI, VII. VIII группы побочной подгруппы ПС	15	8	«Интеллектуальный футбол» или «Мировое кафе»
12.	Химия меди и серебра и их важнейших соединений	16	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа
13.	Химия цинка, кадмия и ртути и их важнейших соединений	17	8	Собеседование и исследовательская лабораторная работа

				работа
	Всего		104	

В рамках практической подготовки студентов профессиональные навыки формируются при выполнении заданий лабораторных работ, при выполнении индивидуальных практических заданий, оформлении лабораторных и работе с литературными справочными данными, формирование понятийного аппарата, понимание принципов, законов и методологии неорганической химии, которые происходит в рамках индивидуальных отчетов, коллоквиумов, разборов конкретных ситуаций, деловых игр.

Иная контактная работа представляет собой индивидуальные консультации, оказываемые очно и дистанционно с использованием информационных и телекоммуникационных технологий с учетом образовательных возможностей обучающихся.

Адаптация образовательных технологий для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья.

По направлению подготовки 04.03.01 «Химия» обучение инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья допускается при наличии справки-разрешения установленного образца государственного медицинского учреждения. Для данной категории студентов запланированы:

- содействие обучению по индивидуальному учебному плану;
- дополнительные перерывы при проведении лабораторного практикума;
- дополнительные образовательные электронные ресурсы;
- оказание дополнительной помощи в организации самостоятельной работы;
- проведение индивидуальных консультаций;
- индивидуальная помощь учебно-вспомогательного персонала.

Планируется приобретение специальных столов, приспособленных для обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями. Для оптимизации времени труда и отдыха будут запланированы дополнительные перерывы.

Студенты с ограниченными возможностями здоровья, в отличие от остальных студентов, имеют свои специфические особенности восприятия и переработки материала. Поэтому подбор и разработка учебных материалов будут производиться с учетом того, чтобы предоставлять этот материал в различных формах, например, инвалиды с нарушениями слуха будут получать информацию в основном визуально.

Для осуществления процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся созданы фонды оценочных средств, адаптированные для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья и позволяющие оценить достижение ими запланированных в программе результатов обучения и уровень сформированности компетенций, заявленных в программе дисциплины.

Форма проведения текущей и итоговой аттестации для студентов-инвалидов будут устанавливаться с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно на бумаге, письменно на компьютере, в форме тестирования и т.п.). При необходимости студенту-инвалиду предоставляется дополнительное время для подготовки ответа на зачете или экзамене. Проведения текущей аттестации может быть выполнено дистанционно в виде тестового компьютерного задания. Будут использоваться специальные возможности операционной системы Windows, такие как экранная клавиатура, с помощью которой можно вводить текст, настройка действий Windows при вводе с помощью клавиатуры или мыши.

Удельный вес занятий, проводимых в интерактивных формах, определяется главной целью (миссией) программы, особенностью контингента обучающихся и содержанием конкретных дисциплин, и в целом в учебном процессе они составляют 80% аудиторных занятий.

6. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.

1 семестр

Учебный план дисциплины «Неорганическая химия» **в первом семестре** предусматривает 18 часов самостоятельной работы студентов. В начале семестра каждый студент получает комплект учебно-методических материалов: список вопросов для самостоятельной работы, проведения текущего контроля и подготовки к лабораторным работам, описание и правила интерактивной игры «Химическая лаборатория» (Приложение 1), список рекомендуемых учебников, задачников, практических руководств к лабораторным занятиям и учебно-методических Интернет-ресурсов (см. п.8 этой программы), практикантскую книжку (Приложение 2), учебный план лабораторных занятий по дисциплине и календарный план лекций (Приложения 3, 4), краткое описание рейтинговой системы оценки знаний. Указанные материалы студенты могут свободно скачивать в электронном курсе.

В ходе самостоятельной работы учащийся обязан к каждой теме:

- прочитать рекомендуемые разделы учебников и методических пособий;
- написать конспект подготовки к занятию по данной теме согласно списку предложенных вопросов;
- подготовиться к выполнению лабораторной работы и частично оформить лабораторный журнал;
- решить предлагаемые типовые задачи согласно учебному плану.

Для студентов СГУ введена балльно-рейтинговая системы оценки знаний. Оценка выводится в результате подсчета суммарного количества баллов, набранных в семестре по всем видам контроля знаний по учебной дисциплине. По количеству набранных баллов за семестр студент имеет возможность получить зачет, а также экзаменационную оценку автоматически.

Для контроля выполнения самостоятельной работы и текущей успеваемости студентов предусмотрены следующие формы контроля:

- бланковые тесты по ряду тем;
- участие в дискуссиях и интерактивной игре по заданной теме;
- письменный отчет в тетради для лабораторных работ по заданной теме;
- проверка выполнения заданных на дом задач и упражнений по соответствующей теме;
- три контрольные работы;
- итоговое компьютерное тестирование.

Для проведения итогового компьютерного тестирования по курсу «Неорганическая химия» в базе данных «Электронной системы тестирования» находится более 300 заданий по всем разделам общей и неорганической химии. Задания предлагаются в стандартизированной закрытой форме (с выбором одного или нескольких правильных ответов). Ежегодно происходит расширение и обновление базы данных. Из этого числа заданий преподаватель формирует и генерирует тест, задает число вариантов и свойства теста. Система тестирования самостоятельно создает варианты, используя свойства теста, задаваемые преподавателем.

В качестве промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины предусмотрены зачет и экзамен. Результаты текущего и промежуточного контроля знаний студентов заносятся в практикантскую книжку (приложение 2).

Контрольные вопросы для самостоятельной работы и проведения текущего контроля по освоению дисциплины «Неорганическая химия» в первом семестре:

1. Атомно-молекулярная теория. Основные законы химии.

1. Современные понятия и законы атомно-молекулярной теории, представление о границах их применимости.
2. Причины возникновения нестехиометрических соединений, их типы.
3. Качественная и количественная информации, заключенная в химическом уравнении.
4. Способы определения молярной массы вещества, находящегося в газообразном состоянии.

2. Термодинамика и энергетика химических превращений. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

1. Основные понятия и законы термодинамики, представление о границах их применимости.
2. Законы термохимии для расчета тепловых характеристик процесса, а также энергии химической связи.
3. Методы расчета величины изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии Гиббса процессов, табличные стандартные значения.
4. Как определить возможность и направление протекания процесса, используя стандартные величины изменения энтальпии, энтропии и свободной энергии.
5. Способы определения оптимальных условий протекания химической реакции.
6. Влияние различных факторов на скорость химической реакции.
7. Энергетическая диаграмма хода реакции, механизм влияния катализатора и ингибитора на скорость реакции.
8. Принцип Ле Шателье. Как определить направление изменения состояния химического равновесия при изменении температуры, давления и концентрации веществ.

3. Растворы.

1. Типы дисперсных систем, примеры, истинные растворы.
2. Различные способы выражения состава раствора при решении типовых задач.
3. Уравнения реакций диссоциации солей, кислот и оснований, запись выражения для константы равновесия.
4. Гидролиз солей, pH раствора, степень и константа гидролиза.
5. Условия смещения гидролитического равновесия.
6. Изменение температур кипения и замерзания раствора, изменение осмотического давления, причины этих явлений.
7. Нахождение молярной массы растворенного вещества, используя эбулио- и криоскопические методы, осмотический метод.
8. Нахождение pH растворов кислот, солей и оснований.
9. Определение констант ионных равновесий в растворах: реакций нейтрализации, гидролиза, комплексообразования.
10. Понятие о ПР электролита, связь ПР с растворимостью вещества.

4. Строение атома. Периодическая система Д.И. Менделеева. Строение ядра атома.

1. Примеры ядер изотопов и изобаров, продукты реакций радиоактивного распада нуклидов. Причины возникновения дефекта массы.
2. Электронные и электронно-графические формулы атомов и ионов, используя набор правил: Клечковского, Хунда, принципов минимума энергии и Паули.
3. Структура периодической системы, информацию о электронных структурах атомов.

4. Изменение радиусов атомов и ионов, энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности, металлических и неметаллических свойств по периодам и группам, причины отклонений от монотонного изменения характеристик.
5. Причины вторичной периодичности, примеры.

5. Химическая связь.

1. Длина и энергия химической связи, валентный угол в молекуле.
2. Образование молекул методом ВС, способы образования связи, ее свойства, энергию.
3. Гибридизация. Гибридное состояние центрального атома и геометрию молекулы на основе электронных формул атомов молекулы.
4. Связь физико-химических свойств и химической активности соединений на основе информации о его строении.
5. Описание электронных формул гомоядерных и некоторых гетероядерных молекул, применяя положения метода МО, в том числе электроноизбыточных и электронодефицитных структур.
6. Электронные формулы молекул, порядок связи, сравнение энергии и длины связи, магнитные и оптические свойства, способность к димеризации, устойчивость димеров, донорные и акцепторные свойства молекул и ионов.
7. Свойства ионной связи, механизм образования, свойства ионных соединений, причины невозможности образования 100%-ной ионной связи.
8. Механизм образования металлической связи, ее свойства, зонная теория проводимости.
9. Причины возникновения и механизм образования водородной связи, ее свойства.
10. Вклад различных межмолекулярных взаимодействий для различных молекул.

6. Окислительно-восстановительные процессы. Электролиз.

1. Степень окисления, окислитель, восстановитель, процесс окисления и восстановления, окислительно-восстановительная двойственность.
2. Нахождение возможных продуктов окислительно-восстановительных реакций, способы расстановки коэффициентов.
3. Типы окислительно-восстановительных реакции.
4. Причины возникновения электродного потенциала, способы его расчета или измерения.
5. Связь разности значений стандартных электродных потенциалов с изменением свободной энергии процесса и значением константы равновесия.
6. Определение направления и полноты протекания окислительно-восстановительного процесса по значению разности потенциалов.
7. Определение наиболее вероятных электрохимических процессов на катоде и аноде по значениям стандартных электродных потенциалов.
8. Катодные и анодные реакции, суммарная реакция электролиза на инертных и активных электродах для наиболее важных промышленных процессов.

7. Благородные газы. Водород, вода. Галогены и их соединения. Кислород, озон, пероксид водорода. Сера и ее соединения. Селен, теллур, полоний и их соединения. Азот и его соединения.

1. Положение элемента в периодической системе, его электронная формула, возможные валентные состояния.
2. Изменение свойств элементов по группе, причины возникновения немонотонного характера изменения свойств.
3. Предсказать физико-химических свойств и химической активности соединений на основе информации о его строении.

4. Объяснение причин монотонного или немонотонного изменения ряда свойств: окислительно-восстановительных, кислотно-основных, кинетической, термодинамической и термической устойчивости в ряду однотипных соединений.
5. Наиболее важные характерные реакции соединения каждого элемента.
6. Промышленные и лабораторные способы получения простых веществ и наиболее важных соединений.
7. Области применения соединений, их фармакологические и токсические свойства.

2 семестр

Самостоятельная работа студентов **во втором семестре** предполагает работу с лекциями, учебной литературой и другими информационными ресурсами по подготовке к лабораторным занятиям, контрольным работам, коллоквиуму и экзамену. Лабораторный практикум является практико-ориентированной основой теоретических знаний по неорганической химии и его безопасное и успешное выполнение и оформление отчета в лабораторном журнале предполагает наличие глубоких теоретических знаний. Вопросы для самостоятельной подготовки к лабораторным занятиям приведены в приложении 5.

Для осуществления процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся создан фонд оценочных средств. Текущий контроль успеваемости студентов проводится на каждом занятии в виде собеседования по вопросам для самостоятельной подготовки к лабораторным занятиям и тестовых заданий. Тестовые задания включают 10 вариантов по 5 заданий в каждом. Варианты тестовых заданий представлены в приложении 6. По обзорным темам текущий контроль осуществляется в виде контрольных работ и коллоквиумов. Варианты заданий представлены в приложениях 7 и 8.

Промежуточная аттестация включает зачет и экзамен. Зачет выставляется по итогам балльно-рейтинговой оценки текущей работы в семестре. Экзаменационные билеты приведены в приложении 9.

Для студентов-инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья при проведении промежуточной и текущей аттестации запланированы:

- дополнительное время для выполнения задания контрольной работы, коллоквиума или экзамена;
- дополнительные перерывы при проведении всех форм аттестации

7. Данные для учета успеваемости студентов в БАРС

Таблица 1.1 Таблица максимальных баллов по видам учебной деятельности.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Семестр	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	Самостоятельная работа	Автоматизированное тестирование	Другие виды учебной деятельности	Промежуточная аттестация	Итого
1 (зачет)	15	40	0	0	0	25	20	100
1 (экзамен)	5	15	0	15	0	25	40	100
2 (зачет)	0	12	0	34	18	36	0	100
2 (экзамен)	10	0	0	40	0	10	40	100

Программа оценивания учебной деятельности студента

1 семестр

Лекции

Оценивается посещаемость лекций и работа на них. При прочтении лекционного материала студентам предлагаются проблемные ситуации (минизадания), направленные на решение практических (прикладных) и теоретических задач. Проводится фронтальный опрос

аудитории, рассматриваются и анализируются ответы студентов, задаются дополнительные вопросы, находится правильное решение ситуации.

Критерии оценивания лекционной работы на зачете

0-2 баллов – студент посещает менее 60% лекции, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

3-5 баллов – студент посещает более 60% лекции, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

6-8 баллов – студент посещает более 70% лекции, редко участвует в обсуждении проблемных задач, делает попытки находить ответы на задаваемые вопросы.

9-11 баллов – студент посещает более 80% лекции, принимает участие в обсуждении проблемных задач, иногда дает правильные ответы к задаваемым вопросам.

12-13 баллов – студент посещает более 90% лекции, почти на каждой лекции участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает их решение, в большинстве случаев дает правильный ответ на задаваемые вопросы.

14-15 баллов – студент посещает все лекции, активно участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает нестандартные решения, практически всегда дает правильные ответы на поставленные лектором вопросы.

Критерии оценивания лекционной работы на экзамене:

0 баллов – студент посещает менее 60% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

1 балл – студент посещает более 60% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

2 балла – студент посещает более 70% лекций, редко участвует в обсуждении проблемных задач, делает попытки находить ответы на задаваемые вопросы.

3 балла – студент посещает более 80% лекций, принимает участие в обсуждении проблемных задач, иногда дает правильные ответы на задаваемые вопросы.

4 балла – студент посещает более 90% лекций, почти на каждой лекции участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает их решение, в большинстве случаев дает правильный ответ на задаваемые вопросы.

5 баллов – студент посещает все лекции, активно участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает нестандартные решения, практически всегда дает правильные ответы на задаваемые лектором вопросы.

Лабораторные занятия

Критерии оценивания лабораторных работ на зачете:

0-15 баллов – лабораторная работа сдана значительно позже даты выполнения, значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые не были исправлены в короткий срок.

16-25 баллов – лабораторная работа сдана позже даты выполнения, есть незначительные ошибки в оформлении, которые самостоятельно исправлены.

26-40 баллов – лабораторная работа сдана в день ее выполнения, оформлена грамотно и самостоятельно, практически без ошибок.

Пересчет баллов в оценку

Неудовлетворительно – 0-12 баллов

Удовлетворительно – 13-20 баллов

Хорошо – 21-29 баллов

Отлично – 30-40 баллов

Критерии оценивания лабораторных работ на экзамене:

0-5 баллов – лабораторная работа сдана значительно позже даты выполнения, значительные ошибки в оформлении и выполнении, которые не были исправлены в короткий срок.

6-10 баллов – лабораторная работа сдана позже даты выполнения, есть незначительные ошибки в оформлении, которые самостоятельно исправлены.

11-15 баллов – лабораторная работа сдана в день ее выполнения, оформлена грамотно и самостоятельно, практически без ошибок.

Пересчет баллов в оценку

Неудовлетворительно – 0-4 баллов

Удовлетворительно – 5-8 баллов

Хорошо – 9-12 баллов

Отлично – 13-15 баллов

Практические занятия

Не предусмотрены

Самостоятельная работа

Самостоятельная работа студента включает теоретическую подготовку к теме согласно списку прилагаемых вопросов, решение набора типовых учебных задач по каждой теме, подготовка к выполнению лабораторной работы (частичное оформление работы). На каждом практическом занятии предусмотрено бланковое тестирование по теме занятия, которое оценивается по шкале от 0 до 5 баллов. Кроме того, по ряду тем дисциплины предусмотрено внеаудиторное компьютерное тестирование в электронном курсе, которое также оценивается компьютером по шкале от 0 до 5 баллов в зависимости от количества и качества выполненного задания.

Критерии оценивания самостоятельной работы студента на экзамене:

0-5 баллов – домашнее задание (задачи, тесты, подготовка к лабораторной работе) выполнены со значительными ошибками, не полностью. Работа сдана не в срок.

6-10 баллов – домашнее задание (задачи, тесты, подготовка к лабораторной работе) выполнены с незначительными ошибками, полностью. Работа сдана в срок.

11-15 баллов – домашнее задание (задачи, тесты, подготовка к лабораторной работе) выполнены практически без ошибок, полностью. Работа сдана в срок.

Пересчет баллов в оценку

Неудовлетворительно – 0-4 баллов

Удовлетворительно – 5-8 баллов

Хорошо – 9-12 баллов

Отлично – 13-15 баллов

Автоматизированное тестирование

Не предусмотрено

Другие виды учебной деятельности

К другим видам учебной деятельности относятся контрольные работы и коллоквиумы.

На зачете и экзамене – от 0 до 25 баллов

0-10 баллов – задания работы выполнены частично, присутствуют значительные ошибки в решенных заданиях, подход к решению задач выбран неверно. Задания коллоквиума выполнены не полностью, нет аргументации связи строения и свойства вещества.

11-20 баллов – задания работы выполнены более чем наполовину, могут быть незначительные ошибки, прослеживается правильный подход к решению задач. Задания коллоквиума выполнены достаточно полно, полностью описаны свойства и способы получения рассматриваемых веществ.

21-25 баллов – все задания работы выполнены, могут быть незначительные ошибки, в целом правильно и грамотно сформулирован подход к решению задач. Задания коллоквиума

выполнены полностью, могут присутствовать незначительные неточности в описании структуры и свойств веществ.

Пересчет баллов в оценку

Неудовлетворительно – 0-7 баллов

Удовлетворительно – 8-14 баллов

Хорошо – 15-20 баллов

Отлично – 21-25 баллов

Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация для получения зачета проходит в виде собеседования студента и преподавателя по всем пройденным темам по вопросам к курсу.

Зачет – от 0 до 20 баллов

17-20 баллов («зачтено») – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний по дисциплине, доказательно раскрыты основные положения вопросов; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Знание по предмету демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком с использованием современной терминологии. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.

14-16 баллов («зачтено») – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен литературным языком с использованием современной терминологии. Могут быть допущены 2-3 неточности или незначительные ошибки, исправленные студентом с помощью преподавателя.

10-13 баллов («зачтено») – дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ. Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. В ответе отсутствуют выводы. Умение раскрыть значение обобщенных знаний не показано. Речевое оформление требует поправок, коррекции.

0-9 баллов («не зачтено») – ответ представляет собой разрозненные знания с существенными ошибками по вопросу. Присутствуют фрагментарность, нелогичность изложения. Студент не осознает связь обсуждаемого вопроса по билету с другими объектами дисциплины. Отсутствуют выводы, конкретизация и доказательность изложения. Речь неграмотная, терминология не используется. Дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента.

Экзамен – от 0 до 40 баллов

Промежуточная аттестация проходит в форме компьютерного тестирования по всем темам и разделам дисциплины. Если сумма полученных студентом баллов по системе БАРС недостаточна для получения автоматической оценки, то сдается устный экзамен по билетам.

36-40 баллов («отлично») – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний по дисциплине, доказательно раскрыты основные положения вопросов; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Знание по предмету демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком с использованием современной

терминологии. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.

30-35 баллов («хорошо») – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен литературным языком с использованием современной терминологии. Могут быть допущены 2-3 неточности или незначительные ошибки, исправленные студентом с помощью преподавателя.

23-29 баллов («удовлетворительно») – дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ. Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. В ответе отсутствуют выводы. Умение раскрыть значение обобщенных знаний не показано. Речевое оформление требует поправок, коррекции.

0-22 балла («неудовлетворительно») – ответ представляет собой разрозненные знания с существенными ошибками по вопросу. Присутствуют фрагментарность, нелогичность изложения. Студент не осознает связь обсуждаемого вопроса по билету с другими объектами дисциплины. Отсутствуют выводы, конкретизация и доказательность изложения. Речь неграмотная, терминология не используется. Дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 1 семестр по дисциплине «Неорганическая химия» (зачет) составляет **100** баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 1 семестр по дисциплине «Неорганическая химия» (экзамен) составляет **100** баллов.

Таблица 2.1 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Неорганическая химия» в оценку (зачет):

50 баллов и более	«зачтено»
меньше 50 баллов	«не зачтено»

Таблица 2.2 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Неорганическая химия» в оценку (экзамен):

85 – 100 баллов	«отлично»
70 – 84 баллов	«хорошо»
55 – 69 баллов	«удовлетворительно»
0 – 54 баллов	«не удовлетворительно»

2 семестр

Лекции – от 0 до 10 баллов

Критерии оценивания лекционной работы на экзамене:

0 баллов – студент посещает менее 60% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

1-2 балла – студент посещает более 60% лекций, не участвует в обсуждении проблемных задач, демонстрирует безразличие к задаваемым вопросам.

3-4 балла – студент посещает более 70% лекций, редко участвует в обсуждении проблемных задач, делает попытки находить ответы на задаваемые вопросы.

5-6 баллов – студент посещает более 80% лекций, принимает участие в обсуждении проблемных задач, иногда дает правильные ответы на задаваемые вопросы.

7-8 баллов – студент посещает более 90% лекций, почти на каждой лекции участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает их решение, в большинстве случаев дает правильный ответ на задаваемые вопросы.

9-10 баллов – студент посещает все лекции, активно участвует в обсуждении проблемных задач, предлагает нестандартные решения, практически всегда дает правильные ответы на задаваемые лектором вопросы.

Лабораторные работы – от 0 до 12 баллов

Всего по учебному плану предусмотрено 12 лабораторных работ. Каждая работа оценивается в 1 балл.

Критерии оценивания лабораторных работ на зачете:

Оценка «1» выставляется за:

- своевременное и грамотное оформление лабораторного журнала;

Оценка «0,5» выставляется за:

- несвоевременное и грамотное оформление лабораторного журнала или своевременное оформление журнала с незначительными неточностями;

Оценка «0» выставляется за:

- несвоевременное и неграмотное оформление лабораторного журнала.

Практические занятия

Не предусмотрены

Самостоятельная работа

Самостоятельная работа студента включает теоретическую подготовку по каждой теме согласно списку прилагаемых вопросов, решение набора типовых учебных задач, подготовку к выполнению лабораторной работы, контрольным работам, коллоквиумам и экзамену.

Критерии оценивания самостоятельной работы студента на зачете предполагает проверку выполнения самостоятельной работы в виде коллоквиума и собеседования.

Коллоквиум – от 0 до 10 баллов

Задание коллоквиума содержит 2 вопроса.

Оценка «5» выставляется за:

- глубокое и системное усвоение программного материала в виде полного, последовательного, грамотного, развернутого и логического ответа;

Оценка «4» выставляется за:

- хорошее воспроизведение по памяти без существенных неточностей программного материала, изложенного на лекциях и недостаточно полное его обобщение;

Оценка «3» выставляется за:

- хорошее воспроизведение по памяти без существенных неточностей программного материала, изложенного на лекциях при отсутствии его обобщения;

Оценка «2» выставляется за:

- частичное воспроизведение по памяти с существенными неточностями программного материала, изложенного на лекциях при отсутствии его обобщения;

Оценка «1» выставляется за:

- частичное воспроизведение с подсказкой преподавателя программного материала, изложенного на лекциях при отсутствии его обобщения;

Оценка «0» выставляется за:

- незнание программного материала.

Максимально возможная сумма за 1 вопрос – *5 баллов*.

Максимально возможная сумма за коллоквиум – **10 баллов**.

Собеседование – от 0 до 24 балла

Собеседование проводится перед каждой лабораторной работой по вопросам для самостоятельной подготовки. Всего – 12 собеседований. Каждый ответ оценивается в 2 балла. Баллы выставляются следующим образом:

Оценка «2» выставляется за:

- полный, последовательный, грамотный, развернутый и логический ответ на заданный вопрос, основанный на знании лекционного, учебного и дополнительного материала;

Оценка «1,5» выставляется за:

- хороший ответ, основанный на воспроизведении по памяти лекционного материала без существенных неточностей;

Оценка «1» выставляется за:

- ответ, основанный на частичном воспроизведении по памяти лекционного материала с существенными неточностями;

Оценка «0» выставляется за:

- незнание программного материала.

К экзамену предполагает собеседование по программному материалу

0 баллов – студент демонстрирует незнание программного материала.

1 балл – студент демонстрирует отрывочное знание программного материала.

2 балла – студент демонстрирует знание программного материала с существенными неточностями.

3 балла – студент демонстрирует знание программного материала с отдельными существенными неточностями.

4 балла – студент демонстрирует знание программного материала без существенных неточностей.

5 баллов – студент демонстрирует полное знание программного материала.

Далее «сырые» баллы умножаются на переводной коэффициент 8. Таким образом, максимально возможная сумма за самостоятельную работу перед экзаменом – **40 баллов**.

Автоматизированное тестирование – от 0 до 18 баллов

Уровень выполнения текущих тестовых заданий оценивается в баллах. Тестовые задания выполняются на каждом практическом занятии. Всего 12 занятий.

Критерии оценивания тестирования на зачете:

За каждое полностью правильно выполненное задание – 1 «сырой» балл.

За выбранный «лишний» ответ или не все указанные правильные ответы – 0,5 «сырых» балла.

«Сырые» баллы суммируются и умножаются на коэффициент 0,3 для перевода в итоговые баллы.

Максимальная возможная сумма за выполнение 1 теста – **1,5 балла**.

Максимальная возможная сумма за выполнение тестов – **18 баллов**.

В другие виды учебной деятельности входят:

На зачете

Контрольные работы – от 0 до 36 баллов

Всего по учебному плану предусмотрено 3 контрольные работы. Уровень выполнения контрольных работ оценивается в баллах. Баллы выставляются следующим образом:

- правильное решение задачи, где выполняется один расчет по известному уравнению – **1 балл**;
- правильное решение задачи, где выполняется два расчета по известным уравнениям – **2 балла**;

- правильное решение задачи, где выполняется три расчета по известным уравнениям – **3 балла**;
 - правильное обобщение свойств группы неорганических веществ – **6 баллов**.
- Всего за 1 контрольную работу – **12 баллов**.

На экзамене

Реферат – 0-10 баллов

Критерии оценивания:

Оценка «**10**» ставится в том случае, если:

- студент самостоятельно выбрал актуальную тему реферата;
- студент самостоятельно проанализировал современные литературные источники и составил текст реферата объемом более 5 страниц;
- содержание реферата соответствует заявленной теме, демонстрирует способность студента к самостоятельной работе;
- реферат содержит самостоятельные выводы студента, аргументированные с использованием данных, представленных в учебной литературе;
- студент сделал устный доклад по памяти и полно ответил на заданные вопросы.

Оценка «**9**» ставится в том случае, если:

- студент самостоятельно выбрал актуальную тему реферата;
- студент самостоятельно проанализировал современные литературные источники и составил текст реферата объемом более 5 страниц без существенных неточностей;
- содержание реферата соответствует заявленной теме, демонстрирует способность студента к самостоятельной работе;
- реферат содержит самостоятельные выводы студента, аргументированные с использованием данных, представленных в учебной литературе;
- студент сделал устный доклад по памяти и полно ответил на заданные вопросы без существенных неточностей.

Оценка «**8**» ставится в том случае, если:

- студент с помощью преподавателя выбрал актуальную тему реферата;
- студент с помощью преподавателя проанализировал современные литературные источники и составил текст реферата объемом более 3 страниц;
- содержание реферата соответствует заявленной теме, демонстрирует способность студента к самостоятельной работе;
- реферат содержит самостоятельные выводы студента, аргументированные с использованием данных, представленных в учебной литературе;
- студент сделал устный доклад по памяти и полно ответил на заданные вопросы без существенных неточностей.

Оценка «**7**» ставится в том случае, если:

- студент с помощью преподавателя выбрал актуальную тему реферата;
- студент с помощью преподавателя проанализировал современные литературные источники и составил текст реферата объемом более 3 страниц;
- содержание реферата соответствует заявленной теме;
- реферат содержит самостоятельные выводы студента;
- студент сделал устный доклад с частичным использованием письменного текста и частично ответил на заданные вопросы без существенных неточностей.

Оценка «**6**» ставится в том случае, если:

- студент с помощью преподавателя выбрал актуальную тему реферата;
- студент с помощью преподавателя проанализировал современные литературные источники и составил текст реферата объемом более 3 страниц;
- содержание реферата соответствует заявленной теме;

- реферат содержит выводы студента, сформулированные с помощью преподавателя;
- студент сделал устный доклад с частичным использованием письменного текста и частично ответил на заданные вопросы с существенными неточностями.

Оценка «5» ставится в том случае, если:

- студент с помощью преподавателя выбрал тему реферата;
- студент с помощью преподавателя проанализировал литературные источники и составил текст реферата объемом более 1 страницы;
- содержание реферата частично соответствует заявленной теме;
- реферат частично содержит выводы студента, сформулированные с помощью преподавателя;
- студент сделал устный доклад с использованием письменного текста и частично ответил на заданные вопросы с существенными неточностями.

Оценка «4» ставится в том случае, если:

- студент с помощью преподавателя выбрал тему реферата;
- студент с помощью преподавателя проанализировал литературные источники и составил текст реферата объемом более 1 страницы;
- содержание реферата частично соответствует заявленной теме;
- в реферате отсутствуют выводы студента;
- студент сделал устный доклад с использованием письменного текста и частично ответил на заданные вопросы с существенными неточностями.

Оценка «3» ставится в том случае, если:

- студент с помощью преподавателя выбрал тему реферата;
- студент с помощью преподавателя проанализировал литературные источники и составил текст реферата объемом 1 страница;
- содержание реферата частично соответствует заявленной теме;
- в реферате отсутствуют выводы студента;
- студент сделал устный доклад с использованием письменного текста и не ответил на заданные вопросы.

Оценка «2» ставится в том случае, если:

- студент с помощью преподавателя выбрал тему реферата;
- студент с помощью преподавателя проанализировал литературные источники и составил текст реферата объемом 1 страница;
- содержание реферата не соответствует заявленной теме;
- в реферате отсутствуют выводы студента;
- студент сделал устный доклад с использованием письменного текста и не ответил на заданные вопросы.

Оценка «1» ставится в том случае, если:

- студент с помощью преподавателя выбрал тему реферата;
- студент с помощью преподавателя проанализировал литературные источники и составил текст реферата объемом 1 страница;
- содержание реферата не соответствует заявленной теме;
- в реферате отсутствуют выводы студента;
- студент не сделал устный доклад и не ответил на заданные вопросы.

Промежуточная аттестация

Теоретический зачет во 2 семестре не предусмотрен.

Экзамен – от 0 до 40 баллов

Промежуточная аттестация проходит в форме тестирования по всем темам и разделам дисциплины.

Уровень выполнения тестовых заданий оценивается в баллах. Баллы выставляются следующим образом.

За каждое полностью правильно выполненное задание – 1 «сырой» балл.

За выбранный «лишний» ответ или не все указанные правильные ответы – 0,5 «сырых» балла.

«Сырые» баллы суммируются и умножаются на коэффициент 2,5 для перевода в итоговые баллы.

Если сумма полученных студентом баллов по системе БАРС недостаточна для получения автоматической оценки, то сдается устный экзамен по билетам.

36-40 баллов («отлично») – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показана совокупность осознанных знаний по дисциплине, доказательно раскрыты основные положения вопросов; в ответе прослеживается четкая структура, логическая последовательность, отражающая сущность раскрываемых понятий, теорий, явлений. Знание по предмету демонстрируется на фоне понимания его в системе данной науки и междисциплинарных связей. Ответ изложен литературным языком с использованием современной терминологии. Могут быть допущены недочеты в определении понятий, исправленные студентом самостоятельно в процессе ответа.

30-35 баллов («хорошо») – дан полный, развернутый ответ на поставленный вопрос, показано умение выделить существенные и несущественные признаки, причинно-следственные связи. Ответ четко структурирован, логичен, изложен литературным языком с использованием современной терминологии. Могут быть допущены 2-3 неточности или незначительные ошибки, исправленные студентом с помощью преподавателя.

23-29 баллов («удовлетворительно») – дан недостаточно полный и недостаточно развернутый ответ. Логика и последовательность изложения имеют нарушения. Допущены ошибки в раскрытии понятий, употреблении терминов. Студент не способен самостоятельно выделить существенные и несущественные признаки и причинно-следственные связи. В ответе отсутствуют выводы. Умение раскрыть значение обобщенных знаний не показано. Речевое оформление требует поправок, коррекции.

0-22 балла («неудовлетворительно») – ответ представляет собой разрозненные знания с существенными ошибками по вопросу. Присутствуют фрагментарность, нелогичность изложения. Студент не осознает связь обсуждаемого вопроса по билету с другими объектами дисциплины. Отсутствуют выводы, конкретизация и доказательность изложения. Речь неграмотная, терминология не используется. Дополнительные и уточняющие вопросы преподавателя не приводят к коррекции ответа студента.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 2 семестр по дисциплине «Неорганическая химия» (зачет) составляет **100** баллов.

Таким образом, максимально возможная сумма баллов за все виды учебной деятельности студента за 2 семестр по дисциплине «Неорганическая химия» (экзамен) составляет **100** баллов.

Таблица 2.1 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Неорганическая химия» в оценку (зачет):

50 баллов и более	«зачтено»
меньше 50 баллов	«не зачтено»

Таблица 2.2 Таблица пересчета полученной студентом суммы баллов по дисциплине «Неорганическая химия» в оценку (экзамен):

<u>85</u> – <u>100</u> баллов	«отлично»
<u>70</u> – <u>84</u> баллов	«хорошо»
<u>55</u> – <u>69</u> баллов	«удовлетворительно»
<u>0</u> – <u>54</u> баллов	«не удовлетворительно»

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины «Неорганическая химия»

а) литература:

1. Основы общей химии: Учебное пособие / В.И.Елфимов, 2-е изд. - М.: НИЦ ИНФРА-М, 2015. - 256 с. (ЭБС «Znanium.com»)
2. Введение в общую химию: учебник / Лупейко Т.Г. - Ростов-на-Дону: Изд-во ЮФУ, 2010. - 232 с. (ЭБС «Znanium.com»)
3. Неорганическая химия: учебник. в 3-х т. / под ред. Ю.Д. Третьякова – М.: Академия, 2008, Т.3, кн.2 – 399 с. (25 экз)
4. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. М.:Интеграл-Пресс, 2008. 240 с. (221 экз)

б) программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

1. MicrosoftWindowsPro 7 (Номер лицензии: OpenLicense № 46312747 (№ контракта 048K/07 на основании распоряжения [О лицензионном ПО] №46 от от 06.07.07.) (70 шт.); MicrosoftWindowsVistaBusinessНомер лицензии: № 42226296, от 21.12.2009. (21 шт.);
2. MicrosoftOfficeStandard 2003 SP3 (№ контракта 048K/07 на основании распоряжения [О лицензионном ПО] №46 от от 06.07.07.) (2 шт.);
3. MicrosoftOfficeProfessional 2003 (№ контракта 048K/07 на основании распоряжения [О лицензионном ПО] №46 от от 06.07.07); Office 2007 Suites (№ ИОП 47/08 от 07.07.2008) (10 шт.);
4. Kaspersky Endpoint Security для бизнеса - Стандартный Russian Edition. 1500-2499 Node 1 year Educational Renewal License № лицензии 0B00160530091836187178.
5. HyperChemRelease 8.0 Professional 2 шт. (Гос. контракт № ИОП 47/08, заключенного 7 июля 2008 г.; 4 шт.: Закупка 22 мая 2007 по контракту № 048K/07 на основании распоряжения № 46 от 06.07.07.).
6. ChemBio3DUltra 11.0 withMOPAC (№ CER5030661, № ИОП 47/08 от 07.07.2008).
7. КОМПАС-3DLTV12 SP1 Для домашнего использования и учебных целей (Freeware) (10 шт.).
8. http://www.fptl.ru/Chem_block.html – различные учебно-научные материалы по химии;
9. <http://chemistry-chemists.com/Uchebniki.html> - учебники, практикумы и справочники по химии;
10. <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/inorg.html> - учебные материалы по неорганической химии сайта химического факультета МГУ;
11. <http://www.ebdb.ru/> - поиск книг по электронным библиотекам

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Чтение лекций происходит в зале с мультимедиа-проектором для показа слайдов, презентаций и видеофайлов. Учащиеся в аудитории с компьютерами, имеющими необходимое программное обеспечение, выполняется поиск рекомендуемой учебно-научной информации. Лабораторные работы выполняются в учебной лаборатории, оснащенной химическим оборудованием и посудой, обеспеченной реактивами, необходимыми для проведения всех работ.

Перечень слайдов, лекционных демонстраций и препаратов (реактивы и минералы) по каждой теме в 1 семестре.

1. Атомно-молекулярная теория. Основные законы химии.

Слайды:

- 1) Вещество и поле, свойства, сходство и различия
- 2) Аллотропные модификации углерода
- 3) Кристаллические структуры молекулярных и немоллекулярных соединений

Лекционные демонстрации:

- 1) «Фараоновы змеи»
- 2) Колебательная реакция Бриггса-Раушера

2. Термодинамика и энергетика химических превращений. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Слайды:

- 1) Энергетическая диаграмма хода химической реакции.
- 2) Влияние катализатора на энергетические характеристики процесса.

Лекционные демонстрации:

- 1) Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции взаимодействия серной кислоты с тиосульфатом натрия.
- 2) Ускорение реакции взаимодействия йода с алюминием в присутствии воды.
- 3) Зависимость скорости реакции от кислотности среды при окислении бромида калия перманганатом калия в среде серной кислоты и уксусной кислоты.
- 4) Смещение равновесия при образовании тиоцианата железа.
- 5) Смещение равновесия под влиянием температуры в системе оксид азота (IV) – его димер.
- 6) Механохимическая реакция иодида калия и нитрата свинца.

3. Растворы.

Слайды:

- 1) Схема опыта по измерению осмотического давления.
- 2) Схема ионизации полярного электролита.
- 3) Зависимость растворимости некоторых солей от температуры.
- 4) Зависимость степени диссоциации от концентрации растворённого вещества.

Лекционные демонстрации:

- 1) Суспензии, эмульсии.
- 2) Самопроизвольная растворимость KMnO_4 в воде.
- 3) Явление контракции (растворение спирта в H_2O).
- 4) Тепловые эффекты растворения NaOH , NaCl и NH_4NO_3 в воде.
- 5) Влияние температуры на взаимную растворимость воды и фенола.
- 6) Кристаллизация пересыщенного раствора ацетата натрия.
- 7) Наблюдение явления осмоса.
- 8) Изучение электропроводности растворов (HCl , KOH , NaCl , CH_3COOH , р-р NH_3 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, спирта, р-ра сахара, дист. H_2O).
- 9) Окраска индикаторов в различных средах.
- 10) Гидролиз солей: K_2CO_3 , NH_4Cl , CuSO_4 .
- 11) Гидролиз соли SbCl_3 и смещение гидролиза добавлением HCl .
- 12) Зависимость степени гидролиза от температуры. Гидролиз ацетата натрия.

4. Строение атома. Периодическая система Д.И. Менделеева. Строение ядра атома.

Слайды:

- 1) Схема происхождения водородного спектра.
- 2) Видимый спектр атома водорода.
- 3) Длины волн рентгеновских лучей.
- 4) Формы s-, p-, d- орбиталей.
- 5) Диаграмма энергетических уровней в многоэлектронных атомах.
- 6) Таблица атомных радиусов.
- 7) График зависимости значений потенциалов ионизации некоторых элементов от заряда ядра.

- 8) График зависимости значений сродства к электрону некоторых элементов от заряда ядра.
- 9) График зависимости энергии связи ядра на один нуклон от порядкового номера элемента.
- 10) Природные радиоактивные ряды урана-235 и урана-238.
- 11) Ядерные реакции, протекающие под воздействием разных частиц на атом.
- 12) Схема термоядерных реакций, протекающих при взрыве водородной бомбы.
- 13) Фотография водородной бомбы «Кузькина мать»

Лекционные демонстрации:

- 1) Соли самария.
- 2) Металлическое олово.

5. Химическая связь.

Слайды:

- 1) Связывающие и разрыхляющие орбитали (энергетическая диаграмма).
- 2) Схема образования гибридных орбиталей при sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d - sp^3d^2 - гибридизации.
- 3) Кривые потенциальной энергии молекулы водорода.
- 4) Формас, π - и δ - орбиталей.
- 5) Строение ионных соединений.
- 6) Схема образования валентной зоны и зоны проводимости.

6. Окислительно-восстановительные процессы. Электролиз.

Слайды:

- 1) Схема водородного электрода.
- 2) Схема измерения электродного потенциала.
- 3) Ряд стандартных электродных потенциалов.

Лекционные демонстрации:

- 1) Взаимодействие цинка с раствором ацетата свинца.
- 2) Окислительные свойства $KMnO_4$, $KClO_3$, $K_2Cr_2O_7$.
- 3) Восстановительные свойства KJ , H_2S , Mg .
- 4) Восстановление $KMnO_4$ сульфитом калия в различных средах.
- 5) Окисление пероксида водорода $KMnO_4$ в кислой среде.
- 6) Восстановление пероксида водорода сульфидом свинца.
- 7) Термическое разложение $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

7. Водород. Вода.

Лекционные демонстрации:

- 1) Получение водорода в аппарате Киппа действием кислоты на цинк.
- 2) Получение водорода действием щёлочи на Al , Zn .
- 3) Получение водорода электролизом воды.
- 4) Переливание водорода из сосуда в сосуд.
- 5) Горение водорода.
- 6) Взрыв смеси водорода с воздухом в железной банке.
- 7) Восстановительные свойства атомарного и молекулярного водорода.

8. Благородные газы.

Слайды:

- 1) Схема получения благородных газов из воздуха.
- 2) Общая характеристика свойств атомов элементов VIII группы периодической системы.

9. Галогены.

Слайды:

- 1) Общая характеристика свойств атомов элементов VII группы периодической системы.
- 2) Энергетические диаграммы молекул HF и HCl.

Минералы:

сильвинит $KCl \cdot NaCl$
каменная соль $NaCl$
карналит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$
сильвин KCl
плавиковый шпат CaF_2

Препараты:

перхлорат калия $KClO_4$
хлорат натрия $NaClO_3$
перхлорат натрия $NaClO_4$
бромат натрия $NaBrO_3$
бромат калия $KBrO_3$
йод I_2

йодноватая кислота HIO_3

оксид йода (V) I_2O_5

Лекционные демонстрации:

- 1) Получение хлора окислением концентрированной соляной кислоты перманганатом калия, хлоратом калия.
- 2) Получение брома при взаимодействии бромида натрия и хлорной воды. Экстрагирование органическим растворителем.
- 3) Получение йода при взаимодействии йодида натрия с хлорной водой. Экстрагирование органическим растворителем.
- 4) Взаимодействие хлора с сурьмой и фосфором.
- 5) Получение фтористого водорода при взаимодействии фосфида кальция с серной кислотой (в свинцовых чашках). Действие фтористого водорода на стекло.
- 6) Растворимость хлороводорода в воде (фонтан).
- 7) Восстановительные свойства бромоводорода ($NaBr$ кр. + H_2SO_4 конц.).
- 8) Восстановительные свойства йодоводорода (KJ кр. + H_2SO_4 конц.).
- 9) Качественные реакции на галогенид-ионы с азотнокислым серебром.
- 10) Обесцвечивание фуксина и индиго хлорной водой.
- 12) Взаимодействие смеси хлората калия с сахаром с концентрированной серной кислотой.
- 13) Взрыв смеси хлората калия с фосфором.

10. Кислород. Озон. Пероксид водорода.

Лекционные демонстрации:

- 1) Получение кислорода из хлората калия и перманганата калия при термическом разложении.
- 2) Горение в кислороде лучины, угля, серы, фосфора и железа.
- 3) Получение озона в озонаторе. Качественная реакция на озон – окисление йодида калия до свободного йода.

11. Сера.

Слайды:

- 1) Общая характеристика свойств атомов элементов VI группы периодической системы.
- 2) Строение различных модификаций серы

Минералы:

самородная сера S

кристаллическая сера S
гипс волокнистый $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
ангидрит CaSO_4
пирит FeS_2
свинцовый блеск PbS
киноварь HgS
цинковая обманка ZnS

Препараты:

сера черенковая S
сера, полученная при очистке углеводородного сырья на ПО “Нитрон” S
квасцы $\text{FeSO}_4 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
сульфат меди б/в CuSO_4
медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
сульфид магния MgS
серный ангидрид SO_3

Лекционные демонстрации:

- 1) Поведение серы при нагревании. Получение пластической серы.
- 2) Восстановительные свойства сероводорода - взаимодействие сероводородной воды с бромной водой, иодной водой, с подкисленным раствором дихромата калия.
- 3) Получение сульфидов цинка, марганца, железа, кадмия, сурьмы (III), олова (II), меди, свинца.
- 4) Взаимодействие сернистой кислоты с раствором перманганата калия, с иодной водой.
- 5) Взаимодействие тиосульфата натрия с иодной водой, с серной кислотой.
- 6) Обугливание сахара, лучины при действии серной концентрированной кислоты.
- 7) Качественная реакция на сульфат-ион.

12. Селен, теллур, полоний и их соединения.

Слайды:

- 1) Общая характеристика свойств атомов элементов VI группы периодической системы.
- 2) Строение различных модификаций селена и теллура.

Препараты:

Селенат натрия
Теллулат натрия

13. Азот и его соединения.

Слайды:

- 1) Общая характеристика свойств атомов элементов V группы периодической системы.

Препараты:

нитрид магния Mg_3N_2
хлорид аммония NH_4Cl
нитрат аммония NH_4NO_3
сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Лекционные демонстрации:

- 1) Получение азота термическим разложением дихромата аммония.
- 2) Получение азота термическим разложением нитрита натрия.
- 3) Получение аммиака при взаимодействии хлорида аммония и гидроксида кальция (твёрдофазная реакция).
- 4) Растворимость аммиака в воде (“фонтан”).
- 5) Получение азотистой кислоты и её разложение.
- 6) Взаимодействие растворов нитрита калия и иодида калия в кислой среде.
- 7) Взаимодействие растворов нитрита калия и перманганата калия в кислой среде.

- 8) Получение азотной кислоты из селитры при взаимодействии с конц. серной кислотой.
- 9) Обесцвечивание фуксина и индиго азотной кислотой.
- 10) Вспышка скипидара под действием азотной и серной кислот.

Место осуществления практической подготовки: учебные лаборатории Института химии

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 04.03.01 «Химия» и профилям подготовки «Аналитическая химия и химическая экспертиза», «Химия низко- и высокомолекулярных органических веществ», «Физическая химия».

Авторы

_____ д.х.н., доцент Черкасов Д.Г.

_____ к.х.н., доцент Кузнецова И.В.

Программа одобрена на заседании кафедры общей и неорганической химии от 16 июня 2023 года, протокол № 10.