

Министерство науки и высшего образования РФ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
«СИБИРСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.03.01.01 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Общая и неорганическая химия

наименование дисциплины (модуля) в соответствии с учебным планом

Направление подготовки / специальность

04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия

Направленность (профиль)

04.05.01.32 Аналитическая химия

Форма обучения

очная

Год набора

2020

Красноярск 2023

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Программу составили _____

должность, инициалы, фамилия

1 Цели и задачи изучения дисциплины

1.1 Цель преподавания дисциплины

Сформировать у обучающихся правильное понимание фундаментальных основ общей и неорганической химии и привить навыки их практического применения, опираясь на которые они могли бы успешно освоить при обучении в университете материал последующих химических дисциплин, а в дальнейшем грамотно использовать при решении своих профессиональных задач. Полученные при изучении неорганической химии знания должны способствовать формированию более глубокого мировоззрения у обучающихся, пониманию места и роли химии в современном обществе.

1.2 Задачи изучения дисциплины

Научить обучающихся объяснять общие закономерности протекания химических реакций, понимать характер взаимосвязи между строением вещества и его химическими свойствами, проводить расчеты основных термодинамических и кинетических параметров, осуществлять вычисления, необходимые для определения основных характеристик химических систем (рН, концентрация, произведение растворимости и т.п.). Сформировать достаточно глубокое и целостное представление об окружающем нас мире химических элементов, о периодичности свойств химических элементов и соединений, об общих закономерностях изменения их химических и физических свойств.

1.3 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Запланированные результаты обучения по дисциплине
ОПК-1: Способен анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	
ОПК-1.1: Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов	
ОПК-1.2: Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии	

ОПК-1.3: Формулирует заключения и выводы по результатам анализа	
литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	
ОПК-2: Способен проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности	
ОПК-2.1: Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности	
ОПК-2.2: Использует существующие и разрабатывает новые методики получения и характеристики веществ и материалов для решения задач профессиональной деятельности	
ОПК-2.3: Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием современного научного оборудования	
ОПК-3: Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных профессионального назначения	
ОПК-3.1: Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности	
ОПК-3.2: Использует стандартное программное обеспечение и специализированные базы данных при решении задач профессиональной деятельности	
ОПК-5: Способен понимать принципы работы информационных технологий, использовать информационные базы данных и адаптировать существующие программные продукты для решения задач профессиональной деятельности с учетом основных требований информационной безопасности	

ОПК-5.1: Использует современные IT-технологии при сборе, анализе и	
представлении информации химического профиля, соблюдая нормы и требования информационной безопасности	
ОПК-5.2: Использует стандартные и оригинальные программные продукты, при необходимости адаптируя их для решения задач профессиональной деятельности	
ОПК-5.3: Использует современные вычислительные методы для обработки данных химического эксперимента, моделирования свойств веществ (материалов) и процессов с их участием	
УК-1: Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, выработать стратегию действий	
УК-1.1: Анализирует проблемную ситуацию как систему, выявляя ее составляющие и связи между ними	
УК-1.2: Определяет пробелы в информации, необходимой для решения проблемной ситуации, и проектирует процессы по их устранению	
УК-1.3: Критически оценивает надежность источников информации, работает с противоречивой информацией из разных источников	
УК-1.4: Разрабатывает и содержательно аргументирует стратегию решения проблемной ситуации на основе системного и междисциплинарного подходов	

УК-1.5: Использует логико-методологический инструментарий для	
критической оценки современных концепций философского и социального характера в своей предметной области	
УК-2: Способен управлять проектом на всех этапах его жизненного цикла	
УК-2.1: Формулирует на основе поставленной проблемы проектную задачу и способ ее решения через реализацию проектного управления	
УК-2.2: Разрабатывает концепцию проекта в рамках обозначенной проблемы: формулирует цель, задачи, обосновывает актуальность, значимость, ожидаемые результаты и возможные сферы их применения	
УК-2.3: Планирует необходимые ресурсы, в том числе, с учетом их заменяемости	
УК-2.4: Разрабатывает план реализации проекта с использованием инструментов планирования	
УК-2.5: Осуществляет мониторинг хода реализации проекта, корректирует отклонения, вносит дополнительные изменения в план реализации проекта, уточняет зоны ответственности участников проекта	
УК-4: Способен применять современные коммуникативные технологии, в том числе на иностранном(ых) языке(ах), для академического и профессионального взаимодействия	

УК-4.1: Устанавливает и развивает профессиональные контакты в соответствии с потребностями совместной деятельности, включая обмен информацией и выработку	
единой стратегии взаимодействия	
УК-4.2: Составляет, переводит и редактирует различные академические тексты (рефераты, эссе, обзоры, статьи и т.д.)	
УК-4.3: Представляет результаты академической и профессиональной деятельности на различных публичных мероприятиях, включая международные, выбирая наиболее подходящий формат	
УК-4.4: Аргументированно и конструктивно отстаивает свои позиции и идеи в академических и профессиональных дискуссиях на государственном языке РФ и иностранном языке	
УК-6: Способен определять и реализовывать приоритеты собственной деятельности и способы ее совершенствования на основе самооценки и образования в течение всей жизни	
УК-6.1: Оценивает свои ресурсы и их пределы (личностные, ситуативные, временные), оптимально их использует для успешного выполнения порученного задания	
УК-6.2: Определяет приоритеты профессионального роста и способы совершенствования собственной деятельности на основе самооценки по выбранным критериям	

УК-6.3: Выстраивает гибкую профессиональную траекторию, используя	
инструменты непрерывного образования, с учетом накопленного опыта профессиональной деятельности и динамично изменяющихся требований рынка труда	
УК-8: Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов	
УК-8.1: Анализирует факторы вредного влияния элементов среды обитания (технических средств, технологических процессов, материалов, зданий и сооружений, природных и социальных явлений)	
УК-8.2: Идентифицирует опасные и вредные факторы в рамках осуществляемой деятельности	
УК-8.3: Выявляет проблемы, связанные с нарушениями техники безопасности на рабочем месте; предлагает мероприятия по предотвращению чрезвычайных ситуаций	
УК-8.4: Разъясняет правила поведения при возникновении чрезвычайных ситуаций природного и техногенного происхождения; оказывает первую помощь, описывает способы участия в восстановительных мероприятиях	

1.4 Особенности реализации дисциплины

Язык реализации дисциплины: Русский.

Дисциплина (модуль) реализуется с применением ЭО и ДОТ

URL-адрес и название электронного обучающего курса: «е-Курсы» (<https://e.sfu-kras.ru/course/view.php?id=25239>),

«Мой СФУ» <https://i.sfu-kras.ru/workgroups/group/1606/>
<https://i.sfu-kras.ru/workgroups/group/1192/>

2. Объем дисциплины (модуля)

Вид учебной работы	Всего, зачетных единиц (акад.час)	Сем естр	
		1	2
Контактная работа с преподавателем:	9,72 (350)		
занятия лекционного типа	1,94 (70)		
практические занятия	1,94 (70)		
лабораторные работы	5,83 (210)		
Самостоятельная работа обучающихся:	3,28 (118)		
курсовое проектирование (КП)	Нет		
курсовая работа (КР)	Да		
Промежуточная аттестация (Экзамен)	2 (72)		

3 Содержание дисциплины (модуля)

3.1 Разделы дисциплины и виды занятий (тематический план занятий)

		Контактная работа, ак. час.							
№ п/п	Модули, темы (разделы) дисциплины	Занятия лекционного типа		Занятия семинарского типа				Самостоятельная работа, ак. час.	
				Семинары и/или Практические занятия		Лабораторные работы и/или Практикумы			
		Всего	В том числе в ЭИОС	Всего	В том числе в ЭИОС	Всего	В том числе в ЭИОС	Всего	В том числе в ЭИОС
1. Модуль 1. Раздел 1. Энергетика химических реакций									
	1. Энергетика химических реакций. Первый закон термодинамики и термохимия. Энергия, закон сохранения и превращения энергии. Первый закон термодинамики. Теплота и работа. Тепловой эффект химической реакции. Функции состояния системы. Внутренняя энергия, энтальпия. Размерность и стандартные значения энтальпии. Закон Гесса и его приложения - расчет тепловых эффектов химических реакций по теплотам образования и сгорания веществ, составление и использование термохимических циклов. Энтальпия атомизации. Расчет энергии связи в молекулах и энергии кристаллической решетки в ионных кристаллах.	2							

<p>2. Первый закон термодинамики и термохимия. Теплота и работа. Тепловой эффект химической реакции. Функции состояния системы. Внутренняя энергия, энтальпия. Необратимые и обратимые процессы. Энтропия. Свободная энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал), энтальпийный и энтропийный факторы процесса. Оценка возможности протекания химических реакций.</p>			2					
<p>3. Энергия, закон сохранения и превращения энергии. Первый закон термодинамики. Закон Гесса и его приложения.</p>						2		
<p>4. Энтропия, самопроизвольное протекание процессов. Необратимые и обратимые процессы. Энтропия, определение, размерность. Статистическое толкование энтропии. Стандартные энтропии веществ. Расчет и приближенная оценка изменений энтропии в химических реакциях. Свободная энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал), энтальпийный и энтропийный факторы процесса. Оценка возможности протекания химических реакций в стандартных условиях с использованием стандартных изменений энергии Гиббса или энтальпии и энтропии образования веществ. Оценка возможности протекания процесса в нестандартных условиях по изменению изобарно-изотермического потенциала в стандартных условиях. Понятие о химическом потенциале.</p>	2							

5. Энтропия. Расчет и приближенная оценка изменений энтропии в химических реакциях. Свободная энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал), энтальпийный и энтропийный факторы процесса. Оценка возможности протекания химических реакций в стандартных и нестандартных условиях.			2					
6. Термохимия Определения тепловых эффектов при разбавлении кислоты, растворения соли реакции нейтрализации.					6			
7. Энтропия, свободная энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал), энтальпийный и энтропийный факторы процесса. Оценка возможности протекания химических реакций.							2	
2. Модуль 1. Раздел 2. Закономерности протекания химических процессов								
1. Теоретические основы химической кинетики. Гомогенные и гетерогенные системы, скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций. Влияние концентрации на скорость химических реакций. Порядок и молекулярность реакции. Влияние температуры на скорость химических реакций, правило Вант-Гоффа. Понятия об "активных молекулах" и энергии активации. Уравнение Аррениуса для константы скорости химической реакции. Влияние стерического фактора на скорость реакции, энтропия активации. Реакции параллельные, последовательные, сопряженные, цепные; ионные, молекулярные, радикальные. Разветвленные и неразветвленные цепные реакции, основные стадии цепных реакций. Каталитические реакции, элементы теории гомогенного и гетерогенного катализа.		2						

2. Влияние концентрации на скорость химических реакций. Порядок и молекулярность реакции. Влияние температуры на скорость химических реакций, правило Вант-Гоффа. Понятия об "активных молекулах" и энергии активации. Уравнение Аррениуса для константы скорости химической реакции.			2					
3. Гомогенные и гетерогенные системы, скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.							4	
4. Кинетика химических реакций Исследования влияния различных факторов на скорость химической реакции: температуры, катализатора, ингибитора, величины поверхности реагирующих веществ.					6			
5. Химическое равновесие и его смещение. Химическое равновесие, равновесные концентрации. Константа химического равновесия, ее связь с изменением изобарно-изотермического потенциала. Смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье. Влияние на смещение химических равновесий изменений условий: концентрации реагентов, температуры, давления, добавок веществ, не участвующих в рассматриваемом процессе. Типы констант равновесия (K_c , K_p , K_d , K_w , K_h , P_P , b_i).	2							
6. Химическое равновесие, равновесные концентрации. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье. Влияние на смещение химических равновесий изменений условий.			2					

7. Равновесие Изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия: концентрации реагирующих веществ, температура, рН.					6			
8. Химическое равновесие, равновесные концентрации. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье. Подготовка к коллоквиуму							2	
9. Коллоквиум по теме «Термодинамика, равновесие, кинетика».					6			
3. Модуль 2. Раздел 3. Растворы и основы электрохимии								
1. Классификация и способы выражения концентрации растворов. Дисперсные системы, их классификация по размерам частиц, по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды. Грубодисперсные системы, коллоидные растворы. Истинные растворы (газообразные, жидкие и твердые).	2							
2. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Решение задач.			1					
3. Эквивалент Определение мольной доли эквивалентов.					6			
4. Способы выражения концентрации растворов. Решение задач.			1					
5. Приготовление растворов.					6			
6. Эквивалент. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Подготовка к контрольной работе.							4	

7. Контрольная работа №1 по теме «Эквивалент. Состав раствора».					6			
8. Образование растворов, сольватация. Теории растворов. Процессы, протекающие при образовании растворов, и сопровождающие их явления. Сольватация (гидратация) ионов. Понятия о контактных, сольватноразделенных ионных парах и свободных сольватированных ионах. Растворимость, влияние различных факторов на растворимость веществ (природы растворителя и растворенного вещества, температуры, давления, посторонних веществ). Кристаллогидраты. Диаграмма состояния воды. Правило фаз Гиббса.	2							
9. Растворы. Правило фаз Гиббса. Подготовка к коллоквиуму №1			2					
10. Общие свойства растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара над раствором, понижение температуры плавления и повышение температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем. Законы Рауля. Осмос и осмотическое давление. Определение молекулярной массы хорошо растворимого нелетучего вещества.	2							
11. Общие свойства растворов. Законы Рауля. Осмос и осмотическое давление.			2					

<p>12. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Истинные электролиты и ионогены. Ионные пары. Константы ионизации (Кион), константы диссоциации (Кд). Влияние природы растворителя и электролита на равновесия "ионоген - ионные пары - сольватированные ионы". Соотношения между экспериментальными (справочные данные) константами диссоциации (Кэсп) и Кион, Кд. Понятие о рК. Степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Растворы сильных электролитов, кажущаяся степень диссоциации. Изотонический коэффициент и его связь со степенью диссоциации. Активность ионов, рН, произведение растворимости. Активность и коэффициент активности нейтральной частицы или иона. Ионная сила растворов, расчет коэффициентов активности в водных растворах. Константа ионизации воды, ионное произведение воды, рН раствора. Расчет рН в растворах сильных и слабых оснований или кислот, в растворах солей. Определение рН с помощью индикаторов и рН-метра. Типы буферных растворов и механизм их действия.</p>	2							
<p>13. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константы ионизации (Кион), константы диссоциации (Кд). Активность и коэффициент активности нейтральной частицы или иона. Ионная сила растворов, расчет коэффициентов активности в водных растворах. Константа ионизации воды, ионное произведение воды, рН раствора. Буферные растворы и буферная емкость.</p>			2					

14. Электролитическая диссоциация Электропроводность растворов электролитов. Определение константы диссоциации слабого электролита. Свойства буферных растворов.					6			
15. Произведение растворимости (ПР). Расчет растворимости веществ из данных по ПР. Влияние одноименных ионов и рН на растворимость малорастворимых веществ. Солевой эффект.	2							
16. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость веществ, ПР. Решение задач.			2					
17. Растворимость и ПР Изучение влияния факторов на растворимость: температуры, пересадения, природы растворителя и растворенного вещества.					6			
18. Гидролиз солей, теории кислот и оснований. Классификация солей по отношению к гидролизу. Константа и степень гидролиза. Влияние различных факторов на гидролиз солей. Теории кислот и оснований. Кислоты и основания с точки зрения теории электролитической диссоциации. Протонная теория: определение кислоты и основания, сопряженные пары, протолитическое равновесие. Константа автопротолиза. Электронная теория Льюиса: определение кислот и оснований.	2							
19. Гидролиз. Классификация солей по отношению к гидролизу. Константа и степень гидролиза. Влияние различных факторов на гидролиз солей.			2					

20. Гидролиз солей Влияние природы ионов соли, концентрации раствора и температуры на степень гидролиза.					6			
21. Свойства растворов. Электролитическая диссоциация, рН. Растворимость и ПР. Гидролиз солей.							4	
4. Модуль 2. Раздел 4. Растворы и основы электрохимии								
1. Уравнения окислительно-восстановительных реакций. Степень окисления, окисление и восстановление. Типы окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Методы подбора стехиометрических коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях - электронный и ионно-электронный баланс.	2							
2. Уравнения окислительно-восстановительных реакций. Методы подбора стехиометрических коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях - электронный и ионно-электронный баланс.			2					
3. Уравнения окислительно-восстановительных реакций. Методы подбора стехиометрических коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях - электронный и ионно-электронный баланс.							6	
4. Окислительно-восстановительные реакции Редокс-процессы (дисмутация, конмутация). Влияние среды на протекание редокс-реакций. Окислительная активность пероксидных соединений.					6			

<p>5. Основы электрохимии. Электрохимия. Возникновение двойного электрического слоя (ДЭС) на границе раздела фаз "металл - раствор соли металла". Электроды: металлические, газовые и окислительно-восстановительные. Уравнение Нернста. Работа гальванического элемента, элемент Даниэля-Якоби и концентрационные элементы. Водородный электрод и стандартные электродные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций в растворах. Ряд напряжений. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов, последовательность разрядки ионов на электродах. Типы коррозии металлов. Механизм электрохимической коррозии. Способы борьбы с коррозией, катодная и анодная защита.</p>	2							
<p>6. Электрохимия. Уравнение Нернста. Работа гальванического элемента, элемент Даниэля-Якоби и концентрационные элементы. Водородный электрод и стандартные электродные потенциалы. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций в растворах. Ряд напряжений. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов, последовательность разрядки ионов на электродах.</p>			2					
<p>7. Уравнение Нернста. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов, последовательность разрядки ионов на электродах. Подготовка к контрольной работе.</p>						4		
<p>8. Электрохимия Ряд напряжений. Перенапряжение. Составление гальванических элементов. Электролиз.</p>					6			

9. Контрольная работа №2 по теме «Процессы в растворах. Окислительно-восстановительные процессы».						6		
5. Модуль 3. Раздел 5. Строение атома и химическая связь, координационные соединения								
1. Строение атома. Периодический закон Д.И.Менделеева. Понятия о нуклонах, кварках и ядерных силах. Планетарная модель атома Резерфорда. Квантование энергии, уравнение Планка. Волновые свойства микрочастиц, уравнение Де-Бройля. Принцип неопределенности. Волновая функция, орбиталь. Волновое уравнение Шредингера. Квантовые числа, электронные уровни, подуровни и орбитали. Емкость и порядок заполнения электронных подуровней в атоме. Принцип Паули. Правила Гунда и Клечковского. Полярные диаграммы атомных орбиталей. Способы изображения периодической системы (с длинными и короткими периодами). Периоды и группы. s-, p-, d-, f-элементы. Краткая характеристика элемента по его электронной конфигурации и положению в периодической системе. Электронные аналоги. Периодичность в изменении химических свойств элементов и их соединений. Изменение по периодам и группам потенциала ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, атомных и ионных радиусов.	2							
2. Строение атома. Периодический закон Д.И.Менделеева. Квантовые числа, электронные уровни, подуровни и орбитали. Емкость и порядок заполнения электронных подуровней в атоме.			2					

3. Строение атома. Краткая характеристика элемента по его электронной конфигурации и положению в периодической системе. Изменение по периодам и группам потенциала ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, атомных и ионных радиусов.							4	
4. Строение атома Строение атома, квантовые числа. Энергия сродства к электрону, энергия ионизации.					6			
6. Модуль 3. Раздел 6. Строение атома и химическая связь, координационные соединения								
1. Химическая связь, электронная структура молекул. Метод молекулярных орбиталей. Химическая связь, ее основные типы: ионная, ковалентная, металлическая, водородная. Метод валентных связей. Характеристики химической связи. Образование молекул с кратными связями. Модель локализованных электронных пар. Основные положения МО ЛКАО. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Образование, устойчивость и магнитные свойства гомоядерных молекул и молекулярных ионов первого и второго периодов. Порядок связи. Принцип изоэлектронности. Гетероядерные двухатомные молекулы элементов I-II периодов таблицы Д.И.Менделеева. Несвязывающие МО. Особенности связывающих и разрыхляющих МО в гетероядерных молекулах. Понятия об электронно-дефицитных и орбитально-дефицитных (гипервалентных) связях.	2							
2. Химическая связь. Метод молекулярных орбиталей. Метод валентных связей.			2					

3. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Понятия об электронно-дефицитных и орбитально-дефицитных (гипервалентных) связях. Подготовка к коллоквиуму.							4	
4. Химическая связь Метод валентных связей. Метод молекулярных связей. Метод гипервалентных связей.					6			
5. Строение вещества. Межмолекулярное взаимодействие. Агрегатные состояния. Типы взаимодействий в растворах. Кристаллическое и аморфное состояние. Элементарная ячейка. Ионные кристаллы. Связь в кристаллических металлах. Свойства веществ с ионной, атомной, молекулярной решетками. Понятие о зонной теории твердого тела. Представления о плотнейших упаковках шаров и координационном числе атома или иона.	2							
6. Строение вещества. Подготовка к коллоквиуму №2.			2					
7. Строение вещества.					3			
8. Коллоквиум по теме «Строение атома. Химическая связь».					3			
7. Модуль 3. Раздел 7. Строение атома и химическая связь, координационные соединения								

<p>1. Основные понятия химии координационных соединений. Комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплекса, координационное число центрального атома, дентатность лиганда. Типы комплексных соединений. Номенклатура и изомерия комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений в растворах. Общие и ступенчатые константы устойчивости комплексов, константы нестойкости. Инертные и лабильные комплексы. Метод валентных связей для комплексных соединений. Основы теории кристаллического поля, расщепление d-орбиталей в октаэдрическом поле.</p>	2							
<p>2. Основные понятия химии координационных соединений. Комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплекса, координационное число центрального атома, дентатность лиганда. Типы комплексных соединений. Номенклатура и изомерия комплексных соединений. Метод валентных связей для комплексных соединений. Основы теории кристаллического поля, расщепление d-орбиталей в октаэдрическом поле.</p>			2					
<p>3. Комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплекса, координационное число центрального атома, дентатность лиганда. Типы комплексных соединений. Номенклатура. Метод валентных связей для комплексных соединений. Основы теории кристаллического поля, расщепление d-орбиталей в октаэдрическом поле.</p>						2		
<p>8. Модуль 4. Раздел 8.</p>								

<p>1. Константы устойчивости комплексов, диссоциации кислот и оснований. Константы устойчивости комплексов, диссоциации кислот и оснований Константы устойчивости комплексов, размерность, условия сравнения. Сильные и слабые комплексы. Кислоты и основания Льюиса. Концепция жестких и мягких кислот и оснований (ЖМКО) и ее использование для прогнозирования устойчивости комплексов. Ионный потенциал. Изменение «жесткости» в группах Периодической системы элементов. Сильные и слабые кислоты, константы диссоциации. Количественное сопоставление силы неорганических кислот, основных свойств гидроксидов. Эмпирические правила Полинга.</p>	1							
<p>2. Константы устойчивости комплексов, диссоциации кислот и оснований. Константы устойчивости комплексов, диссоциации кислот и оснований Константы устойчивости комплексов, размерность, условия сравнения. Сильные и слабые комплексы. Решение задач.</p>			2					
<p>3. Константы устойчивости комплексов, размерность, условия сравнения. Сильные и слабые комплексы. Кислоты и основания Льюиса. Концепция жестких и мягких кислот и оснований.</p>						4		
<p>4. Получение и свойства комплексных соединений Сравнение устойчивости двойных солей и комплексных соединений. Влияние природы комплексообразователя и лиганда и растворителя на устойчивость комплекса. Химическая связь в комплексных соединениях. Метод валентных связей. Теория кристаллического поля.</p>				6				

5. Термодинамическая устойчивость различных степеней окисления элементов. Использование стандартных электродных потенциалов для установления направления окислительно-восстановительных реакций при стандартных условиях. Ряды Латимера. Вольт- эквивалент. Диаграммы Фроста для нахождения относительной термодинамической устойчивости различных степеней окисления, способности к диспропорционированию или сопропорционированию.	1							
6. Использование стандартных электродных потенциалов для установления направления окислительно-восстановительных реакций при стандартных условиях. Ряды Латимера. Вольт-эквивалент. Диаграммы Фроста.							4	
7. Общая химия. Неорганическая химия.								
9. Модуль 5. Раздел 9.								
1. Водород и галогены. Особенности положения водорода в Периодической системе. Изотопы. Степени окисления, типы соединений, их окислительно-восстановительные свойства, способность к комплексообразованию. Свойства атомарного и молекулярного водорода.	2							
2. Водород Нахождение в природе, изотопы, получение. Электронная структура, магнитные свойства, порядок связи в молекуле водорода и молекулярных ионах. Восстановительные и окислительные свойства. Водородная энергетика.			2					
3. Водород и его свойства.							2	

4. Водород Получение водорода. Сравнение активности молекулярного и атомарного водорода.					6			
5. Галогены. Степени окисления. Диспропорционирование галогенов. Сопоставление окислительной способности. Галогеноводороды и галогеноводородные кислоты. Особенности HF. Галогениды металлов и неметаллов, их взаимодействие с водой. Оксиды галогенов. Кислородные кислоты и их соли. Термодинамика окислительно-восстановительных процессов при pH=0 и pH=14 на примере хлора. Межгалогенные соединения. Поликатионы и полианионы галогенов.	2							
6. Галогены Электронная конфигурация атомов и молекул. Изменение свойств. Особенности фтора. Соединения галогенов. Сила кислородсодержащих кислот. Галогеноводороды и галогеноводородные кислоты. Плавиновая кислота.			2					
7. Галогены. Галогеноводороды. Оксиды галогенов. Кислородные кислоты и их соли.							4	
8. Галогены Получение и изучение свойств галогенов. Изучение свойств хлорной воды. Окислительно-восстановительные свойства галогенов.					6			

<p>9. Кислород и сера. Подгруппа селена. Аллотропия кислорода. Вода, оксиды. Пероксиды, надпероксиды. Озониды. Фторид кислорода. Обратимое связывание кислорода гемоглобином.</p> <p>Сера, селен, теллур, полоний (Э). Кристаллические модификации. Взаимодействие с кислородом, активными металлами и кислотами-окислителями.</p> <p>Сравнение кислотных свойств соединений H_2E, H_2EO_3 и H_2EO_4. Окислительно-восстановительные свойства соединений Э. Соединения серы: сероводород, сульфиды, сульфаны, полисульфиды, оксид серы(IV), сернистая кислота, сульфиты. Гидросульфиты. Таутомерия гидросульфит-иона. Оксид серы(VI), серная кислота, сульфаты, полисульфаты. Сравнение окислительных свойств серной и селеновой кислоты. Действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы. Тиосерная, дитионовая, политионовые кислоты и их соли.</p>	4							
<p>10. Кислород</p> <p>Формы нахождения на Земле. Аллотропные формы. Сравнительная характеристика кислорода и озона. Особенности воды. Уникальные свойства воды как растворителя. Пероксид водорода, конфигурация молекулы, свойства. Надкислоты.</p>			2					
<p>11. Аллотропия кислорода. Вода, оксиды. Пероксиды, надпероксиды. Озониды. Фторид кислорода.</p>						4		
<p>12. Кислород</p> <p>Получение и свойства кислорода и озона. Свойства воды. Свойства пероксида водорода.</p>					6			

13. Сера Структура и физические свойства разных модификаций. Степени окисления и отношение к воде, кислотам, щелочам. Сероводород и сульфиды. Сульфаны. Оксиды и кислородсодержащие кислоты, физические и химические свойства. Поликислоты и их соли.			2					
14. Сера, селен, теллур, полоний. Кристаллические модификации. Взаимодействие с кислородом, активными металлами и кислотами-окислителями. Сравнение кислотных свойств соединений H_2S , H_2SO_3 и H_2SO_4 . Окислительно-восстановительные свойства соединений.							4	
15. Сера Модификации серы. Изучение физических свойств серы Модификации серы. Изучение физических и химических свойств серы. Свойства серной кислоты. Исследование условий существования тиосолей.					6			
16. Азот. Инертность азота и проблема его связывания. Водородные соединения: аммиак, гидразин, гидроксилламин, азотоводородная кислота. Их кислотно-основные свойства и способность к комплексообразованию. Самоионизация аммиака и гидразина. Примеры окислительно-восстановительных реакций. Кислородные соединения: оксиды, кислоты, соли. Диаграммы Фроста в кислой и щелочной средах. Азотистая и азотная кислоты. Промышленное получение HNO_3 . Отношение нитратов различных металлов к нагреванию.	2							

17. Азот Электронная конфигурация молекулы с точки зрения ММО. Активность азота, степени окисления. Аммиак, физические и химические свойства, особенности солей аммония. Гидразин, гидроксилламин, азидоводородная кислота. Свойства оксидов азота и кислородсодержащих кислот.			2					
18. Инертность азота и проблема его связывания. Водородные соединения: аммиак, гидразин, гидроксилламин, азотоводородная кислота. Кислородные соединения: оксиды, кислоты, соли. Диаграммы Фроста в кислой и щелочной средах. Азотистая и азотная кислоты.							4	
19. Азот Получение и свойства азота. Аммиак и его свойства. Свойства солей аммония. Свойства солей гидроксилламина. Оксиды азота. Свойства азотной и азотистой кислот. Контрольная работа № 1.					6			
20. Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут (Э). Аллотропия фосфора. Соединения Э0 с металлами, водородом и растворами щелочей. Гипофосфористая кислота и гипофосфиты. Соединения Э3+: оксиды, гидраты оксидов, соли. Окислительно-восстановительные свойства. Соединения Э5+: оксиды, кислоты, соли. Полифосфорные кислоты, соли. Сравнение окислительно-восстановительных свойств соединений.	2							

21. Фосфор Формы нахождения фосфора и его аналогов в природе. Получение простых веществ. Аллотропные модификации, физические и химические свойства простых веществ. Оксиды, галиды и оксогалиды фосфора и его аналогов. Гидроксиды: природа, структура, получение и свойства.			2					
22. Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут (Э). Аллотропия фосфора. Соединения Э0 с металлами, водородом и растворами щелочей. Гипофосфористая кислота и гипофосфиты. Соединения Э3+ и Э5+: оксиды, гидраты оксидов, соли. Окислительно-восстановительные свойства.							4	
23. Фосфор и его аналоги Получение и свойства аллотропных модификаций фосфора. Получение мета- и ортофосфорной кислот. Кислотно-основные свойства гидроксидов и сульфидов висмута (III) и сурьмы (III). Восстановительные свойства Sb (III) и Bi (III).					6			
24. Коллоквиум по теме «Водород, галогены, кислород, сера, азот, фосфор».					6			

<p>25. Углерод. Аллотропия углерода. Изотопы. Соединения включения графита. Карбиды ионные (метаниды и ацетилениды) и ковалентные. Оксид углерода(II), его восстановительные и лигандные свойства. Карбонилы. Диоксид углерода. Угольная кислота и ее соли. Пероксокарбонаты. Галогениды и оксогалогениды. Соединения с серой (сероуглерод, тиосоли. тиокислоты). Соединения с азотом: циановодородная кислота и ее свойства (кислотные, восстановительные, способность к комплексообразованию с металлами); родановодородная кислоты и ее соли; дициан (получение).</p>	2							
<p>26. Углерод и кремний Электронная конфигурация атомов, модификации простых веществ, химические и физические свойства. Водородные соединения сравнения их свойств. Карбиды и силициды. Оксиды и кислородсодержащие кислоты и их соли.</p>			2					
<p>27. Аллотропия углерода. Изотопы. Соединения включения графита. Карбиды ионные (метаниды и ацетилениды) и ковалентные. Оксид углерода(II), его восстановительные и лигандные свойства. Карбонилы. Диоксид углерода. Угольная кислота и ее соли. Пероксокарбонаты. Галогениды и оксогалогениды. Кремний. Взаимодействие с растворами щелочей и смесью кислот HF + HNO₃. Силициды и силаны. Галогениды, их гидролиз. Диоксид кремния, кремневые кислоты. Силикаты.</p>						4		

<p>28. Углерод и кремний Физические свойства углерода. Адсорбция. Свойства оксида углерода (IV). Свойства кислот углерода. Свойства карбонатов. Адсорбционные свойства кремнезема. Получение кремниевой кислоты. Гексафторокремниевая кислота и её соли.</p>					6			
<p>29. Кремний. Подгруппа германия. Взаимодействие с растворами щелочей и смесью кислот HF + HNO₃. Силициды и силаны. Галогениды, их гидролиз. Диоксид кремния, кремневые кислоты. Силикаты. Германий, олово, свинец. Диаграммы окислительно-восстановительных свойств. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей. Соединения с активными металлами и водородом. Соединения Э4+: оксиды, гидраты оксидов, соли. а- и в-оловянные кислоты. Свинцовый сурик. Соединения Э2+: оксиды, гидраты оксидов, соли. Сульфиды. Тиосоли.</p>	2							
<p>30. Олово и свинец Общая характеристика элементов подгруппы германия. Электронное строение, степени окисления, координационные числа, химические свойства соединений подгруппы германия: соединения с водородом, оксиды и гидроксиды. Особенности α и β-оловянных кислот. Соли.</p>			2					
<p>31. Германий, олово, свинец. Диаграммы окислительно-восстановительных свойств. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей. Соединения с активными металлами и водородом. Соединения Э4+ и Э2+: оксиды, гидраты оксидов, соли. а- и в-оловянные кислоты.</p>							4	

<p>32. Олово и свинец Получение олова и свинца и их свойства. Взаимодействие олова и свинца со щелочью и кислотами. Свойства альфа- и бета-оловянных. Получение и свойства гидроксида олова (II) и свинца (II).</p>					6			
<p>33. Обобщающий семинар по теме «Водород и элементы V-VIIA групп» На основании чего водород относится к I, VII, IV группам. Сходства и различия водорода с другими элементами соответствующих групп. Изменение свойств V-VIIA групп сверху вниз. Признаки нарастания металлических свойств, окислительно-восстановительные свойства, особенности.</p>			2					
<p>10. Модуль 5. Раздел 10.</p>								

<p>1. Бор и алюминий. Подгруппа галлия. Бор. Диаграммы окислительно-восстановительных свойств. Взаимодействие с кислородом, галогенами. Азотом, водородом. Водяным паром, растворами кислот и оснований. Бориды и бораны. Галогениды, гидролиз. Нитрид бора, боразол. Оксид, борная кислота, бораты, тетрабораты.</p> <p>Окислительно-восстановительные свойства Al, Ga, In, Tl. Взаимодействие металлов с кислородом, серой. Галогенами. Азотом, растворами кислот и щелочей. Аллюотермия. Отличие Tl от электронных аналогов. Сравнение устойчивости соединений Э^{3+} и Э^+. Сравнение кислотно-основных свойств $\text{Э}(\text{OH})_3$. Сходство соединений Tl^+, Ag^+ и ионов щелочных металлов. Комплексные соединения элементов III группы.</p>	2							
<p>2. Бор и алюминий</p> <p>Общая характеристика бора и алюминия, формы нахождения в природе, изменение свойств при переходе от бора к алюминию. Взаимодействие с простыми веществами, водой, кислотами, щелочами. Соединения с водородом, их особенности. Оксиды и гидроксиды, получение, кислотно-основные свойства. Бура, корунд, глина. Нитриды бора и алюминия, боразон и боразол.</p>			2					
<p>3. Бор и алюминий. Подгруппа галлия. Окислительно-восстановительные свойства Al, Ga, In, Tl. Взаимодействие металлов с кислородом, серой. Галогенами. Азотом, растворами кислот и щелочей.</p>							4	

4. Бор и алюминий Получение оксида бора и борной кислоты, их свойства. Взаимодействие алюминия с простыми веществами, водой, водными растворами солей, кислотами. Контрольная работа № 2.					6			
5. Обобщающий семинар по теме «III-IVА группы» Основные закономерности изменения свойств элементов главных подгрупп третьей и четвертой группы Периодической системы. Особенности соединений бора, алюминия, олова, свинца.			2					
6. Коллоквиум по теме "Углерод, кремний, олово, свинец, бор и алюминий"					6			
7. Щелочные и щелочноземельные металлы. Взаимодействие щелочных металлов с водой, хлором, водородом, азотом, серой. Отличие свойств лития от других щелочных металлов. Продукты горения металлов на воздухе. Оксиды, гидроксиды, соли. Взаимодействие щелочноземельных металлов с кислородом, водородом, галогенами, серой, азотом, углеродом, водой, растворами кислот. Особое поведение Be и Mg. Сравнение кислотно-основных свойств гидроксидов. Соли. Важные радиоактивные изотопы ^{226}Ra и ^{90}Sr .	2							

8. Общая характеристика металлов. s-металлы и их соединения Общие физические свойства металлов: оптические свойства, твердость, пластичность, тепло- и электропроводность, температуры плавления. Легкие и тяжелые металлы. Общие принципы получения металлов. Пиро- и гидро-, электрометаллургия. Восстановительные свойства. Подгруппы щелочных и щелочноземельных металлов. Сравнение их свойств.									2
9. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой, хлором, водородом, азотом, серой, растворами кислот.									2
10. Элементы VIII группы. Инертные газы. Нахождение в природе и особенности получения. Клатраты. Фториды ксенона. Кислородные соединения ксенона.	2								
11. Инертные газы. Нахождение в природе и особенности получения. Клатраты. Фториды ксенона. Кислородные соединения ксенона.									2
11. Модуль 6. Раздел 11. Химия d и f-элементов									
1. Координационные соединения d-элементов. Комплексные соединения d-элементов. Реакции замещения лигандов. Координационные числа. Степени окисления. Теория кристаллического поля. Расщепление d-орбиталей в октаэдрическом, тетраэдрическом, квадратном поле лигандов. Параметр расщепления и окраска комплексов. Магнитные свойства. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы. Спектрохимический ряд лигандов. Описание комплексов в рамках МО ЛКАО.	2								

<p>2. Закономерности таблицы Д.И.Менделеева. Диагональное сходство. Периодичность свойств химических элементов. Энергия ионизации атомов. Средство к электрону. Электроотрицательность. Атомные и ионные радиусы. Диагональное сходство в Периодической системе, его причины и примеры свойств.</p>			2					
<p>3. Закономерности таблицы Д.И.Менделеева. Вторичная периодичность Немонотонность изменения свойств элементов в подгруппах. Причины их появления. Вторичная периодичность в 1В-группе, подгруппе цинка, мышьяка, галогенов.</p>			2					
<p>4. d-элементы I декады Получение и свойства простых веществ. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Их устойчивость в той или иной степени окисления.</p>					6			

<p>5. d-элементы I-II групп. Медь, серебро, золото. Степени окисления. Взаимодействие металлов с кислородом, галогенами, серой, растворами цианидов, кислот-окислителей. Соединения Cu^+ и Cu^{2+}: оксиды, соли, комплексы. Примеры соединений Cu^{3+} и Cu^{4+}. Диспропорционирование Cu^+ в водных растворах. Соединения Ag^+: оксид, соли, комплексы. Окислительные свойства соединений Ag^{2+} и Ag^{3+}. Соединения Au^+: соли, диспропорционирование, комплексы. Соединения Au^{3+}: соли, оксид, гидроксид, комплексы.</p> <p>Цинк, кадмий, ртуть. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей. Сравнение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов. Соли. Сравнение устойчивости их галогенидных комплексов. Амальгамы. Соединения Hg^{2+}: оксид, соли (сильные и слабые электролиты в воде), комплексы. Диспропорционирование солей Hg^{2+}. Смещение равновесия диспропорционирования добавлением различных реагентов.</p>	2							
<p>6. d-элементы. Часть 1</p> <p>Общая характеристика d-элементов, электронные конфигурации их атомов, степени окисления. Нахождение в природе, общие принципы получения простых веществ. Электропроводность с точки зрения зонной теории кристаллов. Закономерности изменения электропроводности в подгруппах меди и цинка. Химические свойства.</p>			2					

<p>7. Комплексные соединения d-элементов. Реакции замещения лигандов. Координационные числа. Степени окисления. Теория кристаллического поля. Медь, серебро, золото. Степени окисления. Взаимодействие металлов с кислородом, галогенами, серой, растворами цианидов, кислот-окислителей. Цинк, кадмий, ртуть. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей. Сравнение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов. Соли. Сравнение устойчивости их галогенидных комплексов.</p>						4		
<p>8. d-элементы II декады Изучение окислительно-восстановительных свойств солей d-элементов. Комплексные соединения. Получение галидов серебра и меди (I) и изучение их свойств.</p>				6				
<p>9. d-элементы III-IV групп. Скандий, иттрий и лантан. Особенности химии скандия. Редкоземельные элементы (РЗЭ). Взаимодействие металлов с кислородом, хлором, азотом. Оксиды. Гидроксиды, соли. Сравнение свойств. Титан, цирконий, гафний. Сравнение окислительно-восстановительных свойств на основе диаграмм Латимера. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей. Отличие соединений Ti от Zr и Hf. Реакции соединений Ti²⁺ и Ti³⁺. Соединения Э⁴⁺: оксиды, а- и б-формы кислот. Галогениды, их гидролиз. Соли оксокатионов. Галогенидные комплексы. Пероксосоединения.</p>	2							

<p>10. d-элементы. Часть 2. Изменение окислительно-восстановительных свойств в подгруппе хрома и марганца в зависимости от степени окисления. Кластеры. Комплексные соединения d-металлов. Карбонилы. Применение простых и сложных соединений d-металлов.</p>			2					
<p>11. d-элементы III-VI групп. Скандий, иттрий и лантан. Особенности химии скандия. Редкоземельные элементы (РЗЭ). Взаимодействие металлов с кислородом, хлором, азотом. Оксиды. Гидроксиды, соли. Титан, цирконий, гафний. Сравнение окислительно-восстановительных свойств на основе диаграмм Латимера. Взаимодействие металлов с растворами кислот и щелочей. Ванадий, ниобий, тантал. Сравнение свойств соединений Э5+ на основе диаграмм Фроста. Хром, молибден, вольфрам. Сравнение устойчивости различных степеней окисления на основании диаграмм Фроста. Взаимодействие металлов с кислотами. Подготовка к контрольной работе.</p>						4		
<p>12. Защита лабораторных работ.</p>					6			

<p>13. d-элементы V-VI групп. Ванадий, ниобий, тантал. Сравнение свойств соединений Э5+ на основе диаграмм Фроста. Отношение V0 к HF и HNO3. Взаимодействие Nb и Ta со смесью HF+HNO3 и расплавами щелочей. Кислотно-основные свойства оксидов и гидратов оксидов Э5+. Ванадаты, ниобаты, танталаты. Соли оксо- и диоксованадия. Другие степени окисления V (2+, 3+, 4+), оксиды, соли.</p> <p>Хром, молибден, вольфрам. Сравнение устойчивости различных степеней окисления на основании диаграмм Фроста. Взаимодействие металлов с кислотами. Окислительная щелочная плавка. Сравнение свойств оксидов, кислот, солей в высшей степени окисления элементов. Соединения Cr (2+, 3+, 4+, 6+). Оксиды и гидраты оксидов, их кислотно-основные свойства. Соли, хромовые квасцы. Комплексные соединения и окислительно-восстановительные свойства Cr3+.</p> <p>Пероксосоединения Cr6+. Изополикислоты Cr6+, их соли. Примеры соединений изо- и гетерополикислот Mo6+ и W6+. Галогениды и оксогоалогениды Cr6+, Mo6+ и W6+. Необычные степени окисления хрома.</p>	2							
14. Подготовка к выполнению курсовой работы.							18	
15. Курсовая работа по курсу «Общая и неорганическая химия».					18			

<p>16. d-элементы VII. Марганец, технеций, рений. Сравнение устойчивости соединений в разных степенях окисления на основе диаграмм окислительно-восстановительных свойств. Отношение металлов к растворам кислот и щелочей. Отличие Mn от аналогов. Сопоставление свойств оксидов, кислот, солей для Э7+. Получение соединений Tc, Re в степени окисления 7+ и 4+. Соединения Mn (2+, 3+, 4+, 6+): оксиды, гидроксиды, соли. Диспропорционирование Mn³⁺ и Mn⁶⁺. Получение марганца из природного MnO₂. Примеры необычных степеней окисления Mn, Tc, Re.</p>	2							
<p>17. Марганец, технеций, рений. Сравнение устойчивости соединений в разных степенях окисления на основе диаграмм окислительно-восстановительных свойств. Отношение металлов к растворам кислот и щелочей. Триада железа (Fe, Co, Ni). Диаграммы окислительно-восстановительных свойств. Пирофорные свойства. Ферромагнетизм. Отношение металлов к воде, кислороду, растворам кислот и щелочей. Платиновые металлы. Отношение металлов к кислотам, смесям кислот, к окислительной щелочной плавке.</p>							4	

<p>18. d-элементы VIII групп. Триада железа (Fe, Co, Ni). Диаграммы окислительно-восстановительных свойств. Пирофорные свойства. Ферромагнетизм. Отношение металлов к воде, кислороду, растворам кислот и щелочей. Соединения Э2+: оксиды, гидроксиды, соли, комплексы. Отношение к кислороду воздуха в кислой и щелочной средах. Соединения Э3+: оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения. Моноядерные и полиядерные карбонилы. Правило Сиджвика. Металлоцены. Соединения Fe6+ и Fe8+, получение окислительные свойства.</p> <p>Платиновые металлы. Отношение металлов к кислотам, смесям кислот, к окислительной щелочной плавке. Взаимодействие мелкодисперсных порошков («чернь») с кислородом, серой, галогенами. Способность Pt и Pd поглощать водород. RuO4 и OsO4: получение, кислотно-основные свойства, взаимодействие с растворами соляной кислоты и щелочи. Примеры соединений Ru6+ и Os6+. Соединения Э4+: оксиды ЭO2 (Э=Ru, Os, Ir, Pt). Примеры бинарных соединений и комплексных хлоридов Rh3+, Ir3+, Pd2+ и Pt2+.</p>	2							
--	---	--	--	--	--	--	--	--

<p>19. Химия лантаноидов и актиноидов (4f- и 5f-элементов). Особенности свойств лантаноидов (Ln), связанные с эффектом лантаноидного сжатия. Соединения Ln³⁺: оксиды, гидроксиды, соли. Другие степени окисления. Примеры восстановительных свойств Sm²⁺, Eu²⁺ и окислительных свойств Ce⁴⁺, Pr⁴⁺.</p> <p>Актинοиды (An). Сравнение с лантаноидами и d-элементами. Наиболее устойчивые степени окисления. Диаграммы окислительно-восстановительных свойств. Краткая характеристика соединений An⁴⁺ (Th, U), An⁵⁺ (Pa), An⁶⁺ (U, Np, Pu) и An⁶⁺ (Np, Pu). Сверхтяжелые элементы.</p>	2							
<p>20. f-элементы f-элементы 6-го периода Периодической системы Д.И. Менделеева. Семейство лантаноидов, сходство и различие свойств. Соединения лантаноидов. f-элементы 7-го периода. Актинοиды их свойства и соединения.</p>			2					
<p>21. Особенности свойств лантаноидов (Ln), связанные с эффектом лантаноидного сжатия. Соединения Ln³⁺: оксиды, гидроксиды, соли. Другие степени окисления. Актинοиды (An). Сравнение с лантаноидами и d-элементами. Наиболее устойчивые степени окисления. Диаграммы окислительно-восстановительных свойств.</p>							4	
<p>22. Итоговый семинар Обсуждение и сравнение свойств неметаллов и металлов и их соединений разных классов.</p>			2					
<p>23. Собеседование по курсовой работе.</p>					6			
<p>24. Общая химия. Химия элементов.</p>								
<p>Всего</p>	70		70		210		118	

4 Учебно-методическое обеспечение дисциплины

4.1 Печатные и электронные издания:

1. Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия: Т. 3. Химия переходных процессов: в 3 томах : учебник для студентов вузов по направлению и специальности "Химия"(Москва: Академия).
2. Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия: Т. 3. Химия переходных процессов: в 3 томах : учебник для студентов вузов по направлению и специальности "Химия"(Москва: Академия).
3. Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия: Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии: учебник для студ. вузов по напр. и спец. "Химия" : в 3-х томах(Москва: Академия).
4. Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия: Т. 2. Химия непереходных элементов: учебник для студ. вузов по напр. и спец. "Химия"(Москва: Академия).
5. Гольбрайх З. Е. Практикум по неорганической химии (с основами качественного полумикроанализа): учебное пособие для химико-технологических специальностей вузов(Москва: Альянс).
6. Павлов Н. Н. Общая и неорганическая химия: учебник(Санкт-Петербург: Лань).
7. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учебное пособие(Санкт-Петербург: Лань).
8. Гольбрайх З. Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии (Москва: АСТ).
9. Николаева Р. Б., Казаченко А. С. Неорганическая химия: Ч. 1. Общие вопросы химии: лаб. практикум для практ. занятий студентам 1 курса спец. 020101.62 "Химия": в 2-х ч.(Красноярск: СФУ).
10. Николаева Р. Б., Сайкова С. В., Казаченко А. С., Новикова Г. В. Общая и неорганическая химия. Химия элементов и их соединений: учебно-методическое пособие(Красноярск: СФУ).

4.2 Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение, в том числе отечественного производства (программное обеспечение, на которое университет имеет лицензию, а также свободно распространяемое программное обеспечение):

1. - Power Point
2. - Microsoft Office Excel
3. - Microsoft Office Word
- 4.

4.3 Интернет-ресурсы, включая профессиональные базы данных и информационные справочные системы:

1. Научная Электронная Библиотека e-LIBRARY.RU. Полнотекстовая коллекция «Российские академические журналы on-line» (издательство «Наука») включает 139 журналов. Заключено лицензионное соглашение (до ноября 2021 г.) об использовании ресурсов со свободным доступом с компьютеров университетской сети. – Режим доступа: <http://elibrary.ru/>.
2. Электронная химическая энциклопедия – он-лайн. – Режим доступа: <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/>.
3. Сайт по применению методов математической статистики и теории вероятностей в аналитической химии для обработки результатов аналитических измерений. – Режим доступа: <http://chemstat.com.ru/>
4. Электронная библиотека "Chemnet". - Режим доступа:<http://www.chem.msu.ru/rus/elibrary/welcome.html>.

5 Фонд оценочных средств

Оценочные средства находятся в приложении к рабочим программам дисциплин.

6 Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

При прохождении курса используется следующая материально-техническая база: лаборатории, в которых находятся центрифуги, сушильные шкафы, рН-метры, муфельные печи, вольтметры, вытяжные шкафы, наборы химической посуды и реактивов для проведения опытов.

В связи с повышенной опасностью работы с химическими реактивами необходимо соответствие между количеством обучающихся, одновременно выполняющих эксперимент, и количеством профессорско-преподавательского состава и учебно-вспомогательных штатов, находящихся в это время в лаборатории. Поэтому при количестве студентов в группе 16 человек и более, группу целесообразно делить на 2 подгруппы (в подгруппе должно быть не менее 8 человек).

Для занятий лекционного типа используются тематические иллюстрации, наборы типов кристаллических решеток, наборы минералов и горных пород.