

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Курганский государственный университет»  
(КГУ)

Кафедра «Физическая и прикладная химия»

УТВЕРЖДАЮ:  
Первый проректор  
\_\_\_\_\_/Змызгова Т.Р./  
«\_\_» \_\_\_\_\_ 2024 г.

Рабочая программа учебной дисциплины  
**Неорганическая химия**  
образовательной программы  
высшего образования – программы специалитета  
04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия  
Направленность (профиль): Аналитическая химия  
Форма обучения очная

Рабочая программа учебной дисциплины «Неорганическая химия» составлена в соответствии с учебными планами по программе специалитета «Фундаментальная и прикладная химия (аналитическая химия)», утвержденными: для очной формы обучения 28.06.24;

Рабочая программа учебной дисциплины одобрена на заседании кафедры Физической и прикладной химии 05.07.2024, протокол заседания кафедры ФПХ № 10

Программу составил  
Доцент, канд. хим. наук

Камаев Д.Н.

Согласовано:

Заведующий кафедрой ФПХ  
Доцент, канд. хим. наук

Мосталыгина Л.В.

Специалист по учебно-методической работе  
Учебно-методического отдела

Казанкова Г.В.

Начальник управления  
образовательной деятельности

Григоренко И.В.

### ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Всего: 17 зачетных единиц трудоемкости (612 академических часа)

Вид учебной работы	На всю дисциплину	Семестр	
		1	2
<b>Аудиторные занятия (всего часов), в том числе:</b>	<b>400</b>	<b>208</b>	<b>192</b>
Лекции	128	64	64
Лабораторные работы	192	96	96
Практические занятия	80	48	32
Аудиторные занятия в интерактивной форме, ч.	136	68	68
<b>Самостоятельная работа (всего часов), в том числе:</b>	<b>212</b>	<b>80</b>	<b>132</b>
Подготовка к зачету	36	18	18
Подготовка к экзамену	54	27	27
Другие виды самостоятельной работы (самостоятельное изучение тем (разделов) дисциплины)	122	35	87
<b>Вид промежуточной аттестации (зачет, экзамен):</b>	Зачет Экзамен	Зачет Экзамен	Зачет Экзамен
<b>Общая трудоемкость дисциплины и трудоемкость по семестрам в часах:</b>	<b>612</b>	<b>288</b>	<b>324</b>

## **2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ**

- Дисциплина «Неорганическая химия» относится к блоку 1 обязательной части учебного цикла части учебного цикла;
- Освоение обучающимися дисциплины «Неорганическая химия» опирается на знания, умения и навыки, приобретенные в результате изучения базовых учебных дисциплин общеобразовательной средней школы;
- Знания, умения и навыки, полученные при освоении дисциплины «Неорганическая химия», являются базовыми и необходимы для изучения всех последующих дисциплин профессионального цикла, а также дисциплин естественнонаучного цикла.

## **3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ**

Целью освоения дисциплины «Неорганическая химия» является:

- Получение фундаментального и профессионального (специального) образования, способствующего всестороннему развитию личности;
  - Знание теоретических основ и закономерностей общей и неорганической химии (состав, строение и свойства химических соединений, связь строения вещества и протекания химических процессов, основные химические законы);
  - Видеть область применения фундаментальных химических законов, четко понимать их принципиальные возможности при решении конкретных теоретических и практических задач.
- Задачами освоения дисциплины являются:
- Изучение важнейших химических законов, овладение методами расчетов и математической обработки результатов в общей химии;
  - Освоение основных приемов работы в лаборатории и методов синтеза неорганических веществ.

Компетенции формируемые в результате освоения дисциплины:

- способность анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности (ОПК-1);
- способность проводить химический эксперимент с использованием современного оборудования, соблюдая нормы техники безопасности (ОПК-2);
- способность применять расчётно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных профессионального назначения (ОПК-3);
- способностью планировать работы химической направленности, обрабатывать и интерпретировать полученные результаты с использованием теоретических знаний и практических навыков решения математических и физических задач (ОПК-4);
- способность представлять результаты профессиональной деятельности в устной и письменной форме соответствии с правилами, принятыми в профессиональном сообществе (ОПК-6);
- способность организовывать работу коллектива по решению задач химической направленности (ПК-6).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

- Знать теоретические основы, закономерности и законы общей и неорганической химии, состав, строение и свойства простых и сложных веществ, связь между строением вещества и его свойствами (для ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3, ОПК-4.).

– Уметь прогнозировать и объяснять свойства веществ, самостоятельно ставить задачу химического эксперимента и выбирать методы ее решения (для ОПК-2, ОПК-3, ОПК-4, ОПК-6, ПК-6).

– Владеть навыками лабораторного эксперимента, методами идентификации и синтеза неорганических веществ (ОПК-2, ПК-6).

Индикаторы и дескрипторы части соответствующей компетенции, формируемой в процессе изучения дисциплины «Неорганическая химия», оцениваются при помощи оценочных средств.

Планируемые результаты обучения по дисциплине «Неорганическая химия», индикаторы достижения компетенций ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3, ОПК-4, ОПК-6, ПК-6, перечень оценочных средств.

№ п/п	Код индикатора достижения компетенции	Наименование индикатора достижения компетенции	Код планируемого результата обучения	Планируемые результаты обучения	Наименование оценочных средств
1.	ИД-1 <sub>ОПК-1</sub>	Знать теоретические основы, закономерности и законы общей и неорганической химии.	З (ИД-1 <sub>ОПК-1</sub> )	Знать теоретические основы, общей и неорганической химии, состав, строение и свойства простых и сложных веществ, связь между строением вещества и его свойствами	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
2.	ИД-2 <sub>ОПК-1</sub>	Уметь анализировать, интерпретировать и обобщать результаты экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности	У (ИД-2 <sub>ОПК-1</sub> )	Умение использовать теоретические знания для решения практических задач	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
3.	ИД-3 <sub>ОПК-1</sub>	Владеть приемами анализа и синтеза для интерпретации результатов экспериментальных и расчетно-графических работ	В (ИД-3 <sub>ОПК-1</sub> )	Владение приемами анализа и синтеза для интерпретации результатов экспериментальных и расчетно-графических работ	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
4.	ИД-1 <sub>ОПК-2</sub>	Знать основы организации и выполнения химического эксперимента.	З (ИД-1 <sub>ОПК-2</sub> )	Знание свойства простых и сложных веществ, связь между строением вещества и его свойствами	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
5.	ИД-2 <sub>ОПК-2</sub>	Уметь прогнозировать и объяснять свойства веществ, самостоятельно ставить задачу химического эксперимента	У (ИД-2 <sub>ОПК-2</sub> )	Умение поставить задачу химического эксперимента и выбрать методы для ее решения с соблюдением норм безопасности	результаты защиты лабораторных работ

6.	ИД-3 <sub>ОПК-2</sub>	Владеть навыками лабораторного эксперимента, методами идентификации и синтеза неорганических веществ	В (ИД-3 <sub>ОПК-2</sub> )	Владение навыками лабораторного эксперимента, методами идентификации и синтеза неорганических веществ с учетом норм безопасности	результаты защиты лабораторных работ
7.	ИД-1 <sub>ОПК-3</sub>	Знать расчётно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием.	З (ИД-1 <sub>ОПК-3</sub> )	Знание расчётно-теоретических методов.	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
8	ИД-2 <sub>ОПК-3</sub>	Уметь поставить задачу химического эксперимента и выбрать методы для ее решения	У (ИД-2 <sub>ОПК-3</sub> )	Умение использовать расчётно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием, используя современное программное обеспечение и базы данных профессионального назначения	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
9	ИД-3 <sub>ОПК-3</sub>	Владеть расчетными методами	В (ИД-3 <sub>ОПК-3</sub> )	Владение расчетными методами	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
10	ИД-1 <sub>ОПК-4</sub>	Знать этапы химического эксперимента	З (ИД-1 <sub>ОПК-4</sub> )	Знание этапов химического эксперимента	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
11.	ИД-2 <sub>ОПК-4</sub>	Уметь планировать работу химической направленности	У (ИД-2 <sub>ОПК-4</sub> )	Умение планирования работу химической направленности	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума
12.	ИД-3 <sub>ОПК-4</sub>	Владеть навыками обработки и интерпретации результатов с использованием теоретических знаний и практических навыков	В (ИД-3 <sub>ОПК-4</sub> )	Владение методами обработки и интерпретации результатов с использованием теоретических знаний и практических навыков	результаты защиты лабораторных работ, вопросы для практических работ, коллоквиума

13.	ИД-1 <sub>ОПК-6</sub>	Знать: требований к оформлению результатов лабораторной или расчётно-графической работы.	З (ИД-1 <sub>ОПК-6</sub> )	Знание требований к оформлению результатов лабораторной или расчётно-графической работы.	Отчёты по лабораторным работам, вопросы теста, задачи рубежного контроля, экзаменационные вопросы и задачи
14.	ИД-2 <sub>ОПК-6</sub>	Уметь: представлять результаты исследования в виде тезисов доклада на русском и английском языках в соответствии с нормами и правилами, принятыми в химическом сообществе	У (ИД-2 <sub>ОПК-6</sub> )	Умение представить результаты исследования в виде тезисов доклада на русском и английском языках в соответствии с нормами и правилами, принятыми в химическом сообществе	Отчёты по лабораторным работам, вопросы теста, задачи рубежного контроля, экзаменационные вопросы и задачи
15.	ИД-3 <sub>ОПК-6</sub>	Владеть: Современным программным обеспечением для построения графиков, диаграмм, выполнения расчётов, создания презентации по теме работы	В (ИД-3 <sub>ОПК-6</sub> )	Владение приёмами работы с ПК для представления результатов экспериментальной и теоретической деятельности	Отчёты по лабораторным работам, вопросы теста, задачи рубежного контроля, экзаменационные вопросы и задачи
16	ИД-1 <sub>ПК-6</sub>	Знать принципы организации работы научного коллектива	З (ИД-1 <sub>ПК-6</sub> )	Знание принципов организации работы научного коллектива	Отчёты по лабораторным работам
17	ИД-2 <sub>ПК-6</sub>	Уметь организовывать работу коллектива по решению задач химической направленности	У (ИД-2 <sub>ПК-6</sub> )	Умение организовывать работу коллектива по решению задач химической направленности	Отчёты по лабораторным работам
18	ИД-3 <sub>ПК-6</sub>	Владеть навыками организации коллективной деятельности	В (ИД-3 <sub>ПК-6</sub> )	Владение навыками организации коллективной деятельности	Отчёты по лабораторным работам

## 4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### 4.1. Учебно-тематический план

Раздел	№	Шифр темы	1 семестр	Количество часов контактной работы с преподавателем		
			Раздел / тема	Лекции	Практические	Лабораторные
Р.1	1	Т.1	Основы атомно-молекулярного учения	2	6	30
	2	Т.2	Строение атома	8	4	-
	3	Т.3	Периодический закон	4	4	-
	4	Т.4	Химическая связь	8	6	-
	5	Т.5	Строение твердого тела	2	-	-
Р.2	6	Т.6	Начала химической термодинамики	4	6	6
	7	Т.7	Кинетика химических реакций	8	6	18
	8	Т.8	Растворы. Общие свойства	6	6	12
	9	Т.9	Водные растворы электролитов	6	6	18
	10	Т.10	Окислительно-восстановительные реакции	6	4	6
	11	Т.11	Комплексные соединения	6	-	6
	12	Т.12	Основные понятия геохимии	2	-	-
	13	Т.13	Экспериментальные методы химии	2	-	-
			<b>ВСЕГО</b>	<b>64</b>	<b>48</b>	<b>96</b>
Раздел	№	Шифр темы	2 семестр	Лекции	Практические	Лабораторные
			Раздел / тема			
Р.3	14	Т.14	Водород	2	2	-
	15	Т.15	Кислород	4	2	-
	16	Т.16	Элементы VII группы. Галогены	6	4	6
	17	Т.17	Элементы VI группы. Халькогены	6	4	12
	18	Т.18	Элементы V группы	6	4	18
	19	Т.19	Элементы IV группы	6	2	6
	20	Т.20	Элементы III группы	4	2	12
	21	Т.21	s-Элементы I и II групп	4	2	6
	22	Т.22	Благородные газы	2	-	-
	23	Т.23	Общая характеристика переходных элементов	2	-	-
	24	Т.24	Скандий, титан, ванадий и их аналоги	4	-	-
	25	Т.25	Подгруппа хрома	2	2	6
	26	Т.26	Подгруппа марганца	2	2	6
	27	Т.27	Железо, кобальт, никель	2	2	6
	28	Т.28	Платиновые металлы	2	-	-
	29	Т.29	Медь, серебро, золото	2	2	6
	30	Т.30	Подгруппа цинка	2	2	-
	31	Т.31	Лантаноиды	2	-	-
	32	Т.32	Актиноиды	2	-	-
	33	Т.33	Химическая эволюция материи	2	-	-
34	Т.34	Неорганический синтез	-	-	12	
			<b>ВСЕГО</b>	<b>64</b>	<b>32</b>	<b>96</b>
			<b>ВСЕГО</b>	<b>128</b>	<b>64</b>	<b>192</b>

## 4.2. Содержание лекционных занятий

### Тема 1. Основы атомно-молекулярного учения

Основные химические понятия: атом, молекула, простое вещество, химическое соединение. Химический элемент. Атомная масса, молекулярная масса, элементная масса. Моль, молярная масса. Основные законы атомно-молекулярного учения. Законы сохранения: массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Закон Авогадро. Соединение постоянного и переменного состава. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Молярная масса эквивалента. Газовые системы. Газовые законы. Идеальный газ. Газовая постоянная. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Парциальное давление газа в смеси. Относительная плотность газов.

### Тема 2. Строение атома

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Основные характеристики  $\alpha$ -,  $\beta$ - и  $\gamma$ -лучей. Модели атомов Томсона, Резерфорда, их достоинства и недостатки. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнение Планка. Спектры атомов. Оптические, рентгеновские спектры. Планетарная модель атома и постулаты Бора, объяснение спектра водорода. Противоречия модели. Масса и энергия в материальном мире. Элементарные частицы и поля. Масса, заряд, спин и другие свойства элементарных частиц. Дуализм в поведении микрочастиц. Волновая природа элементарных частиц. Уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера для стационарных состояний. Граничная и узловая поверхность. Атом водорода. Квантовомеханическая модель атома. Одноэлектронный атом. Волновое уравнение Шредингера. Решение уравнения Шредингера. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме, пределы их изменений. Смысл квантовых чисел. Волновая функция и электронная плотность электронов в атоме. Радиальное и угловое распределение электронной плотности в атоме. Атомные орбитали. Вид s-, p-, d-, f- атомных орбиталей. Энергетические уровни электрона в одноэлектронном атоме. Многоэлектронный атом. Межэлектронное отталкивание и его учет. Одноэлектронное приближение. Эффективный заряд, действующий на отдельный электрон. Диаграмма одноэлектронных уровней энергии. Заполнение электронных оболочек атомов. Принципы заполнения электронами АО: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, Правило Хунда. Правила Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул. Валентные и остовные электроны. Периодичность строения электронных оболочек. Орбитальные энергии электронов. Потенциалы ионизации и сродство к электрону атомов. Радиусы атомов и ионов в зависимости от положения элемента в периодической системе. Электроотрицательности элементов. Магнитные свойства атомов, диамагнетизм, парамагнетизм. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов, модели ядра. Устойчивые и неустойчивые ядра. Естественно-радиоактивные элементы. Представления о методах изучения явлений радиоактивности. Виды радиоактивности. Период полураспада. Константа радиоактивного распада. Основной закон радиоактивных превращений, его вывод. Правило сдвига. Радиоактивное равновесие. Важнейшие представители семейства урана-радия. Семейства тория и актиния. Открытия явления искусственной радиоактивности (И. и Ф. Жолио-Кюри). Представления о способах получения и выделения искусственных радиоактивных изотопов. "Деление" тяжелых атомных ядер. Типы ядерных реакций. Синтезированные элементы (технеций, прометий, франций, астат). Получение нептуния и плутония. Синтез трансплутониевых элементов (Г. Сиборг, А. Гиорсо, Г.Н. Флеров).

### Тема 3. Периодический закон

Поиски основы классификации химических элементов до открытия периодического закона. Экспериментальные основы периодического закона. Открытие Периодического закона Д.И. Менделеевым. Содержание периодического закона. Предсказание Д.И. Менделеева свойств неизвестных элементов. Современная формулировка Периодического закона. Современная интерпретация периодического закона. Периодичность в изменении электронной конфигурации атомов. Полные и неполные электронные аналоги. Короткопериодная и длиннопериодная формы Периодической системы. Типические элементы. Главные и побочные подгруппы. Переходные элементы. Лантаниды и актиниды, их размещение в периодической системе. Сверхтяжелые элементы. Границы периодической системы. Магические числа протонов и нейтронов. Периодически изменяющиеся свойства атомов элементов, их связь со строением электронных оболочек атомов. Радиусы атомов, энергии ионизации, закономерности в изменении этих величин. Изменение важнейших свойств элементов по группам и периодам периодической системы. Вторичная периодичность и ее проявление в свойствах элементов IV и VI периодов. Эффект инертной пары и ее проявления в свойствах элементов VI периода. Внутренняя периодичность. Периодический закон Д.И. Менделеева как основа развития неорганической химии, его философское значение.

### Тема 4. Химическая связь

Развитие представлений о валентности и химической связи. Степень окисления. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, валентный угол, полярность. Причины образования химической связи. Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Квантовомеханические методы ее трактовки. Молекула водорода и методы ее описания. Метод валентных связей (МВС). Основные положения метода. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость. Насыщаемость ковалентной связи. Ковалентность атомов элементов 1-го, 2-го и 3-го периодов, их максимальная ковалентность. Направленность ковалентной связи. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Основные типы гибридизации ( $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -,  $sp^3d$ -,  $sp^3d^2$ ,  $dsp^2$ ), пространственная конфигурация молекул и ионов. Условия устойчивой гибридизации АО.  $\sigma$ -,  $\pi$ -,  $\delta$ - связи. Одинарные и кратные связи. Полярность связей и полярность молекул в целом. Поляризуемость ковалентной связи, ее зависимость от ее длины. Влияние неподеленных электронных пар на геометрию ковалентных молекул. Модель Гиллеспи. Координационная и дативная связи как формы ковалентной полярной связи. Электронно-дефицитные и электронно-избыточные молекулы. Трехцентровые связи. Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Основные положения метода МО-ЛКАО. Связывающие, разрыхляющие, несвязывающие МО. Принципы заполнения МО. Энергетические диаграммы и электронные формулы двухатомных гомоядерных молекул, образованных элементами 1- и 2-го периодов. Прочность связи, энергия ионизации, магнитные и оптические свойства молекул. Особенности молекул  $B_2$  и  $O_2$ . Гетероядерные двухатомные молекулы элементов второго периода. Схемы МО для  $NF$ ,  $CO$ ,  $CN$ ,  $NO$ . Сравнение методов ВС и МО. Ионная связь. Размеры положительно и отрицательно заряженных ионов, ионизационный потенциал. Средство к электрону. Свойства ионной связи: ненаправленность и ненасыщаемость. Поляризуемость и поляризирующее действие катионов и анионов, их зависимость от размеров, величины заряда иона, строение электронной оболочки. Энергия ионной кристаллической решетки, влияние размеров и зарядов ионов. Свойства веществ с ионным типом связи. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ, ее роль в биологических процессах. Межмолекулярные воздействия. Силы Ван-дер-Ваальса. Дисперсионные, индукционные, ориентационные другие виды межмолекулярных взаимодействий. Полимеры и супрамолекулярные соединения.

## Тема 5. Строение твердого тела

Твердое состояние вещества - кристаллическое и аморфное. Идеальные кристаллы. Элементы симметрии кристалла: центр, ось и плоскость симметрии. Элементарная ячейка. Трансляция. Основные типы элементарных ячеек и координационных полиэдров. Кристаллические системы или сингонии: кубическая, гексагональная, тетрагональная, ромбическая, моноклинная и триклинная. Островные, слоистые, каркасные структуры. Представление о полиморфизме и изоморфизме. Стеклообразное состояние. Химическая связь в кристаллах (атомная, молекулярная, ионная, металлическая кристаллическая структура). Молекулярные кристаллы с ионным и ковалентным типом внутримолекулярной связи. Понятие о зонной теории кристаллического состояния. Зона проводимости, валентная зона, запрещенная зона. Зонная структура диэлектриков (алмаз, хлорид натрия, оксид магния), полупроводников (германий), веществ с металлической проводимостью (металлы, оксид титана(2), натрий-вольфрамовые бронзы). Основные типы атомных дефектов в кристаллах (разупорядочение типа Шоттки и Френкеля). Нестехиометрические соединения. Бертоллиды и дальтониды (Н.С.Курнаков). Диффузия при химических реакциях в твердых веществах.

## Тема 6. Начала химической термодинамики

Химические процессы на микро- и макроуровнях. Важнейшие признаки химических превращений. Понятие о химических превращениях в необычных условиях: плазмохимия, звуко- и механохимия, криохимия, лазерная химия. Основные понятия химической термодинамики: система, параметры состояния, работа, энергия, теплота. Внутренняя энергия и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Первое начало термодинамики. Термохимия. Понятие об энтальпии. Эндо- и экзотермические реакции. Закон Гесса. Стандартное состояние и стандартная энтальпия образования вещества. Термохимические циклы. Расчеты тепловых эффектов реакций. Цикл Борна-Гарбера. Принцип Бертолло-Томпсона. Теплоемкость. Температурная зависимость теплоемкости и энтальпии. Уравнение Кирхгофа. Второе начало термодинамики. Понятие энтропии. Уравнение Больцмана. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Стремление к максимуму энтропии в изолированных системах как характеристика возможности самопроизвольного протекания реакции. Оценка знака изменения энтропии в химических реакциях. Изобарный и изохорный потенциалы. Уменьшение энергии Гиббса как термодинамический критерий возможности самопроизвольного протекания процесса в закрытых системах. Стандартное изменение энергии Гиббса в реакции. Зависимость изменения энергии Гиббса от температуры, давления и концентрации реагирующих веществ. Химический потенциал. Условия химического равновесия. Изотерма химической реакции. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Использование значений стандартной энтальпии и энтропии для расчета констант равновесия химических реакций.

## Тема 7. Кинетика химических реакций

Скорость химической реакции, ее количественное выражение. Истинная и средняя скорость. Зависимость скорости реакции от природы, концентрации и реагентов, температуры. Закон действия масс, его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Молекулярность и порядок реакций. Размерность константы скорости реакции. Определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правила Вант-Гоффа. Константа скорости, ее зависимость от температуры. Распределение Максвелла-Больцмана. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма реакции. Координата реакции. Понятие о теории активных соударений, активированном комплексе в теории абсолютных скоростей реакции. Понятие о механизме реакции. Простой, ионный и радикальный механизмы химических реакций. Сложные процессы. Параллельные, последовательные, сопряженные, цепные

(Н.Н.Семенов) и колебательные (Б.П.Белоусов, А.М.Жаботинский) реакции. Катализ и катализаторы. Влияние катализатора на механизм реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, аутокатализ, положительный и отрицательный. Ингибиторы и ингибирование. Ферментативный катализ. Особенности каталитических реакций. Использование катализа в промышленности. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Кинетический подход к описанию химического равновесия. Константа химического равновесия и разные способы ее выражения. Связь константы химического равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса. Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле Шателье.

#### Тема 8. Растворы. Общие свойства

Краткая характеристика дисперсных систем. Взвеси, коллоидные системы, истинные растворы. Растворы - гомогенные многокомпонентные системы. Растворитель и растворимое вещество. Механизм процесса растворения. Сольватация (гидратация) при растворении. Работы Д.М.Менделеева. Термодинамика процесса растворения. Растворимость газов в жидкостях, закон Генри. Растворимость жидкостей в жидкостях, закон распределения. Растворимость твердых веществ в жидкостях. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Растворы насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные, концентрированные и разбавленные. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная, моляльная, молярная доля, нормальная, титр. Понятие о фазовых диаграммах, компонентах, фазах, степенях свободы. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем на примере диаграммы состояний воды. Основные типы фазовых диаграмм двухкомпонентных систем: системы с неограниченной растворимостью, эвтектические системы, системы, включающие конгруэнтно и инконгруэнтно плавящиеся химические соединения. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Давление и состав пара над раствором. Закон Рауля. Кристаллизация и кипение раствора. Криоскопия и эбуллиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос и осмотическое давление в неорганических и биологических системах. Закон Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент.

#### Тема 9. Водные растворы электролитов

Вода как ионизирующий растворитель. Электронное строение и структура молекулы воды. Структура жидкой и твердой воды, водородные связи. Самоионизация жидкой воды. Ионное произведение воды, водородный показатель. Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация растворенных веществ. С. Аррениус, Д.И. Менделеев, И.А. Каблуков о природе растворах электролитов. Переход ионов в раствор. Гидратация соли и образующих ее ионов. Энергия гидратации ионов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации электролита. Закон разбавления Оствальда. Понятие об активности ионов в растворах. Равновесие ионный кристалл - раствор. Произведение растворимости. Условия осаждения и растворения осадков. Реакции комплексообразования в водных растворах. Аквакомплексы. Причины образования комплексных частиц в растворах. Комплексообразователь и лиганды. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Координационное число. Равновесие в растворах комплексных соединений. Общие и ступенчатые константы устойчивости и нестойкости. Основные факторы, определяющие устойчивость комплексных соединений, энтальпию и энтропию комплексообразования. Жесткие и мягкие доноры и акцепторы. Кислоты и основания. Теории кислот и оснований. Теории Аррениуса, Бренстеда-Лоури, Льюиса. Роль растворителя в кислотно-основном взаимодействии. Сила кислородосодержащих кислот и ее зависимость от состава и строения. Кислотно-основные взаимодействия как реакции переноса протона. Реакция нейтрализации. Индикаторы кислотно-основного равновесия в водных растворах. Смещение равновесия реакции нейтрализации в зависимости от силы реагирующих элект-

тролитов. Гидролиз солей. Представление Аррениуса и Вернера о механизме гидролиза. Понятие об аквакислотах. Константа и степень гидролиза. Ступенчатый характер гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Буферные растворы.

#### Тема 10. Окислительно-восстановительные реакции в водных растворах

Окислительно-восстановительные процессы как реакции переноса электронов. Окислители и восстановители. Участие воды в окислительно-восстановительных реакциях. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах. Метод ионно-молекулярных полуреакций. Сопряженные окислительно-восстановительные пары. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Таблицы стандартных восстановительных потенциалов. Использование табличных данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Окислительные и восстановительные свойства воды. Окислительно-восстановительные равновесия в растворах. Уравнение Нернста. Влияние рН на величину восстановительного потенциала. Влияние комплексообразования и образования малорастворимых соединений на восстановительные потенциалы. Электролиз расплавов и растворов. Электролитическое получение металлов. Электрохимические источники энергии. Электрохимическая коррозия металлов.

#### Тема 11. Комплексные соединения

Комплексные соединения. Основные положения координационной теории Вернера: центральный атом и лиганды, внешняя и внутренняя сфера, координационное число, ядро комплекса, его заряд, главная и побочная валентности. Дентатность лигандов. Вернеровская и современная номенклатура. Изомерия комплексных соединений, виды изомерии: координационная, ионизационная, связевая, гидратная, пространственная, оптическая. Природа химической связи в комплексных соединениях. Сочетание электростатического и ковалентного взаимодействия центрального атома (или иона) с лигандами. Строение комплексных соединений с позиции МВС. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы. Гибридизация АО центрального атома при образовании октаэдрических, тетраэдрических и квадратных комплексов. Основные положения теории кристаллического поля (ТКП). Расщепление орбиталей ЦА в кристаллическом поле октаэдрического, тетраэдрического и квадратного комплекса. Энергия расщепления и энергия спаривания. Комплексы слабого и сильного поля лигандов. Спектрохимический ряд лигандов. Использование ТКП для объяснения магнитных свойств и окраски комплексных соединений. Комплексные соединения с неорганическими и органическими полидентатными лигандами. Комплексные соединения металлов с аминокислотами на примере ЭДТА (комплексоната) кальция. Хелаты. Правило циклов Чугаева. Кластеры (на примере низших соединений галогенидов молибдена) и многоядерные комплексы (на примере карбониллов переходных элементов).  $\pi$ -комплексы (на примере ферроцена). Соединения включения (клатраты). Супрамолекулярные соединения. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости – важнейшая характеристика комплексного соединения. Роль комплексных соединений в природе ( ферменты, хлорофилл, гемоглобин, лекарства, яды и др.). Использование КС в технологии, сельском хозяйстве и медицине (разделение и очистка смесей неорганических соединений, борьба с хлорозом растений, противоопухолевое действие комплексов платины и др. элементов). Летучие КС и их роль в неорганическом синтезе (тонкие пленки, гетероструктуры).

## Тема 12. Основные понятия геохимии

Радиальное строение Земного шара. Химический состав отдельных геосфер. Распространенность химических элементов в различных геосферах (кларк). Геохимия как наука (В.И.Вернадский). Связь распространенности и распределения химических элементов в земном шаре со строением атомных ядер и электронных оболочек атомов. Редкие и рассеянные элементы. Основной закон геохимии (В. Гольдшмидт). Правила Менделеева, Оддо, Гаркинса.

## Тема 13. Экспериментальные методы химии

Современные методы синтеза и анализа неорганических и органических веществ. Элементный анализ. Хроматография. Физико-химический анализ. Диаграммы плавкости бинарных систем. Рентгенография. Спектроскопические методы. Оптическая спектроскопия: электронные, колебательные и вращательные спектры. Их информативность. Радиоспектроскопия: спектры ЯМР, ЭПР. Их информативность. Термодинамические методы исследования. Калориметрия, тензиметрия масс-спектрометрия. Их информативность.

## Тема 14. Водород

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

## Тема 15. Кислород

Положение в периодической системе. Кислород в природе. Изотопы кислорода. Валентные возможности атома и характерные степени окисления. Молекула  $O_2$ . Парамагнетизм кислорода. Получение кислорода. Физические и химические свойства простого вещества. Аллотропия кислорода, озон. Озон в атмосфере. Взаимодействие кислорода с водородом. Механизм реакции водорода с кислородом. Соединения кислорода с водородом, гидроксид-ион, вода, пероксид водорода. Термическое и фотохимическое разложение воды. Получение и свойства пероксида водорода.  $H_2O_2$  как окислитель и как восстановитель. Применение пероксида водорода. Состояния кислорода в его соединениях. Оксиды и их классификация. Пероксиды и пероксидная группировка. Ионы  $O^{2-}$ ,  $O_2^{2-}$ ,  $O_2^-$ ,  $O_3^-$ . Суперпероксиды, озониды, их взаимодействие с водой.

## Тема 16. Элементы VII группы. Галогены

Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Валентные возможности атомов и характерные степени окисления. Простые вещества, характеристики молекул  $Hal_2$ . Соединения с водородом. Энергетические характеристики, характер связи и электронное строение молекул  $HNa1$ . Методы получения и физические свойства галогеноводородов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства, реакционная способность. Галогенидные ионы и их состояние в водных растворах. Галогениды металлов. Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов: строение молекул, характер и энергия связи. Термодинамические характеристики образования. Получение и химические свойства оксидов. Устойчивость оксидов. Особенности соединений фтора и йода с кислородом. Реакции оксидов с водой. Оксокислоты галогенов; строение молекул, химические свойства, методы получения. Термодинамическая неустойчивость большинства оксокислот. Особенности хлорной и йодной кислот. Соединения галогенов друг с другом. Интергалогениды. Формы существования и строение молекул. Трехцентровые электронно-избыточные связи в молекулах интергалогенидов. Химические свойства и методы получения. Взаимодействие с водой.

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

#### Тема 17. Элементы VI группы. Халькогены

Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Валентные возможности атомов и характерные степени окисления. Простые вещества, цепочечные структуры, характеристики молекул  $X_2$ . Соединения с водородом. Энергетические характеристики, характер связи и строение молекул  $H_2X$ . Сульфаны. Методы получения и основные химические свойства халькогеноводородов. Халькогенидные ионы и их состояние в водных растворах. Халькогениды металлов. Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов: строение молекул, характер связи, энергетика. Получение и химические свойства оксидов  $XO_2$  и  $XO_3$ . Кислоты  $H_2XO_3$  и  $H_2XO_4$ : строение молекул, химические свойства, методы получения. Особенности селеновой и теллуровой кислот. Оксокислоты серы: причины их многообразия, классификация, строение и химические свойства. Галогениды. Формы существования и строение молекул. Методы получения и химические свойства. Уникальная инертность  $SF_6$ . Взаимодействие галогенидов с водой. Оксогалогениды. Окислительно-восстановительные реакции халькогенов и их соединений в водных растворах. Взаимодействие простых веществ с водой, кислыми и щелочными растворами.

#### Тема 18. Элементы V группы.

Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, аллотропия. Особенности азота. Соединения с водородом. Характер связи, энергетические характеристики и строение молекул  $XH_3$ . Методы получения и основные свойства соединений  $XH_3$ . Соли аммония и фосфония. Аммиакааты. Амиды, имида, нитриды. Фосфиды. Соединения  $X_2N_4$ , их строение и свойства. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота и азиды. Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов. Оксиды азота. Формы существования, строение и энергетика молекул. Методы получения оксидов азота. Оксокислоты азота - азотноватистая, азотистая и азотная кислоты, их строение, свойства и методы получения, нитриты и нитраты. Термическое разложение нитратов. Оксиды фосфора и других элементов группы:  $X_4O_6$  и  $X_4O_{10}$ , их получение, строение и свойства. Особенности взаимодействия  $P_4O_6$  и  $P_4O_{10}$  с водой. Оксокислоты фосфора и его аналогов. Строение и свойства кислот фосфора. Галогениды. Общая характеристика, формы и строение молекул. Галогениды азота. Три- и пентагалогениды фосфора и его аналогов. Методы получения и химические свойства. Взаимодействие с водой. Взаимодействие галогенидов с оксидами. Оксогалогениды. Сульфиды. Формы и строение молекул. Получение и химические свойства. Тиокислоты. Комплексные соединения. Галогенокомплексы. Элементоорганические соединения. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Взаимодействие простых веществ с водой, кислыми и щелочными растворами. Восстановление нитратного иона в различных средах. Окислительные и восстановительные свойства соединений фосфора и его аналогов.

#### Тема 19. Элементы IV группы.

Общая характеристика группы. Особенности строения электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, аллотропия. Неорганическая химия углерода. Алмаз, графит, карбины, фуллерены. Соединения графита. Метан и углеводороды. Карбиды металлов. Оксиды углерода, энергетика, строение молекул и свойства. Оксокислоты углерода. Карбонаты. Галогениды и оксогалогениды углерода. Сероуглерод и другие соединения с серой. Соединения с азотом: циан, дициан, синильная кислота. Циановая и изоциановая кислоты. Тиоциановая кислота. Органические

соединения. Соединения элементов подгруппы кремния с водородом. Характер связи, энергетика и строение молекул  $\text{XH}_4$ . Методы получения и химические свойства. Силициды. Кремнийорганические соединения. Оксиды и гидроксопроизводные. Общая характеристика оксидов  $\text{XO}$  и  $\text{XO}_2$ . Кварц и его модификации. Изменение свойств оксидов  $\text{XO}$  и  $\text{XO}_2$  в ряду  $\text{Si} - \text{Pb}$ . Кремниевые кислоты и силикаты. Оксо- и гидроксоионы аналогов кремния. Соли олова и свинца, их растворимость и гидролиз. Галогениды. Общая характеристика, форма и строение молекул. Ди- и тетрагалогениды, их устойчивость, методы получения и химические свойства. Взаимодействие с водой. Оксогалогениды. Халькогениды. Формы и строение. Получение и химические свойства. Тиокислоты германия и олова. Комплексные соединения. Гексафторкремниевая кислота. Молекулярные комплексы (аддукты) тетрафторида кремния. Галогено-комплексы кремния и его аналогов.Metalлоорганические соединения германия, олова и свинца, их строение и свойства. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Взаимодействие простых веществ с водой. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Транспортные реакции.

#### Тема 20. Элементы III группы.

Общая характеристика группы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества. Соединения с водородом. Боран и диборан. Формы и строение молекул. Трехцентровые электронно-дефицитные связи в молекулах боранов. Гидриды алюминия и его аналогов. Взаимодействие с водой. Боронаты и аланаты, их строение и свойства. Оксиды и гидроксопроизводные. Общая характеристика оксидов. Формы существования и свойства. Корунд, его окрашенные формы. Стеклование  $\text{B}_2\text{O}_3$ . Кислоты бора. Мета-, тетра-, ортобораты. Гидратные формы оксидов алюминия и его аналогов. Амфотерность гидроксоформ. Алюминаты. Оксиды и гидроксиды таллия. Устойчивость  $\text{Tl}(\text{I})$ . Галогениды. Общая характеристика, формы существования и строение молекул. Димеризации тригалогенидов. Моногалогениды. Методы получения галогенидов, характерные свойства. Гидролиз галогенидов. Халькогениды. Формы существования и строение. Гидролиз халькогенидов. Полупроводниковые свойства. Особенности строения. Химические свойства. Комплексные соединения. Гидридные и галогено-комплексы. Гидроксокомплексы. Аддукты. Metalлоорганические соединения, их строение и свойства. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Взаимодействие простых веществ с водой.

#### Тема 21. Элементы I и II групп.

Общая характеристика s-элементов. Щелочные и щелочноземельные металлы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, восстановительные свойства. Взаимодействие с водой. Водородные соединения элементов I и II групп. Ионные гидриды. Роль щелочных и щелочноземельных металлов в стабилизации иона  $\text{H}^-$ . Взаимодействие ионных гидридов с водой. Оксиды щелочных металлов, формы, устойчивость, химические свойства оксидов. Пероксиды, супероксиды, озониды щелочных металлов. Оксиды и пероксиды щелочноземельных металлов. Получение кислорода через пероксид бария. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Щелочи. Особенности гидроксида бериллия. Диагональное сходство  $\text{Be}$  и  $\text{Al}$ . Соли щелочных металлов, их растворимость. Гидратация ионов щелочных металлов. Понятие об отрицательной гидратации. Причины отсутствия однозарядных ионов элементов II группы в водном растворе. Соли щелочноземельных металлов, их растворимость и гидролиз.

## Тема 22. Благородные газы.

Особенности строения электронных оболочек атомов, их валентные возможности. Фториды ксенона, пути их получения и химические свойства. Природа химических связей в соединениях благородных газов. Гипervalентные связи. Взаимодействие фторидов ксенона с водой и щелочами. Оксофториды, оксиды и оксокислоты ксенона. Химические соединения других благородных газов.

## Тема 23. Общая характеристика переходных элементов

Особенности строения атомов d- и f-элементов. Орбитальные радиусы, энергии ионизации, сродство к электрону. Многообразие степеней окисления. Отличия от элементов главных подгрупп. Высокие степени окисления и молекулярные соединения. Низкие степени окисления и соединения переменного состава. Металлическое состояние простых веществ. Сходство и различия элементов первого, второго и третьего переходных рядов. Лантаноидное сжатие. Повышенное сходство элементов – электронных аналогов второго и третьего рядов. Содержание в природе. Получение металлов из руд. Металлургия черных и цветных металлов. Методы очистки металлов: зонная плавка, йодидное рафинирование.

## Тема 24. Скандий, титан, ванадий и их аналоги

Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Простые вещества: физические и химические свойства. Применение. Важнейшие бинарные химические соединения: гидриды, оксиды, галогениды, халькогениды. Кластерные соединения. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Аква- и оксокатионы, оксо- и гидроксоанионы.

## Тема 25. Подгруппа хрома

Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Наиболее характерные степени окисления: Cr(III), Mo(VI), W(VI). Простые вещества: физические и химические свойства. Причины тугоплавкости молибдена и вольфрама. Применение в специальных сплавах. Хромирование металлов. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Зависимость свойств от степени окисления. Термическое диспропорционирование низших галогенидов. Кластерные соединения. Биядерные и полиядерные соединения. Хромовая кислота, хроматы и дихроматы. Изо- и гетерополикислоты молибдена и вольфрама и их производные. Комплексные соединения. Аква- и гидроксокомплексы. Многообразие комплексов хрома (III).

## Тема 26. Подгруппа марганца

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Многообразие степеней окисления. Ядерный синтез технеция. Простые вещества: физические и химические свойства. Применение. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Кластерные соединения рения. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Устойчивость катионов  $Mn^{2+}$  в водных растворах. Марганцевая кислота. Окислительные свойства перманганат иона. Устойчивость производных рения (VII). Комплексные соединения.

## Тема 27. Железо, кобальт, никель

Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Понижение высших и характерных степеней окисления по сравнению с подгруппой марганца. Простые вещества: физические и химические свойства. Роль железа и его сплавов в истории цивилизации. Современные применения металлов триады железа и сплавов на их основе. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Гидролиз солей железа. Щелочные аккумуляторы. Комплексные соединения. Окисли-

тельно-восстановительные свойства комплексов Fe(II) и Fe(III), Co(II) и Co(III). Многообразие и устойчивость комплексов с электронной конфигурацией d<sup>6</sup>. Плоско-квадратные и октаэдрические комплексы никеля.

#### Тема 28. Платиновые металлы

Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Процессы аффинажа. Простые вещества. Причины высокой плотности и тугоплавкости. Химическая инертность. Перевод в раствор благородных металлов. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Тетраоксиды осмия и рутения. Комплексные соединения. Разнообразие комплексных соединений платиновых металлов и его причины. Плоско-квадратные комплексы платины (II) и октаэдрические комплексы платины (IV).

#### Тема 29. Медь, серебро, золото

Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Специфика однозарядных ионов с конфигурацией d<sup>10</sup>. Простые вещества: физические и химические свойства. Самородные металлы. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Окислительно-восстановительные свойства Cu(I) и Cu(II), Au(I) и Au(III). Комплексные соединения.

#### Тема 30. Подгруппа цинка

Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Особенности соединений ртути (I). Простые вещества: физические и химические свойства. Уникальные свойства металлической ртути. Применение. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Амфотерность цинка. Аквакатионы и гидроксоанионы.

#### Тема 31. Лантаноиды

Общая характеристика. Особенности строения атомов, причины сходства элементов, возможные состояния окисления. Содержание в природе. Разделение элементов. Физические и химические свойства простых веществ. Химические свойства соединений лантанидов. Оксиды и гидроксопроизводные. Галогениды и другие бинарные соединения. Химия водных растворов. Особенности церия и европия.

#### Тема 32. Actиноиды

Общая характеристика. Особенности строения атомов, сравнение с лантанидами. Разнообразие состояний окисления. Содержание в природе. Радиоактивные семейства тория, урана и актиния. Ядерные реакции и синтез элементов. Трансамерициевые элементы. Важнейшие практические применения. Проблема разделения изотопов. Физические и химические свойства простых веществ. Периодичность в изменении химических свойств, сходство с другими элементами, деление на подсемейства. Состояния соединений в водных растворах. Соединения урана, нептуния, плутония в высших степенях окисления. Комплексные соединения актинидов. Распределение микроколичеств радиоактивных изотопов в гетерогенных системах. Применение ионного обмена, экстракции и хроматографии к изучению состояния радиоактивных элементов в растворе. Применение радиоактивных изотопов в химических исследованиях. Химические процессы с участием «горячих» атомов. Радиолит воды.

### Тема 33. Химическая эволюция материи

Материя. Формы движения материи. Химическая форма движения материи, возникновение атомов химических элементов, возникновение химического вещества, эволюция химических систем.

#### 4.3. Практические занятия

Шифр темы	Раздел / тема	Содержание	ч.
	1 семестр		
Т.1	Основы атомно-молекулярного учения	Основные газовые законы: экспериментальные газовые законы, объединённый газовый закон, парциальное давление, закон Дальтона для смеси газов, закон Авогадро, определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии.	2
Т.1	Основы атомно-молекулярного учения	Методы определения молярных масс атомов и молярных масс эквивалентов Эквивалент элемента и сложного вещества, молярная масса эквивалента, эквивалентный объем газов. Расчет эквивалентных масс оксидов, кислот, оснований, солей, методы определения молярных масс эквивалентов, закон эквивалентов.	2
Т.1	Основы атомно-молекулярного учения	Основные законы и понятия химии, основные классы неорганических соединений. Законы сохранения: массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Закон Авогадро. Соединение постоянного и переменного состава. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Русская номенклатура неорганических соединений. Международная номенклатура. Бинарные соединения. Номенклатура бинарных соединений. Трехэлементные соединения. Гидроксиды, кислоты, соли. Способы их получения, химические свойства, номенклатура.	2
Т.2	Строение атома	Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Дуализм в поведении микрочастиц. Волновая природа элементарных частиц. Уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера для стационарных состояний. Граничная и узловая поверхность. Квантовомеханическая модель атома. Атом водорода. Волновое уравнение Шредингера и его решение. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме, пределы их изменений. Атомные орбитали. Вид s-,p-,d-,f- атомных орбиталей. Энергетические уровни электрона в одноэлектронном атоме. Многоэлектронный атом. Заполнение электронных оболочек атомов. Принципы заполнения электронами атомных орбиталей.	4
Т.3	Периодический закон	Содержание периодического закона. Предсказание Д.И. Менделеевым свойств неизвестных элементов. Современная формулировка Периодического закона. Современная интерпретация периодического закона. Периодически изменяющиеся свойства элементов, вторичная периодичность и ее проявление в свойствах элементов IV и VI периодов, Периодический закон Д.И. Менделеева как основа развития неорганической химии, его философское значение	4
Т.4	Химическая связь	Развитие представлений о валентности и химической связи. Степень окисления. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, валентный угол, полярность. Причины образования химической связи. Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Квантовомеханические методы ее трактовки. Молекула водорода и методы ее описания. Метод валентных связей (МВС). Основные положения метода. Гибридизация атомных орбиталей и ее виды. $\sigma$ - $\pi$ - $\delta$ -связи. Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Основные положения метода МО-ЛКАО. Связывающие, разрыхляющие, несвязыва-	4

		ющие МО. Принципы заполнения МО. Ионная связь.	
T.2–T.5	Коллоквиум (Рубежный контроль 1)	Строение атома. Периодический закон. Химическая связь	2
T.6	Начала химической термодинамики	Энергетика химических реакций Первое начало термодинамики. Термохимия. Понятие об энтальпии. Эндо - и экзотермические реакции. Закон Гесса. Расчет тепловых эффектов химических реакций. Стандартное состояние и стандартная энтальпия образования вещества. Второе начало термодинамики. Понятие энтропии. Уравнение Больцмана. Стандартная энтропия. Расчет энтропии химических реакций. Стандартное изменение энергии Гиббса в реакции. Расчет энергии Гиббса определение направленности химических процессов.	6
T.7	Кинетика химических реакций	Скорость химической реакции, ее количественное выражение. Закон действия масс, его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Молекулярность и порядок реакций. Зависимость скорости реакции от температуры. Правила Вант-Гоффа. Константа скорости, ее зависимость от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Расчет константы химической реакции при определенной температуре. Понятие о механизме реакции. Простой, ионный и радикальный механизмы химических реакций. Сложные процессы. Катализ и катализаторы. Влияние катализатора на механизм реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, аутокатализ, положительный и отрицательный. Ингибиторы и ингибирование	2
T.7	Кинетика химических реакций	Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Кинетический подход к описанию химического равновесия. Константа химического равновесия и разные способы ее выражения. Связь константы химического равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса. Расчет константы химического равновесия при определенной температуре. Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле Шателье. Применение принципа Ле Шателье на практических примерах.	4
T.8	Растворы. Общие свойства	Способы выражения концентрации растворов: массовая доля. Методика приготовления растворов с определенной массовой долей растворенного вещества в растворе. Плотность растворов и ее зависимость от массовой доли растворенного вещества.	2
T.8	Растворы. Общие свойства	Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная, моляльная, молярная доля, нормальная, титр. Определение эквивалента кислоты основания, соли окислителя восстановителя. Переход от одного способа выражения концентрации к другому. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Давление и состав пара над раствором. Закон Рауля. Кристаллизация и кипение раствора. Криоскопия и эбуллиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос и осмотическое давление в неорганических и биологических системах. Закон Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент. Расчет температур кипения, замерзания растворов, давления пара над раствором для растворов неэлектролитов и электролитов.	4
T.9	Водные растворы электролитов	Вода как ионизирующий растворитель. Электронное строение и структура молекулы воды. Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация растворенных веществ. Переход ионов в раствор. Гидратация соли и образующих ее ионов. Энергия гидратации. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации электролита. Закон разбавления Оствальда. Понятие об активности ионов в растворах. Равновесие ионный кристалл–раствор. Теории кислот и оснований. Теории Аррениуса, Бренстеда-Лоури, Льюиса. Роль растворителя в кислотно-основном взаимодействии. Сила кислородосо-	2

		держащих кислот и ее зависимость от состава и строения Произведение растворимости. Условия осаждения и растворения осадков.	
T.9	Водные растворы электролитов	Структура жидкой и твердой воды, водородные связи. Самоионизация жидкой воды. Ионное произведение воды, водородный показатель. Расчет водородного показателя среды в различных условиях. Реакции в растворах электролитов. Определение направленности обменных реакций. Гидролиз солей. Представление о механизме гидролиза. Понятие об аквакислотах. Константа и степень гидролиза. Ступенчатый характер гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Буферные растворы. Расчет pH и буферной емкости.	4
T.10	Окислительно-восстановительные реакции в водных растворах.	Окислительно-восстановительные процессы как реакции переноса электронов. Окислители и восстановители. Участие воды в окислительно-восстановительных реакциях. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах. Метод ионно-молекулярных полуреакций. Сопряженные окислительно-восстановительные пары. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Таблицы стандартных восстановительных потенциалов. Использование табличных данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.	2
T.6–T.10	Рубежный контроль 2 (Контрольная работа)	Химическая термодинамика, кинетика химических реакций. Растворы, теория электролитической диссоциации, окислительно-восстановительные реакции.	2
<b>ВСЕГО</b>			<b>48</b>
2 семестр			
T.14	Водород	Молекула H <sub>2</sub> . Получение водорода. Физические и химические свойства простого вещества. Растворение водорода в металлах. Атомарный водород, его получение и реакционная способность. Ковалентные соединения водорода. Ионы H <sup>+</sup> и H <sup>-</sup> , их взаимодействие с водой. Водородная связь, причины ее образования, способ описания. Гидриды.	2
T.15	Кислород	Молекула O <sub>2</sub> . Парамагнетизм кислорода. Получение кислорода. Физические и химические свойства простого вещества. Аллотропия кислорода, озон. Озон в атмосфере. Взаимодействие кислорода с водородом. Механизм реакции водорода с кислородом. Соединения кислорода с водородом, гидроксид-ион, вода, пероксид водорода. Термическое и фотохимическое разложение воды. Получение и свойства пероксида водорода. H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> как окислитель и как восстановитель. Применение пероксида водорода. Состояния кислорода в его соединениях. Оксиды и их классификация. Пероксиды и пероксидная группировка. Ионы O <sup>2-</sup> , O <sub>2</sub> <sup>2-</sup> , O <sub>2</sub> <sup>-</sup> , O <sub>3</sub> <sup>-</sup> . Супероксиды, озониды, их взаимодействие с водой.	2
T.16	Элементы VII группы. Галогены	. Валентные возможности атомов и характерные степени окисления. Простые вещества, характеристики молекул HAl <sub>2</sub> . Соединения с водородом. Энергетические характеристики, характер связи и электронное строение молекул HNaI. Методы получения и физические свойства галогеноводородов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства, реакционная способность. Галогенидные ионы и их состояние в водных растворах. Галогениды металлов.	2
T.16	Элементы VII группы. Галогены	Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов: строение молекул, характер и энергия связи. Термодинамические характеристики образования. Получение и химические свойства оксидов. Устойчивость оксидов. Реакции оксидов с водой. Оксокислоты галогенов; строение молекул, химические свойства, методы получения. Термодинамическая неустойчивость большинства оксокислот.	2

T.17	Сера и ее соединения	Сероводород. Способы получения, физические и химические свойства. Сульфиды. Оксиды серы. Способы получения, физические и химические свойства. Оксокислоты серы: причины их многообразия, классификация, строение и химические свойства.	2
T.17	Селен, теллур	. Простые вещества, цепочечные структуры.. Соединения с водородом. Энергетические характеристики, характер связи и строение молекул $H_2X$ . Халькогениды металлов. Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов: строение молекул, характер связи, энергетика. Получение и химические свойства оксидов $XO_2$ и $XO_3$ . Кислоты $H_2XO_3$ и $H_2XO_4$ : строение молекул, химические свойства, методы получения. . Окислительно-восстановительные реакции x соединений в водных растворах.	2
T.18	Азот	Особенности азота. Соединения с водородом. Характер связи, энергетические характеристики и строение молекул $NH_3$ . Методы получения и основные свойства соединений $NH_3$ . Соли аммония. Оксиды и оксокислоты. Общая характеристика оксидов. Оксиды азота. Методы получения оксидов азота. Оксокислоты азота - азотноватистая, азотистая и азотная кислоты, их строение, свойства и методы получения, нитриты и нитраты. Термическое разложение нитратов.	2
T.18	Фосфор	Простые вещества, аллотропия. Фосфиды. Оксиды фосфора:, их получение, строение и свойства. Особенности взаимодействия $P_4O_6$ и $P_4O_{10}$ с водой. Оксокислоты фосфора. Галогениды. Общая характеристика, формы и строение молекул. Три- и пентагалогениды фосфора.	2
T.19	Углерод	Простые вещества, аллотропия. Неорганическая химия углерода. Алмаз, графит, карбины, фуллерены. Соединения графита. Метан и углеводороды. Карбиды металлов. Оксиды углерода, энергетика, строение молекул и свойства. Оксокислоты углерода. Карбонаты.	2
T.20	Алюминий	Физические и химические свойства. Получение алюминия. Корунд, его окрашенные формы. Гидратные формы оксидов алюминия, гидроксиды. Амфотерность гидроксоформ. Алюминаты.	2
T.21	Элементы I и II группы	Щелочные и щелочноземельные металлы. Простые вещества, восстановительные свойства. Взаимодействие с водой. Водородные соединения элементов I и II групп. Ионные гидриды. Роль щелочных и щелочноземельных металлов в стабилизации иона $H^-$ . Оксиды щелочных металлов, формы, устойчивость, химические свойства оксидов. Пероксиды, супероксиды, озониды щелочных металлов. Оксиды и пероксиды щелочноземельных металлов. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Щелочи. Особенности гидроксида бериллия. Соли щелочных металлов, их растворимость. Гидратация ионов щелочных металлов. Понятие об отрицательной гидратации.	2
T.25	Хром и его соединения	Строение атома. Наиболее характерные степени окисления: Cr. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Зависимость свойств от степени окисления. Термическое диспропорционирование низших галогенидов. Кластерные соединения. Хромовая кислота, хроматы и дихроматы. Многообразие комплексов хрома (III).	2
T.26	Марганец и его соединения	Простое вещество: Физические и химические свойства. Применение. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Устойчивые катионные и анионные формы. Устойчивость катионов $Mn^{2+}$ в водных растворах. Марганцевая кислота. Окислительные свойства перманганат иона.	2

T.27	Железо и его соединения	Физические и химические свойства. Роль железа и его сплавов в истории цивилизации. Современные применения металлов триады железа и сплавов на их основе. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Гидролиз солей железа. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства комплексов Fe(II) и Fe(III). Многообразие и устойчивость комплексов с электронной конфигурацией d6	2
T.29	Соединения меди и серебра	Общая характеристика элементов. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Специфика однозарядных ионов с конфигурацией d10. Простые вещества: физические и химические свойства. Самородные металлы. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Окислительно-восстановительные свойства Cu(I) и Cu(II). Комплексные соединения.	2
T.30	Подгруппа цинка	Простые вещества: физические и химические свойства. Уникальные свойства металлической ртути. Применение. Важнейшие бинарные химические соединения: оксиды, галогениды, халькогениды. Химия водных растворов. Устойчивые катионные и анионные формы. Амфотерность цинка. Аквакатионы и гидроксоанионы.	2
<b>ВСЕГО</b>			<b>32</b>
<b>ВСЕГО</b>			<b>64</b>

#### 4.4. Лабораторные занятия

	Шифр темы	I семестр		Содержание	ч.
		Раздел / тема			
P.1	T.1 ЛБ.1	Основные приемы работы в химической лаборатории		Практическое изучение правил и приемов работы с реактивами, лабораторной посудой и оборудованием.	6
	T.1 ЛБ.2	Определение относительных молекулярных масс веществ в газообразном состоянии		Определение относительных молекулярных масс по уравнению Менделеева-Клапейрона, по молярному объему, по относительной плотности газов.	6
	T.1 ЛБ.3	Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV)		Определение относительной молекулярной массы углекислого газа, путем определения истинной массы диоксида углерода в вакууме.	6
	T.1 ЛБ.4	Методы определения молярных масс эквивалентов		Определение молярных масс эквивалентов методом прямого определения, методом косвенного определения, аналитическим методом, электрохимическим методом	6
	T.1 ЛБ.5	Определение эквивалентной массы металла		Определение эквивалентной массы металла методом вытеснения водорода, с последующим нахождением абсолютной и относительной ошибок эксперимента.	6
P.2 P	T.6 ЛБ.6	Тепловой эффект химических реакций.		Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.	6
	T.7 ЛБ.7	Скорость химических реакций.		Изучение зависимости скорости разложения тиосульфата натрия в растворе от концентрации, температуры, катализатора.	6
	T.7 ЛБ.8	Химическое равновесие		Определение концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции в равновесной реакционной смеси	6
	T.7 ЛБ.9	Химическое равновесие		Изучение условий смещения химического равновесия от концентрации реагирующих веществ и температуры.	6
	T.8 ЛБ.10	Приготовление раствора с заданной массовой долей		Приготовление раствора с заданной массовой долей серной кислоты из концентрированного раствора и воды	6
	T.8 ЛБ.11	Приготовление раствора с заданной молярной и нормальной концентрацией		Приготовление раствора соляной кислоты с заданной нормальной концентрацией из имеющихся растворов. Приготовление раствора хлорида натрия с заданной молярной концентрацией из кристаллического хлорида и воды.	6

	Т.9 ЛБ.12	Реакции в растворах электролитов	Изучение реакций (диссоциация слабого электролита, ионных реакций растворение осадка), в растворах электролитов	6
	Т.9 ЛБ.13	Гидролиз солей	Изучение реакции среды в растворах различных солей, механизма взаимодействия с водой и факторов (температура, разбавление, изменение концентрации ионов водорода) влияющих на гидролиз	6
	Т.9 ЛБ.14	Буферные растворы	Экспериментальное изучение свойств буферных растворов.	6
	Т.10 ЛБ.15	Окислительно-восстановительные реакции	Изучение окислительно-восстановительных свойств различных веществ, факторов влияющих на протекание окислительно-восстановительных реакций.	6
	Т.11 ЛБ.16	Комплексные соединения	Экспериментальное получение и исследование свойств комплексных соединений.	6
	<b>ВСЕГО</b>			96
	Шифр темы	2 семестр	Содержание	ч.
		Раздел / тема		
Р.3	Т.16 ЛБ.18	Галогены	Получение галогенов и изучение их физико-химических свойств их важнейших соединений и их производных.	6
	Т.17 ЛБ.19	Сера и ее соединения	Получение серы, ее важнейших соединений (сероводород, диоксид серы, серная кислота и ее соли) и исследование их физико-химических свойств	6
Р.3	Т.17 ЛБ.20	Соединения серы (II), (VIII), селена и теллура	Получение тиосульфатов и тиосульфатов и исследование их свойств, сравнительный анализ окислительно-восстановительных свойств сульфит и селенит ионов, свойства диоксида селена, получения и свойства диоксида теллура.	6
	Т.18 ЛБ.21	Азот и его соединения	Получение азота и исследование его свойств, получение и изучение свойств важнейших соединений (аммиак, соли аммония, монооксид азота, диоксид азота, солей азотистой кислоты, азотной кислоты и ее солей).	6
	Т.18 Л.22	Фосфор и его соединения	Получение белого фосфора, получение оксида фосфора (V) и исследование его свойств. Исследование свойств фосфорной кислоты и ее солей.	6
	Т.18 ЛБ.23	Мышьяк, сурьма, висмут	Исследование свойств мышьяка, сурьмы и висмута, свойств их соединений (оксидов, гидроксидов и солей).	6
	Т.19 ЛБ.24	Углерод и кремний	Исследование свойств углерода и кремния, получение и исследование свойств их важнейших соединений (оксиды, угольная и кремниевая кислоты и их соли).	6
	Т.20 Л.25	Общие свойства металлов Рубежный контроль 1	Исследование и изучение общих свойств металлов (4 часа). Рубежный контроль (решение экспериментальных задач) 2 часа.	6
	Т.21 ЛБ.26	Химия s- элементов	Исследование свойств s-элементов I и II периодов, получение и исследование свойств их важнейших соединений (оксиды, гидроксиды соли).	6
	Т.20 ЛБ.27	Соединения цинка, алюминия, олова свинца.	Исследование важнейших свойств цинка, алюминия, олова свинца их соединений (оксиды гидроксиды соли).	6
	Т.29 ЛБ.28	Медь, серебро.	Исследование свойств меди и серебра, получение и практическое изучение свойств их важнейших соединений.	6
	Т.25 ЛБ.29	Соединения хрома, молибдена, вольфрама	Исследование свойств хрома, молибдена, вольфрама, получение и практическое изучение свойств их важнейших соединений.	6
	Т.26 ЛБ.30	Марганец и его соединения Рубежный контроль 2 (контрольная работа)	Исследование свойств марганца и его важнейших соединений (4 часа). Контрольная работа 2 часа.	6
Т.27 ЛБ.31	Железо, кобальт, никель	Исследование свойств железа, кобальта, никеля, получение и практическое изучение свойств их важнейших соединений.	6	

	Т.34 Лб.32	Синтез сульфататетраамин меди	Получение сульфататетраамин меди определение практического выхода готового продукта.	6
	Т.34 Лб.33	Синтез оксида меди (I) Рубежный контроль 3 (тестирование)	Получение оксида меди (I) определение практического выхода готового продукта (5 часов). Тестирование (1 час).	6
	ВСЕГО			96
	<b>ВСЕГО</b>			<b>192</b>

## 5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина «Неорганическая химия» преподается в течение 1 и 2-ого семестров в виде лекционных, практических и лабораторных занятий, на которых выполняется изучение и усвоение важнейших и законов общей и неорганической химии.

В преподавание курса неорганической химии используются современные образовательные технологии: проблемные лекции, тренинг и разбор конкретных ситуаций, технология коллективного взаимодействия, технология развития критического мышления, использование иллюстративного материала (текстовой, графической и цифровой информации), мультимедийных форм презентаций. При прослушивании лекций рекомендуется в конспекте отмечать все важные моменты, на которых заостряет внимание преподаватель.

В ходе практических занятий разбираются методики решения конкретных практических задач совместно с преподавателем и самостоятельно.

Лабораторный практикум знакомит с методами и приборами практикумов по неорганической химии и некоторых физико-химических исследований, с методикой выполнения необходимых расчетов, обоснованием определенных закономерностей, дает навыки лабораторного эксперимента и научно-исследовательской работы в целом. Залогом качественного выполнения лабораторных работ является самостоятельная подготовка к ним накануне путем повторения материалов лекций. Рекомендуется подготовить вопросы по неясным моментам и обсудить их с преподавателем в начале лабораторной работы.

Для текущего контроля успеваемости по очной форме обучения преподавателем используется балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности. Поэтому настоятельно рекомендуется тщательно прорабатывать материал дисциплины при самостоятельной работе, участвовать во всех формах обсуждения и взаимодействия, как на лекциях, так и на лабораторных занятиях в целях лучшего освоения материала и получения высокой оценки по результатам освоения дисциплины.

Самостоятельная работа обучающихся выполняется по учебникам, учебным пособиям, современной литературе по профилю с привлечением других современных информационных источников, таких как интернет, средства массовой информации.

Выполнение самостоятельной работы подразумевает самостоятельное изучение разделов дисциплины, подготовку к лабораторным, практическим занятиям, к рубежным контролям, зачету, экзамену. Рекомендуемая трудоемкость самостоятельной работы представлена в таблице:

## Рекомендуемый режим самостоятельной работы

	Наименование самостоятельной работы	часы
	<b>Самостоятельное изучение тем дисциплины:</b>	<b>14</b>
1	Строение атома	1
2	Химическая связь	1
3	Строение твердого тела	1
4	Начала химической термодинамики	1
5	Кинетика химических реакций	1
6	Растворы. Общие свойства	1
7	Химическое равновесие	1
8	Окислительно-восстановительные реакции	1
9	Экспериментальные методы в химии	1
10	Водород	1
11	Кислород	1
12	Элементы VII группы. Галогены	1
13	Элементы VI группы. Халькогены	1
14	Элементы V группы.	1
	<b>Подготовка к аудиторным занятиям (по 2 часа на занятие)</b>	<b>98</b>
	<b>Выполнение контрольных работ</b>	–
	<b>Подготовка к рубежному контролю (2 часа на каждый рубеж)</b>	<b>10</b>
	<b>Подготовка к промежуточной аттестации (зачет)</b>	<b>36</b>
	<b>Подготовка к промежуточной аттестации (экзамен)</b>	<b>54</b>
	<b>ВСЕГО</b>	<b>212</b>

## 6. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

### 6.1. Перечень оценочных средств

1. Балльно-рейтинговая система контроля и оценки академической активности обучающихся в КГУ (для очной формы обучения)
2. Отчеты обучающихся по лабораторным работам
3. Задания к рубежным контролям № 1,2,3,4,5.
4. Задания к практическим работам
5. Вопросы к зачету
6. Вопросы к экзамену

## 6.2. Система балльно-рейтинговой оценки работы обучающихся по дисциплине

### 1 семестр (зачет)

№	Наименование	Содержание					
		Распределение баллов за 1 семестр					
1	Распределение баллов за семестр по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводится обучающимся на первом занятии)	Вид УР.	Лекция	Лабораторная работа (защита)	Рубежный Контроль 1	Рубежный Контроль 2	Зачет
		Оценка в баллах	1	1	11	11	30
		Примечание	Посещение и запись лекции	Выполнение и защита лабораторной работы	коллоквиум	контрольная работа	Сдача
		Всего баллов	32 32 лекции по 2 часа	16 16 работ по 6 часов	11	11	30

### 1 семестр (экзамен)

№	Наименование	Содержание		
		Распределение баллов за 1 семестр		
1	Распределение баллов за семестр по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводится студентам на первом занятии)	Вид УР.	Практическая работа	экзамен
		Оценка в баллах	2,9	30
		примечание	Ответ на вопросы 1,4 балла Решение задачи 1,5 балла	сдача
		Всего баллов	70 2,9 × 24=70	30

### 2 семестр (зачет)

№	Наименование	Содержание					
		Распределение баллов за 2 семестр					
1	Распределение баллов за семестр по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводится обучающимся на первом занятии)	Вид УР.	Лекция	Лабораторная работа	Рубежный Контроль 1	Рубежный Контроль 2	Зачет
		Оценка в баллах	1	1	11	11	30
		Примечание	Посещение и запись лекции	Выполнение и защита лабораторной работы	Решение экспериментальных задач	Контрольная работа	Сдача
		Всего баллов	32 32 лекции по 2 часа	16 16 работ	11	11	30

2 семестр (экзамен)

№	Наименование	Содержание			
		Распределение баллов за 2 семестр			
1	Распределение баллов за семестр по видам учебной работы, сроки сдачи учебной работы (доводится обучающимся на первом занятии)	Вид УР.	Практическая работа	Тест	экзамен
		Оценка в баллах	2	Рубежный контроль 3 20	30
		примечание	Посещение 1 балл Решение задач 1	Правильные ответы на 20 вопросов теста	сдача
3		Всего баллов	16×2=32	20 × 1,9 = 38	30
5	Критерий пересчета в традиционную оценку по итогам работы в семестре и экзамена	60 и менее баллов – неудовлетворительно (незачет) 61–73 баллов удовлетворительно (зачет) 74–90 баллов хорошо 91–100 баллов отлично			
6	Критерии допуска к промежуточной аттестации, возможности получения автоматического экзамена, возможность получения бонусных баллов	<p>Для допуска к промежуточной аттестации по дисциплине за семестр обучающийся должен набрать по итогам текущего и рубежного контролей не менее 51 балла. В случае если обучающийся набрал менее 51 балла, то к аттестационным испытаниям он не допускается.</p> <p>Для получения экзамена без проведения процедуры промежуточной аттестации обучающемуся необходимо набрать в ходе текущего и рубежных контролей не менее 61 балла. В этом случае итог балльной оценки, получаемой обучающимся, определяется по количеству баллов, набранных им в ходе текущего и рубежных контролей. При этом, на усмотрение преподавателя, балльная оценка обучающегося может быть повышена за счет получения дополнительных баллов за академическую активность.</p> <p>Обучающийся, имеющий право на получение оценки без проведения процедуры промежуточной аттестации, может повысить ее путем сдачи аттестационного испытания. В случае получения обучающимся на аттестационном испытании 0 баллов итог балльной оценки по дисциплине не снижается.</p> <p>За академическую активность в ходе освоения дисциплины, участие в учебной, научно-исследовательской, спортивной, культурно-творческой и общественной деятельности обучающемуся могут быть начислены дополнительные баллы. Максимальное количество дополнительных баллов за академическую активность составляет 30.</p> <p>Основанием для получения дополнительных баллов являются:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– выполнение дополнительных заданий по дисциплине; дополнительные баллы начисляются преподавателем;</li> <li>– участие в течение семестра в учебной, научно-исследовательской, спортивной, культурно-творческой и общественной деятельности КГУ.</li> </ul>			
7	Формы и виды учебной работы для неуспевающих (восстановившихся на курсе обучения) обучающихся для получения недостающих баллов в конце семестра	<p>В случае если к промежуточной аттестации набрана сумма менее 51 баллов, не выполнены все задания, то обучающемуся необходимо набрать недостающее количество баллов за счет выполнения дополнительных заданий, до конца последней (зачетной) недели семестра. При этом необходимо проработать материал всех пропущенных практических и лабораторных работ.</p> <p>Формы дополнительных заданий (назначаются преподавателем):</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– выполнение и защита заданий (решение задач, защита реферата, создание презентации и др.) по пропущенным практическим занятиям, 1 балл за одно задание</li> <li>– выполнение и защита пропущенных лабораторных работ (при невозможности дополнительного проведения лабораторной работы преподаватель устанавливает форму дополнительного задания по тематике пропущенной лабораторной работы самостоятельно), 1 балл за одно задание.</li> </ul> <p>Ликвидация академических задолженностей, возникших из-за разности в учебных планах при переводе или восстановлении, проводится путем выполнения дополнительных заданий, форма и объем которых определяется преподавателем.</p>			

### 6.3. Процедура оценивания результатов освоения дисциплины

Рубежные контроли проводятся в форме коллоквиума (1 вопрос, 11 баллов максимум), включающего устное собеседование, решение контрольных работ (11 баллов максимум), решения экспериментальной задач (11 баллов максимум), теста (1,95 баллов за один правильный ответ). Перед проведением каждого рубежного контроля преподаватель прорабатывает со студентами основной материал соответствующих разделов дисциплины в форме краткой лекции-дискуссии.

Зачет выставляется по итогам защиты лабораторных работ. Защита лабораторной работы включает устное собеседование по тематике работы, обсуждение полученных результатов. Экзамен проводится в форме устного собеседования после решения задачи. На решение задачи обучающемуся предоставляется 20 минут.

Экзаменационный билет включает 1 теоретический вопрос. На подготовку к ответу студенту дается минимум 20 минут. Оценка определяется по результатам устного собеседования. Вопрос оценивается в 30 баллов.

Время подготовки для теста составляет 30 минут. В тесте 20 вопросов. Каждый вопрос оценивается в 1,95 балла.

Результаты текущего контроля успеваемости, зачета и экзамена заносятся преподавателем в экзаменационную ведомость, которая сдается в организационный отдел института в день экзамена, зачета а также выставляются в зачетную книжку обучающегося.

### 6.4. Примеры оценочных средств для рубежных контролей зачета и экзамена

Список вопросов к рубежным контролям

1. Бубнова Л.А. Неорганическая химия / Методические указания к практическим занятиям. – Курган: КГУ 2005. – 27 с.

2. ФОС дисциплины

Пример задания, рубежный контроль № 1: Объяснить с точки зрения строения атомов изменение атомных радиусов элементов малых и больших периодов.

Пример задания, рубежный контроль № 2: Произойдет ли осаждение сульфида кадмия, если к 1 л 0,1 н раствору нитрата кадмия прибавить такой же объем 0,01 н сульфида натрия, если  $\lambda_{\text{Cd}(\text{NO}_3)_2} = 75\%$ ;  $\lambda_{\text{Na}_2\text{S}} = 87\%$ ;  $\text{PP}_{\text{CdS}} = 7,1 \cdot 10^{-28}$ ?

Тест для рубежного контроля №3 (2 семестр)

1. Какой тип гибридизации в графите...  
А)  $sp^3$ .                      Б) нет гибридизации                      В)  $sp^2$ .
2. В результате какой реакции происходит выделение газа?  
А)  $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow$ .    Б)  $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow$ .    В)  $2\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow$ .
3. Какое вещество не рассматривается как оксид?  
А)  $\text{CO}$ .                      Б)  $\text{N}_2\text{O}$ .                      В)  $\text{H}_2\text{O}$ .                      Г)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .
4. Какой из минералов представляет природный оксид алюминия?  
А) Корунд                      Б) Карборунд.                      В) Карналлит.
5. При пропускании сероводорода через водный раствор сульфата алюминия выпадает осадок...  
А) Гидроксида алюминия.                      Б) Сульфида алюминия.    С) Осадка нет
6. Какая из реакций не сопровождается выделением водорода?  
А)  $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow$ .    Б)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ .                      В)  $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ .
7. Больше всего углерода содержится...

- А) В чугуна. Б) Высокоуглеродистой стали. В) Легированной стали.
8. Фенолфталеин в кислой среде...  
 А) Красный. Б) **Бесцветный.** В) Малиновый.
9. С какими из перечисленных веществ водород реагирует самопроизвольно при комнатной температуре?  
 А) Медь. Б) Кислород. В) Хлор. Г) **Фтор.** Д) Сера
10. Химическая формула теллурида алюминия...  
 А)  $AlTe_2$  Б)  $Al_2Te$  В)  **$Al_3Te_2$ .**
11. В какой из приведенных пар происходит скачкообразное изменение свойств от первого элемента ко второму?  
 А) Na, Mg. Б) **Ne, Na.** В) Li, Na.
12. При нагревании хлорида аммония с твердой щелочью происходит...  
 А) **Изменение валентности азота**  
 Б). Изменение степени окисления азота  
 В) Изменение валентности и степени окисления.
13. Заряд одного моля электронов равен...  
 А)  $6,02 \cdot 10^{23}$  Кл. Б)  $1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл. В) **96500 Кл.**
14. Выберите пары ионов, которые могут совместно находиться в растворе?  
 А)  $Zn^{2+}$  и  $PO_4^{3-}$ . Б)  **$K^+$  и  $SO_4^{2-}$ .** В)  $Al^{3+}$  и  $CO_3^{2-}$
15. Какое основание наиболее сильное?  
 А) NaOH. Б) KOH. В) **RbOH** Г) LiOH
16. Возможно ли получить гидроксид серебра по реакции?  
 $AgNO_3 + KOH \rightarrow AgOH + KNO_3?$   
 А) Да. Б) **Нет**
17. В каком случае применялась разбавленная кислота?  
 А)  **$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ .**  
 Б)  $Mg + 2H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ .  
 С)  $4Zn + 5H_2SO_4 \rightarrow 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O$ .
18. Какое вещество пропущено в цепочке превращений:  
 $K \rightarrow KOH \rightarrow \dots \rightarrow CO_2$   
 А)  $K_2O$  Б)  $KH$ . В)  $K_2CO_3$
19. Электронная формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  принадлежит атому...  
 А) Cr. Б) V. В) Mn.
20. В каком соединении хром проявляет низшую степень окисления?  
 А)  $Cr_2O_3$ . Б)  $H_2CrO_4$  В)  $K_2Cr_2O_7$ .

Примерный список вопросов к зачету  
 1 семестр

1. Основные химические законы.
2. Теория атома водорода по Бору. Первый и второй постулаты. Объяснение спектра водорода по Бору
3. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера для стационарных состояний. Граничная и узловая поверхности
4. Электронное строение атома. Уравнение Шредингера. Квантовые числа.
5. Многоэлектронный атом. Эффективный заряд, действующий на отдельный электрон. Диаграмма одноэлектронных уровней энергии. Принципы заполнения электронами АО: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Правило Клечковского. Электронные формулы.
6. Периодический закон. Периодически и не периодически изменяющиеся свойства химических элементов и их соединений.

7. Основные типы и характеристики химической связи. Взаимосвязь строения и свойств веществ.
8. Метод валентных связей МВС.
9. Метод молекулярных орбиталей – ММО-ЛКАО.  $\sigma$ - и  $\pi$ -молекулярные орбитали. Связывающие, несвязывающие, разрыхляющие МО
10. Газообразное состояние вещества
11. Жидкое состояние вещества
12. Твердое состояние вещества – кристаллическое и аморфное
13. Тепловой эффект химических реакций. Стандартное состояние. Закон Гесса.
14. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Направленность химических процессов.
15. Скорость химических реакций. Закон действия масс. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Энергия активации. Катализ.
16. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
17. Способы выражения концентрации растворов.
18. Свойства разбавленных растворов. Осмотическое давление. Закон Рауля.
19. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации Слабые и сильные электролиты. Константа диссоциации слабого электролита.
20. Строение молекулы воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды.
21. Гидролиз солей в водных растворах. Роль гидролиза в природе и технике.
22. Строение комплексных соединений. Типы комплексных соединений. Диссоциация комплексов в водных растворах. Константа устойчивости комплексных соединений.
23. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Коллоидные растворы. Строение коллоидной частицы. Основные свойства коллоидных систем
24. Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса.
25. Электрохимический потенциал. Стандартный водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста.
26. Электролиз. Законы Фарадея.
27. Строение комплексных соединений с позиции МВС
28. Основные положения теории кристаллического поля. Расщепление орбиталей ЦА в кристаллическом поле октаэдрического, тетраэдрического и квадратного комплексов.

## 2 семестр

1. Общая характеристика элементов VII группы главной подгруппы. Лабораторные и промышленные способы получения галогенов и их производных
2. Методы получения и физические свойства галогеноводородов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства, реакционная способность. Галогенидные ионы и их состояние в водных растворах
- 3.. Окислительно-восстановительные реакции галогенов и их соединений в водных растворах. Взаимодействие простых веществ с водой, кислыми и щелочными растворами. Окислительно-восстановительные свойства соединений.
4. Пероксиды водорода. Особенности строения молекулы. Физические и химические свойства. Характеристика кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Практическое применение. Важнейшие пероксиды.
5. Сера. Строение атома и валентные возможности серы. Аллотропные модификации серы. Параметры переходов одной модификации в другую. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Практическое применение и биологическое значение.
6. Сероводород. Строение молекулы. Физические свойства. Лабораторные методы получения. Химические свойства. Сероводородная кислота. Сульфиды металлов. Восстановительная характеристика сульфидов.
7. Диоксид серы. Физические свойства. Лабораторные способы получения. Химические свойства. Строение молекулы сернистой кислоты. Химические свойства сернистой кислоты. Окислительно-восстановительная характеристика сульфитов.

8. Азот. Физические свойства. Лабораторные способы получения. Химические свойства. Нитриды. Биологическое значение азота.
9. Аммиак. Особенности строения молекулы. Физические свойства. Лабораторное и промышленное получение аммиака. Химические свойства. Соли аммония.
10. Соединения азота с водородом. Гидроксил амин Физические и химические свойства.
11. Оксиды азота. Физические свойства. Методы получения оксидов азота. Химические свойства. Сравнительная характеристика оксидов азота по мере увеличения степени окисления азота.
12. Оксокислоты азота. Строение молекул. Физические и химические свойства. Промышленные и лабораторные методы получения. Особенности свойств разбавленной азотной кислоты в сравнении с другими кислотами. Нитриты и нитраты. Физические и химические свойства. Прикладное значение азотной кислоты и ее солей.
13. Фосфор. Строение и физические свойства аллотропных модификаций фосфора. Нахождение в природе. Получение белого фосфора в лаборатории. Меры безопасности при работе с белым фосфором.
14. Оксиды фосфора. Методы получения. Физические и химические свойства. Оксокислоты фосфора. Физические и химические свойства.
15. Мышьяк, сурьма, висмут. Физические и химические свойства простых веществ. Сравнительная характеристика свойств оксидов и гидроксидов.
16. Углерод. Нахождение в природе. Аллотропные модификации. Физические и химические свойства. Углеводороды. Карбиды металлов. Физические и химические свойства. Практическое применение углерода.
17. Оксиды углерода. Строение молекул. Физические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения. Химические свойства. Оксокислоты углерода. Карбонаты. Физические и химические свойства.
18. Кремний. Физические свойства. Получение. Химические свойства. Кварц и его модификации. Особенности строения физические и химические свойства. Кремниевые кислоты. Особенности химических свойств кремниевой кислоты. Силикаты.
19. Оксид и кислоты бора. Строение. Физические и химические свойства. Стеклование оксида бора. Мета - тетра - и ортобораты. Практическое значение бора и его соединений.
20. Алюминий. Строение электронной оболочки. Физические свойства. Нахождение в природе. Химические свойства алюминия.
21. Оксид и гидроксид алюминия. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Амфотерность. Алуминаты и гидроксоалуминаты. Механизм образования гидроксоалуминатов. Практическое применение оксида, гидроксида алюминия и их производных.
22. Магний. Физические свойства. Химические свойства простых веществ. Сравнительная характеристика свойств оксидов и гидроксидов.
23. Общая характеристика элементов второй группы главной подгруппы. Физические свойства. Химические свойства: простые вещества, пероксиды, оксиды, гидроксиды.
24. Общая характеристика элементов первой группы главной подгруппы. Нахождение в природе Физические свойства. Химические свойства: простые вещества, гидриды, пероксиды, оксиды, гидроксиды.
25. Общие свойства металлов.
26. Общая характеристика элементов подгруппы хрома (Cr, Mo, W). Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Нахождение в природе. Простые вещества: физические и химические свойства. Применение и получение.
27. Сравнительная характеристика соединений хрома с различными степенями окисления. Зависимость изменения кислотных и окислительно-восстановительных свойств от степени окисления. Хромовая кислота. Хроматы и дихроматы. Строение дихромат аниона. Характерные химические свойства хроматов и дихроматов. Практическое использование соединений хрома.

28. Соединения молибдена и вольфрама со степенью окисления +4, +6. Характер свойств. Сравнение свойств с соединениями хрома со степенью окисления +6.
29. Сравнительная характеристика соединений марганца с различными степенями окисления. Зависимость изменения кислотно-основных свойств от степени окисления. Марганцевая кислота. Окислительные свойства перманганат иона в различных средах.
30. Соединения железа со степенью окисления +2 и +3. физические и химические свойства. Характер изменения окислительно-восстановительных свойств. Устойчивые катионные и анионные формы. Гидролиз солей железа. Важнейшие комплексные соединения железа.
31. Соединения кобальта и никеля со степенью окисления +2. Физические и химические свойства оксидов и гидроксидов. Многообразие и устойчивость комплексных соединений. Особенности производных кобальта и никеля (III).
32. Важнейшие соединения меди (оксиды, гидроксиды, соли). Физические и химические свойства. Лабораторные методы получения. Сравнительная характеристика производных меди (I) и (II). Водные растворы соединений меди. Образование комплексов.
33. Важнейшие соединения серебра (оксиды, гидроксиды, соли). Физические и химические свойства. Лабораторные методы получения. Комплексные соединения серебра.
34. Методы синтеза простых веществ в лаборатории.
35. Методы получения оксидов в лаборатории.
36. Методы синтеза гидроксидов.
37. Методы синтеза солей и комплексных соединений.

#### Примерный список вопросов к экзамену

##### 1 семестр

1. Основные химические законы. Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии. Закон постоянства состава Пруста. Закон кратных отношений Дальтона. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и выводы из него. Химический эквивалент, закон эквивалентов.
2. Теория атома водорода по Бору. Первый и второй постулаты. Объяснение спектра водорода по Бору.
3. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера для стационарных состояний. Граничная и узловая поверхности.
4. Атом водорода. Квантовомеханическая модель атома. Волновое уравнение Шредингера. Решение уравнения Шредингера. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Смысл квантовых чисел. Радиальное и угловое распределение электронной плотности в атоме.
5. Многоэлектронный атом. Эффективный заряд, действующий на отдельный электрон. Диаграмма одноэлектронных уровней энергии. Принципы заполнения электронами АО: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Правило Клечковского. Электронные формулы.
6. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Радиоактивный распад ядер. Период полураспада. Константа радиоактивного распада. Ядерные реакции и превращение химических элементов. Правило сдвига.
7. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Элементы s -, p -, d -, f - семейств. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Вторичная и внутренняя периодичность.
8. Периодические и неперіодические изменяющиеся свойства атомов элементов. Изменение величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения электронных конфигураций атомов.

9. Развитие представлений о химической связи. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, валентный угол. Причины образования химической связи. Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Квантовомеханические методы ее трактовки.
10. Метод валентных связей МВС. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов разных атомов и донорно-акцепторный. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость.
11. Насыщенность ковалентной связи. Ковалентность атомов элементов I-го, II-го, III-го периодов, их максимальная ковалентность.
12. Направленность ковалентной связи. Гибридизация АО. Условия устойчивой гибридизации АО. Типы гибридизации и геометрия молекул.  $\delta$ -,  $\pi$ -,  $\sigma$ -связи. Кратность связи.
13. Полярность связей и полярность молекул в целом. Дипольный момент связи и молекулы. Поляризуемость ковалентной связи. Зависимость полярности связи от ее длины. Связи с избытком и дефицитом валентных электронов.
14. Метод молекулярных орбиталей – ММО-ЛКАО.  $\sigma$ - и  $\pi$ -молекулярные орбитали. Связывающие, несвязывающие, разрыхляющие МО. Принципы заполнения МО. Энергетические диаграммы и электронные формулы молекул. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Объяснение парамагнетизма кислорода.
15. Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образованные элементами II периода CO, NO. Сравнение методов МВС и ММО.
16. Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса /ориентационный, индукционный и дисперсионный эффекты/. Водородная связь, межмолекулярная и внутримолекулярная. Влияние водородной связи на свойства веществ, ее роль в биологических процессах.
17. Кластеры /на примере карбонил переходных элементов/.  $\pi$ -комплексы /не примере ферроцена/. Соединения включения. Супрамолекулярные соединения.
18. Понятие о зонной теории кристаллического состояния. Зона проводимости, валентная, запрещенная. Зонная структура диэлектриков /алмаз, хлорид натрия, оксид магния/, полупроводников /германий/, веществ с металлической проводимостью /металлы, оксид титана II, натрий-вольфрамовые бронзы/.
19. Ионная связь. Свойства ионной связи. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризующее действие ионов, их влияние на свойства веществ. Свойства веществ с ионным типом связей.
20. Основные типы атомных дефектов в кристаллах /разупорядочение типа Шоттки и Френкеля/. Нестехиометрические соединения. Бертоллиды и дальтониды. Диффузия при химических реакциях в твердых веществах.
21. Твердое состояние вещества – кристаллическое и аморфное. Идеальные кристаллы. Элементы симметрии кристалла: центр, ось, плотность симметрии. Кристаллические системы. Химическая связь в кристаллах. Энергия решетки ионного кристалла.
22. Системы. Системы открытые, закрытые, изолированные. Внутренняя энергия системы. Теплота, работа. I-ый закон термодинамики. Тепловые эффекты химических реакций. Энтальпия. Энтальпия образования химических соединений. Закон Гесса, следствия из него.
23. Понятие об энтропии. II-ой закон термодинамики. Изохорный и изобарный потенциалы. Энергия Гиббса как термодинамический критерий возможности самопроизвольного протекания процесса в закрытых системах. Зависимость изменения энергии Гиббса от температуры, давления, концентрации реагирующих веществ.
24. Скорость химических реакций, ее количественное выражение. Истинная и средняя скорость. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действия масс, его применение для гомогенных и гетерогенных систем.
25. Константа скорости химической реакции. Молекулярность и порядок реакции. Элементарные моно-, би- и тримолекулярные реакции. Размерность константы скорости реакции. Определение порядка реакции.

- 26 Необратимые и обратимые химические реакции. Условие обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия, ее связь с энергией Гиббса. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Фазовые равновесия.
27. Правило фаз Гиббса. Основные типы фазовых диаграмм двухкомпонентных систем: системы с неограниченной растворимостью, эвтектические системы, системы, включающие конгруэнтно и инконгруэнтно плавящиеся химические соединения.
28. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Уравнение Аррениуса. Опытное определение энергии активации.
29. Простой, ионный и радикальный механизмы химических реакций. Сложные процессы. Параллельные, последовательные, сопряженные и цепные реакции. Фотохимические реакции.
30. Понятие о катализе. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, автокатализ. Положительный и отрицательный катализ. Понятие об ингибиторах. Ферментативный катализ. Особенности каталитических реакций. Использование катализа в промышленности.
31. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества в процентах. Моляльная, молярная, молярная концентрация эквивалента, титр.
32. Коллигативные свойства молекулярных растворов. Понижение температура замерзания, повышение температуры кипения растворов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Рауля, Вант-Гоффа.
33. Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса и И.А. Каблукова. Механизм диссоциации веществ с разным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Энергетика процесса диссоциации.
34. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Истинная и кажущаяся степень ионизации. Понятие о коэффициенте активности. Понятие о теории сильных электролитов. Применение закона действия масс к процессу ионизации слабых электролитов. Константа ионизации. Смещение равновесия ионизации слабых электролитов.
35. Растворимость газов в жидкостях. Растворимость жидкостей в жидкости. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты.
36. Механизм процесса растворения. Сольватация /гидратация/ при растворении. Работы Д.И. Менделеева по теории растворов. Термодинамика процесса растворения.
37. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Водородный показатель рН. Водородный показатель биологических жидкостей. Индикаторы.
38. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный тип ионизации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах.
39. Протолитическая теория кислот и оснований. Основные положения теории Бренстеда-Лоури. Сопряженные кислоты и основания. Константа протолитического равновесия. Льюисовы кислоты и основания. Теория сольвосистем.
- Реакции в растворах электролитов /ионные реакции/. Механизм протекания реакций в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов.

40. Реакции в растворах электролитов /ионные реакции/. Механизм протекания реакций в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов. Правило Бертолле. Использование значений стандартных энтальпий и стандартных изобарных потенциалов для оценки направленности реакций.
41. Гидролиз солей. Разные случаи гидролиза. Реакция среды в водных растворах солей. Степень и константа гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Факторы, смещающие равновесия гидролиза
42. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворимости осадков.
43. Реакции, идущие с изменением степени окисления атомов элементов. Окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций: электронного баланса, ионно-электронный. Эквиваленты окислителей и восстановителей.
44. Комплексные соединения. Основы координационной теории Вернера. Вернеровская и современная номенклатура. Изомерия комплексных соединений, виды изомерии: координационная, ионизационная, связевая, гидратная, пространственная, оптическая.
45. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости – важнейшая характеристика комплексного соединения.
46. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Уравнение Нернста. Влияние pH, комплексообразования и образования малорастворимых соединений на величину потенциала.

## 2 семестр

1. Общая характеристика элементов VII группы главной подгруппы. Характеристика молекул  $\text{Hal}_2$ . Физические и химические свойства галогенов. Лабораторные и промышленные способы получения галогенов.
2. Сравнительная характеристика галогеноводородных соединений: энергетические характеристики, характер связи и электронное строение молекул  $\text{HNa1}$ . Методы получения и физические свойства галогеноводородов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства, реакционная способность. Галогенидные ионы и их состояние в водных растворах
3. Общая характеристика оксидов галогенов: Получение и химические свойства оксидов. Устойчивость оксидов. Особенности соединений фтора и йода с кислородом. Взаимодействие оксидов с водой. Оксокислоты.
4. Методы получения и химические свойства оксокислот галогенов. Сравнительная характеристика силы и окислительно-восстановительных свойств оксокислот и их производных.
5. Окислительно-восстановительные реакции галогенов и их соединений в водных растворах. Взаимодействие простых веществ с водой, кислыми и щелочными растворами. Окислительно-восстановительные свойства соединений.
6. Общая характеристика элементов VI группы главной подгруппы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Сравнительная характеристика валентных возможностей атомов и их степеней окисления. Простые вещества, цепочечные структуры, и характеристики молекул  $\text{X}_2$ .
7. Сравнительная характеристика водородных соединений. Энергетические характеристики, характер связи и строение молекул  $\text{H}_2\text{X}$ . Методы получения и основные химические свойства халькогеноводородов. Халькогенидные ионы и их состояние в водных растворах. Халькогениды металлов.
8. Кислород. Валентные возможности атома. Строение молекулы кислорода. Аллотропные видоизменения. Нахождение в природе. Физические и химические свойства кислоро-

- да. Оксиды, пероксиды, надпероксиды. Сравнительная характеристика свойств озона и кислорода.
9. Пероксиды водорода. Особенности строения молекулы. Физические и химические свойства. Характеристика кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Практическое применение. Важнейшие пероксиды.
  10. Сера. Строение атома и валентные возможности серы. Аллотропные модификации серы. Параметры переходов одной модификации в другую. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Практическое применение и биологическое значение.
  11. Сероводород. Строение молекулы. Физические свойства. Лабораторные и промышленные методы получения. Химические свойства. Сероводородная кислота. Сульфиды металлов. Восстановительная характеристика сульфидов.
  12. Соединения серы со степенью окисления +4. Диоксид серы. Строение молекулы. Физические свойства. Лабораторные и промышленные способы получения. Химические свойства. Строение молекулы сернистой кислоты. Химические свойства сернистой кислоты. Окислительно-восстановительная характеристика сульфитов.
  13. Соединения серы со степенью окисления +6. Триоксид серы. Строение молекулы. Физические и химические свойства. Строение молекулы серной кислоты. Физические и химические свойства серной кислоты.
  14. Оксокислоты серы: причины их многообразия, классификация, строение и химические свойства. Олеум. Практическое значение серной кислоты и сульфатов. Основные стадии промышленного получения серной кислоты.
  15. Селен, теллур, полоний. Физические свойства. Химические свойства основных соединений. Кислоты  $H_2XO_3$  и  $H_2XO_4$ : строение молекул, химические свойства, методы получения. Особенности селеновой и теллуровой кислот. Практическое использование селена, теллура и полония.
  16. Общая характеристика элементов V группы главной подгруппы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Особенности строения молекулы азота.
  17. Азот. Строение молекулы азота. Нахождение в природе. Физические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения. Химические свойства. Нитриды. Биологическое значение азота.
  18. Аммиак. Особенности строения молекулы. Физические свойства. Лабораторное и промышленное получение аммиака. Химические свойства. Соли аммония. Практическое значение аммиака.
  19. Соединения азота с водородом. Аммиакаты, амиды. Гидразин. Физические и химические свойства. Гидроксил амин, азотистая водородная кислота. Физические и химические свойства. Азиды.
  20. Оксиды азота. Формы существования, строение молекул. Физические свойства. Методы получения оксидов азота. Химические свойства. Сравнительная характеристика оксидов азота по мере увеличения степени окисления азота.
  21. Оксокислоты азота. Строение молекул. Физические и химические свойства. Промышленные и лабораторные методы получения. Особенности свойств разбавленной азотной кислоты в сравнении с другими кислотами. Нитриты и нитраты. Физические и химические свойства. Прикладное значение азотной кислоты и ее солей.
  22. Фосфор. Строение и физические свойства аллотропных модификаций фосфора. Нахождение в природе. Получение фосфора. Химические свойства. Фосфиды. Химические свойства фосфина в сравнении с аммиаком. Сравнительная характеристика галогенидов три и пента галогенидов фосфора. Биологическое значение фосфора.
  23. Оксиды фосфора. Методы получения. Физические и химические свойства. Оксокислоты фосфора. Физические и химические свойства. Особенности строения полифосфорных кислот. Фосфиты и фосфаты. Прикладное значение оксокислот и их солей.

24. Мышьяк, сурьма, висмут. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ. Сравнительная характеристика свойств оксидов и гидроксидов. Практическое применение.
25. Общая характеристика элементов IV группы главной подгруппы. Строение электронных оболочек атомов. Потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, аллотропия. Особенности строения кристаллических решеток.
26. Углерод. Нахождение в природе. Аллотропные модификации. Физические и химические свойства. Углеводороды. Карбиды металлов. Физические и химические свойства. Практическое применение углерода. Биологическая роль.
27. Оксиды углерода. Строение молекул. Физические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения. Химические свойства. Оксокислоты углерода. Карбонаты. Физические и химические свойства. Прикладное значение угольной кислоты и ее солей.
28. Кремний. Физические свойства. Получение. Химические свойства. Кварц и его модификации. Особенности строения физические и химические свойства. Кремниевые кислоты. Особенности химических свойств кремниевой кислоты. Силикаты.
29. Германий, олово, свинец. Нахождение в природе. Физические свойства простых веществ. Аллотропные модификации олова. Сравнительные свойства оксидов и гидроксидов. Соли олова и свинца. Их растворимость и гидролиз. Практическое применение германия, олова и свинца.
30. Бор. Строение электронной оболочки атома. Нахождение в природе. Физические свойства. Химические свойства: соединения с водородом, боран и диборан. Формы и строение молекул. Методы получения боранов. Физические и химические свойства боранов.
31. Оксид и кислоты бора. Строение. Физические и химические свойства. Стеклование оксида бора. Мета - тетра - и ортобораты. Практическое значение бора и его соединений.
32. Алюминий. Строение электронной оболочки. Физические свойства. Нахождение в природе. Химические свойства алюминия. Оксид алюминия: физические и химические свойства. Аллюминаты. Получение алюминия. Практическое значение.
33. Оксид и гидроксид алюминия. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Амфотерность. Аллюминаты и гидроксоаллюминаты. Механизм образования гидроксоаллюминатов. Практическое применение оксида, гидроксида алюминия и их производных.
34. Галлий, Индий, Таллий. Физические свойства. Химические свойства простых веществ. Сравнительная характеристика свойств оксидов и гидроксидов галлия, индия, таллия. Соединения галлия в степени окисления +1. Практическое применение галлия, индия, таллия.
35. Бериллий. Магний. Строение электронных оболочек атомов. Нахождение в природе. Физические свойства. Химические свойства простых веществ. Сравнительная характеристика свойств оксидов и гидроксидов. Получение. Практическое применение бериллия, магния и их соединений.
36. Общая характеристика элементов второй группы главной подгруппы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Нахождение в природе. Физические свойства. Химические свойства: простые вещества, пероксиды, оксиды, гидроксиды. Изменение основных свойств. Практическое значение.
37. Общая характеристика элементов первой группы главной подгруппы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Нахождение в природе. Физические свойства. Химические свойства: простые вещества, гидриды, пероксиды, оксиды, гидроксиды. Особенности оксида и гидроксида лития. Практическое значение. Биологическая роль ионов натрия и калия.
38. Особенности строения d и f элементов. Орбитальные радиусы, энергии ионизации, сродство к электрону. Вторичная периодичность. Отличия от элементов главных подгрупп. Закономерности изменения физических и химических свойств в периодах и подгруппах. Изменение свойств соединений по мере изменения степеней окисления.

39. Общая характеристика элементов скандия, иттрия, лантана. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ. Сравнительная характеристика свойств оксидов и гидроксидов. Получение и практическое значение.
40. Общая характеристика лантаноидов. Особенности строения атомов элементов. Понятие лантаноидного сжатия. Нахождение в природе. Общие физические и химические свойства. Особенности соединений церия. Общие способы получения и практические значение.
41. Общая характеристика элементов подгруппы титана (Ti, Zr, Hf). Нахождение в природе. Физические свойства. Сравнительная характеристика свойств простых веществ. Получение и практическое значение. Важнейшие титановые сплавы.
42. Соединения титана со степенями окисления, +4, +3, +2. Особенности оксидов титана. Фазы Магнели. Особенности соединений  $TiNa_4$ . Изменение характера свойств соединений титана, с увеличением степени окисления. Практическое применение оксида титана (IV).
43. Сравнительная характеристика соединений (оксидов гидроксидов, галогенидов) циркония и гафния. Важнейшие соединения циркония. Практическое применение бадделеита и циркона.
44. Общая характеристика элементов подгруппы ванадия (V, Nb, Ta). Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ. Получение и практическое значение. Кластерные соединения ниобия и тантала.
45. Сравнительная характеристика соединений ванадия (оксиды и гидроксиды) с различными степенями окисления. Характер изменения кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Особенности химических свойств гидридов ванадия.
46. Общая характеристика элементов подгруппы хрома (Cr, Mo, W). Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Нахождение в природе. Простые вещества: физические и химические свойства. Применение и получение.
47. Сравнительная характеристика соединений хрома с различными степенями окисления. Зависимость изменения кислотных и окислительно-восстановительных свойств от степени окисления. Хромовая кислота. Хроматы и дихроматы. Строение дихромат аниона. Характерные химические свойства хроматов и дихроматов. Практическое использование соединений хрома.
48. Соединения молибдена и вольфрама со степенью окисления +4, +6. Характер свойств. Сравнение свойств с соединениями хрома со степенью окисления +6. Практическое использование соединений молибдена и вольфрама.
49. Общая характеристика элементов подгруппы марганца (Mn, Tc, Re). Строение атомов, степеней окисления. Нахождение в природе. Простые вещества: физические и химические свойства. Применение и получение. Особенности технеция.
50. Сравнительная характеристика соединений марганца с различными степенями окисления. Зависимость изменения кислотно-основных свойств от степени окисления. Марганцевая кислота. Окислительные свойства перманганат иона в различных средах.
51. Соединения технеция и рения со степенями окисления +4, +7. Сравнительная характеристика. Сравнительная характеристика окислительных свойств производных технеция и рения (VII) с производными марганца (VII).3
52. Железо, кобальт никель. Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Нахождение в природе. Простые вещества: физические и химические свойства. Современные применения металлов триады железа и сплавов на их основе. Черная металлургия. Биологическая роль железа и кобальта.
53. Соединения железа со степенью окисления +2 и +3. физические и химические свойства. Характер изменения окислительно-восстановительных свойств. Устойчивые катионные и анионные формы. Гидролиз солей железа. Важнейшие комплексные соединения железа.

54. Соединения кобальта и никеля со степенью окисления +2. Физические и химические свойства оксидов и гидроксидов. Многообразие и устойчивость комплексных соединений. Особенности производных кобальта и никеля (III).
55. Общая характеристика платиновых металлов (Ru, Rh, Pd). Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ. Особенности оксидов рутения и их производных. Получение и практическое применение платиновых металлов и их соединений.
56. Платина. Строение атома. Нахождение в природе. Получение. Физические и химические свойства. Особенности существования в водных растворах. Важнейшие комплексные соединения платины. Практическое использование платины и ее соединений.
57. Общая характеристика элементов подгруппы меди (Cu, Ag, Au). Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Нахождение в природе. Простые вещества: физические и химические свойства. Перевод золота в водный раствор. Применение и получение. Важнейшие сплавы на основе меди.
58. Важнейшие соединения меди (оксиды, гидроксиды, соли). Физические и химические свойства. Лабораторные методы получения. Сравнительная характеристика производных меди (I) и (II)/ Водные растворы соединений меди. Образование комплексов.
59. Важнейшие соединения серебра и золота (оксиды, гидроксиды, соли). Физические и химические свойства. Лабораторные методы получения. Перевод золота в раствор. Особенности существования ионов золота в растворе. Комплексные соединения серебра и золота.
60. Общая характеристика элементов подгруппы цинка (Zn, Cd, Hg). Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Нахождение в природе. Простые вещества: физические и химические свойства. Изменение восстановительной активности. Применение и получение.
61. Важнейшие соединения цинка, кадмия и ртути (оксиды, гидроксиды, соли). Физические и химические свойства. Амфотерность соединений цинка. Характер изменения основных свойств от цинка к ртути. Особенности галогенидов ртути (I). Практическое использование соединений цинка, кадмия и ртути.
62. благородные газы. Особенности строения электронных оболочек атомов, их валентные возможности. Содержание в атмосфере Сравнительная характеристика физических свойств. Общие способы получения. Соединения ксенона (фториды, оксофториды, оксо-кислоты). Получение и химические свойства. Зависимость характера свойств от степени окисления. Практическое использование инертных газов.
63. Водород. Строение атома. Изотопы водорода. Нахождение в природе. Промышленные и лабораторные способы получения водорода. Физические и химические свойства простого вещества. Растворение водорода в металлах. Ковалентные соединения водорода. Ионы  $H^+$  и  $H^-$ , их взаимодействие с водой.
64. Химическая эволюция материи. Эволюция химических систем.

### 6.5. Фонд оценочных средств

Полный банк заданий для текущего, рубежных контролей и промежуточной аттестации по дисциплине, показатели, критерии, шкалы оценивания компетенций, методические материалы, определяющие процедуры оценивания образовательных результатов, приведены в учебно-методическом комплексе дисциплины.

## 7. ОСНОВНАЯ И ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА

### 7.1. Основная учебная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2001. 743с.
  2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2002. 526с.
  3. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия. М.: Мир, 1969. Ч. 1-3.
  4. Суворов А.В., Никольский А.В. Общая химия: Учеб. для вузов. Спб.: Химия, 1997. 624с.
  5. Неорганическая химия: учебное пособие [Электронный ресурс] / И.В. Богомолова. – М.: Альфа-М: ИНФРА-М, 2009. - 336 с.: ил.; 60х90 1/16. - (ПРОФИль). (переплет) – режим доступа: <http://znanium.com> ISBN 978-5-98281-187-5
  6. Неорганическая химия: Учебное пособие [Электронный ресурс] / Богомолова И.В. - М.: Альфа-М, ИНФРА-М, 2016. - 336 с.: 60х90 1/16. - (ПРОФИль) (Переплёт) – режим доступа <http://znanium.com> ISBN 978-5-98281-187-5
  7. Химические свойства неорганических веществ: Учебное пособие [Электронный ресурс] / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева; Под ред. Р.А. Лидина. - 6-е изд., стер. – М.: АРГАМАК-МЕДИА: НИЦ ИНФРА-М, 2014. - 480 с.: 60х90 1/16. (переплет) режим доступа: <http://znanium.com> ISBN 978-5-00024-015-1
  8. Неорганическая химия: учебное пособие [Электронный ресурс] / И.В. Богомолова. – М.: Альфа-М: ИНФРА-М, 2009. - 336 с.: ил.; 60х90 1/16. - (ПРОФИль). (переплет) – режим доступа: [http://znanium.com/ISBN 978-5-98281-187-5.html](http://znanium.com/ISBN%20978-5-98281-187-5.html)
  9. Неорганическая химия: Учебное пособие [Электронный ресурс] / Богомолова И.В. - М.: Альфа-М, ИНФРА-М, 2016. - 336 с.: 60х90 1/16. - (ПРОФИль) (Переплёт) – режим доступа [http://znanium.com/ISBN 978-5-98281-187-5.html](http://znanium.com/ISBN%20978-5-98281-187-5.html)
  10. Химические свойства неорганических веществ: Учебное пособие [Электронный ресурс] / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева; Под ред. Р.А. Лидина. - 6-е изд., стер. – М.: АРГАМАК-МЕДИА: НИЦ ИНФРА-М, 2014. - 480 с.: 60х90 1/16. (переплет) режим доступа: [http://znanium.co/ISBN 978-5-00024-015-1.html](http://znanium.co/ISBN%20978-5-00024-015-1.html)
- Добавить в список дополнительной литературы (пункт 7.2.) следующие источники:
11. Тоуб, М. Механизмы неорганических реакций [Электронный ресурс] / М. Тоуб, Дж. Берджесс ; пер. с англ. - Эл. изд. - М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2012. - 678 с.: ил. - ) – режим доступа: [http://znanium.com/ISBN 978-5-9963-0975-7.html](http://znanium.com/ISBN%20978-5-9963-0975-7.html)

### 7.2. Дополнительная учебная литература

1. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. М.: Изд-во Моск. ун-та, 1991, 1994. Ч. 1, 2.
2. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. 3-е изд. М.: Химия, 1994. 588с.
3. Тоуб, М. Механизмы неорганических реакций [Электронный ресурс] / М. Тоуб, Дж. Берджесс ; пер. с англ. - Эл. изд. - М. : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2012. - 678 с.: ил. - ) – режим доступа: <http://znanium.com> ISBN 978-5-9963-0975-7.
4. Третьяков Ю.Д. и др. Неорганическая химия. Химия элементов : Учебник для вузов : в 2 кн. Кн. 1. / Ю.Д. Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе. М. : Химия 2001. 472 с. : ил.
5. . Третьяков Ю.Д. и др. Неорганическая химия. Химия элементов : Учебник для вузов : в 2 кн. . Кн. 2 / Ю.Д. Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе. М. : Химия 2001. 472 с. : ил.

## 8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

1. Бубнова Л.А. Камаев Д.Н. Неорганическая химия / Методические указания к выполнению лабораторных работ, ч. 1. Работы 1–3а ».– Курган: КГУ 2014. – 31 с
2. Бубнова Л.А. Камаев Д.Н. Неорганическая химия / Методические указания к выполнению лабораторных работ, ч. 1. Работы 3–5 ».– Курган: КГУ 2015. – 31 с
3. Бубнова Л.А. Камаев Д.Н. Неорганическая химия / Методические указания к выполнению лабораторных работ, ч. 1. Работы 6-7 ».– Курган: КГУ 2015. – 31 с
4. Бубнова Л.А. Камаев Д.Н. Неорганическая химия / Методические указания к выполнению лабораторных работ, ч. 1. Работы 8–9».– Курган: КГУ 2016. – 31 с
5. Иванцова Г.В., Иванова Т.А. Справочные таблицы к лабораторным, практическим работам и для самостоятельной подготовки по курсу «Химия». – Курган: КГУ, 2000.–35 с.
6. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие. 3-е изд, перераб. и доп.- М.: Высш. шк., 1999. 368с.
7. Витинг Л.М., Резницкий Л.А. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие. - 3-е изд.- М.: Изд-во МГУ, 1995. 221с.
5. Руководство по неорганическому синтезу: Учеб. пособие /И.Г. Горичев, Б.Е. Зайцев, Н.А. Киприянов и др.- 3-е изд., перераб. и доп.- М.: Химия, 1997. 320с.
8. Аликберова Л.Ю., Лидин Р.А., Молочко В.А., Логинова Г.П., Практикум по общей и неорганической химии : Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений, - М. : Гуманит. Изд. центр ВЛАДОС, 2004. – 320 с. : ил.
9. Лидин Р.А. Задачи по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева : под ред. Р.А.Лидина. – М.: Гуманит. Изд. центр ВЛАДОС, 2004. – 383с.
10. Задачи и упражнения по общей химии: Учеб. пособие / Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышева и др.; под ред. В.Н.Коровина. – 2-е изд.,испр. – М.: Высш. шк., 2004. – 255 с.ил.
11. Сборник методических материалов для студентов, обучающихся по специальности Химия. для государственных университетов в 3-х частях. М.: МГУ. 2002.
12. Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Под ред.Б.Д.Степина. М. : Гуманит. изд. центр ВЛАДОС, 2003. – 336 с. ил.

## 9. РЕСУРСЫ СЕТИ «ИНТЕРНЕТ», НЕОБХОДИМЫЕ ДЛЯ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

№	Интернет-ресурс	Краткое описание
1	<a href="http://www.chem.msu.ru/">http://www.chem.msu.ru/</a>	Портал фундаментального химического образования
2	<a href="http://chemanalytica.com/">http://chemanalytica.com/</a>	Научно-популярный химический портал
3	<a href="http://chemister.ru/">http://chemister.ru/</a>	Сайт по неорганическому и органическому синтезу и литературным источникам по синтезу веществ, токсикологии фармакологии
4	<a href="http://www.alhimikov.net/elektronbuch/menu.html">http://www.alhimikov.net/elektronbuch/menu.html</a>	Интерактивный мультимедийный учебник по неорганической химии
5	<a href="http://www.xumuk.ru/nekrasov/">http://www.xumuk.ru/nekrasov/</a>	Учебник неорганической химии
6	<a href="http://elibrary.ru/defaultx.asp">http://elibrary.ru/defaultx.asp</a>	Научная электронная библиотека ELIBRARY.RU

7	<a href="http://window.edu.ru/unilib">http://window.edu.ru/unilib</a>	ЕДИНОЕ ОКНО доступа к электронным библиотекам вузов России.
8	<a href="http://biblioclub.ru">http://biblioclub.ru</a>	Университетская библиотека ONLINE.
9	<a href="http://znanium.com">http://znanium.com</a>	Электронно-библиотечная система «znanium.com»
10	<a href="http://virtuallib.intuit.ru">http://virtuallib.intuit.ru</a>	Виртуальная библиотека «ИНТУ-ИТ»

## **10. ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ, ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ СПРАВОЧНЫЕ СИСТЕМЫ**

При чтении лекций используются слайдовые презентации. К операционной системе и программному обеспечению компьютера, используемого при показе слайдовых презентаций, предъявляются минимальные требования.

1. ЭБС «Лань» 2. ЭБС «Консультант студента» 3. ЭБС «Znanium.com» 4. «Гарант» – справочно-правовая система

## **11. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ**

Материально-техническое обеспечение по реализации дисциплины осуществляется в соответствии с требованиями ФГОС ВО по данной образовательной программе.

## **12. Для студентов, обучающихся с использованием дистанционных образовательных технологий**

При использовании электронного обучения и дистанционных образовательных технологий (далее ЭО и ДОТ) занятия полностью или частично проводятся в режиме онлайн. Объем дисциплины и распределение нагрузки по видам работ соответствует п. 4.1. Распределение баллов соответствует п. 6.2 либо может быть изменено в соответствии с решением кафедры, в случае перехода на ЭО и ДОТ в процессе обучения. Решение кафедры об используемых технологиях и системе оценивания достижений обучающихся принимается с учетом мнения ведущего преподавателя и доводится до сведения обучающихся.

Аннотация к рабочей программе дисциплины  
«Неорганическая химия»  
образовательной программы высшего образования – программы специалитета  
04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия  
Направленность (профиль): Аналитическая химия

Общая трудоемкость изучения дисциплины составляет 17 зачетных единиц (612 час.)

Семестр: 1,2 (очная форма обучения),

Форма промежуточной аттестации: 1 семестр – зачет, экзамен, 2 – семестр зачет, экзамен

Содержание дисциплины

Основные фундаментальные законы химии, основы: номенклатуры и классификации химических веществ, строения вещества, химической термодинамики, кинетики химических реакций, строения растворов, координационных соединений, окислительно-восстановительные реакции, химия элементов.

**ЛИСТ**  
**регистрации изменений (дополнений) в рабочую программу**  
**учебной дисциплины**  
**«Неорганическая химия»**  
**Изменения / дополнения в рабочую программу**  
**на 20\_\_ / 20\_\_ учебный год:**

---

---

---

---

---

---

Ответственный преподаватель \_\_\_\_\_ / Ф.И.О. \_\_\_\_\_ /

Изменения утверждены на заседании кафедры «\_\_» \_\_\_\_\_ 20\_\_ г.,  
Протокол № \_\_\_\_\_

Заведующий кафедрой \_\_\_\_\_ «\_\_» \_\_\_\_\_ 20\_\_ г.

**Изменения / дополнения в рабочую программу**  
**на 20\_\_ / 20\_\_ учебный год:**

---

---

---

---

---

---

Ответственный преподаватель \_\_\_\_\_ / Ф.И.О. \_\_\_\_\_ /

Изменения утверждены на заседании кафедры «\_\_» \_\_\_\_\_ 20\_\_ г.,  
Протокол № \_\_\_\_\_

Заведующий кафедрой \_\_\_\_\_ «\_\_» \_\_\_\_\_ 20\_\_ г.