

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Ярославский государственный университет им. П.Г. Демидова

Институт фундаментальной и прикладной химии

УТВЕРЖДАЮ

Декан факультета биологии и экологии



О.А. Маракаев
«19» мая 2023 г.

Рабочая программа
«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки
04.03.01 Химия

Направленность (профиль)
«Медицинская и фармацевтическая химия»

Форма обучения
очная

Программа одобрена
на заседании института
протокол № 7 от «17» апреля 2023 года

Программа одобрена
НМК факультета биологии и экологии
протокол № 8 от «28» апреля 2023 года

Ярославль

1. Цели освоения дисциплины

Цели освоения дисциплины:

- показать место и роль химии в системе естественных наук, познакомить с наиболее общими и существенными положениями современной химии;
- дать систематические знания по неорганической химии;
- овладеть основными закономерностями взаимосвязи между строением и химическими свойствами веществ, протекания химических реакций, структурой химических соединений и их биологической активностью;
- научиться прогнозировать превращения неорганических соединений на основе законов химии и типичных свойств и реакций этих соединений.

Задачи дисциплины:

- изучение современных представлений о строении вещества, о зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их элементов в Периодической системе и характера химической связи;
- изучение природы химических реакций, используемых в производстве химических веществ и материалов, кинетического и термодинамического подходов к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к обязательной части блока 1 дисциплин учебного плана (код в учебном плане Б1.О.07).

Для освоения данной дисциплины студенты должны овладеть навыками химического эксперимента, знать, согласно стандарту, следующие основные вопросы: строение вещества, периодическую систему химических элементов, химическую связь, химическую термодинамику, кинетику и механизм химических реакций, реакционную способность веществ, кислотно-основное равновесие, конденсированное состояние вещества, основы химии твердого тела, окислительно-восстановительные процессы, электролиз и коррозию, химические свойства элементов и их соединений, уметь решать задачи по рассмотренным темам.

Полученные в курсе «Общая и неорганическая химия» знания необходимы для изучения последующих дисциплин химического направления, а также для продолжения обучения в магистратуре по направлению «Физико-органическая и фармацевтическая химия».

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих элементов компетенций в соответствии с ФГОС ВО, ООП ВО и приобретения следующих знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности:

Формируемая компетенция (код и формулировка)	Индикатор достижения компетенции (код и формулировка)	Перечень планируемых результатов обучения
Универсальные компетенции		
УК-6 Способен управлять своим временем, выстраивать и реализовывать траекторию саморазвития на основе принципов образования в течение всей жизни.	УК-6.1 Использует инструменты и методы управления временем при выполнении конкретных задач, проектов, при достижении поставленных целей.	Знать: – комплекс методик, направленных на выработку навыков по эффективной организации времени при выполнении химических задач, проектов. Уметь: – расставлять выполнение задач по приоритетности, своевременно реализовать все имеющиеся идеи. Владеть навыками: – управления временем, сочетанием процессов, инструментов, техники и методов, оптимальным набором критериев для успешного планирования реализации проекта с учётом временных, личностных, ситуативных ресурсов.
УК-8 Способен создавать и поддерживать в повседневной жизни и в профессиональной деятельности безопасные условия жизнедеятельности для сохранения природной среды, обеспечения устойчивого развития общества, в том числе при угрозе и возникновении чрезвычайных ситуаций и военных конфликтов.	УК-8.3 Выявляет проблемы, связанные с нарушениями техники безопасности на рабочем месте; предлагает мероприятия по предотвращению чрезвычайных ситуаций.	Знать: – правила и нормы природопользования и экологической безопасности; принципы и методы экологического контроля и экологического регулирования. Уметь: – осуществлять оценку безопасности на рабочем месте проводимого химического эксперимента. Владеть навыками: – анализа и прогноза экологических последствий различных видов профессиональной деятельности; определения причин возникновения экологических аварий и катастроф.
Общепрофессиональные компетенции		
ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений.	ОПК-1.1 Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов.	Знать: – способы постановки цели и выбора путей ее достижения; – методы математической обработки информации, теоретического и экспериментального исследования. Уметь: – обобщать, анализировать, систематизировать информацию, ставить цель и выбирать оптимальные пути ее достижения. Владеть навыками: – применения основных методов математической обработки информации, теоретического и экспериментального химического материала, представления материала в виде кратких отчетов и презентаций.

	ОПК-1.2 Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии.	Знать: – основные теоретические вопросы общей химии, основные понятия в химии, традиционные и новые разделы общей и неорганической химии. Уметь: – обрабатывать и интерпретировать полученные результаты. Владеть навыками: – использования современного справочного материала, сравнительного анализа теоретического материала и экспериментальной химии.
	ОПК-1.3 Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.	Знать: – основные законы и понятия в общей и неорганической химии, возможности протекания химических реакций. Уметь: – проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников. Владеть навыками: – поиска различных видов химической информации, составления выводов по результатам анализа и по литературным источникам.
ОПК-2 Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием.	ОПК-2.1 Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности.	Знать: – нормы и правила техники безопасности для химических лабораторий и производственных помещений. Уметь: – реализовать нормы и правила техники безопасности в лабораторных и технологических условиях. Владеть навыками: – безопасной организации научной и производственной деятельности в химических лабораториях и технологических помещениях.
	ОПК-2.2 Проводит синтез веществ и материалов разной природы с использованием имеющихся методик и материалов с использованием серийного научного оборудования.	Знать: – сущность основных научных концепций в области химии; – современную аппаратуру для проведения синтетических исследований. Уметь: – проводить эксперименты по синтезу веществ разной природы с использованием имеющихся методик и материалов с применением серийного научного оборудования. Владеть навыками: – сбора установок для проведения неорганического синтеза, методами подготовки необходимых количественных расчетов по реализации синтетических процессов.

	<p>ОПК-2.3 Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе.</p>	<p>Знать: – основные химические законы и состав различных веществ; понятие о растворах и растворимости, способы выражения концентрации растворов; Уметь: – объяснять химические термины и понятия в неорганической химии; – реализовывать знания химических законов в профессиональной деятельности. Владеть навыками: – работы с исследуемыми веществами различного химического состава; – выполнения стандартных операций по предлагаемым методикам; – проведения химических реакций с образованием осадков, слабых электролитов, малодиссоциируемых соединений.</p>
	<p>ОПК-2.4 Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.</p>	<p>Знать: – сущность основных научных концепций в области неорганической химии; – современную аппаратуру для проведения научных исследований. Уметь: – проводить эксперименты на определение pH растворов кислот и оснований; на устойчивость комплексного соединения, проведение реакций обменного типа, нейтрализации, окислительно-восстановительных, на химические свойства элементов и их соединений с использованием серийного научного оборудования. Владеть навыками: – работы на современном аналитическом оборудовании, сбора установок для проведения неорганического синтеза, выполнения необходимых количественных расчетов.</p>
<p>ОПК-3 Способен применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники.</p>	<p>ОПК-3.1 Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности.</p>	<p>Знать: – расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов, теоретические и полуэмпирические модели. Уметь: – использовать основные физико-химические, математические и др. естественнонаучные понятия и методы при реализации теоретических и полуэмпирических моделей при решении задач химической направленности. Владеть навыками: – применения расчетно-теоретических методов моделирования, методов статобработки результатов химического эксперимента при построении теоретических и полуэмпирических моделей.</p>

4. Объем, структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 16 зачетных единиц, 576 акад.ч.

№ п/п	Темы (разделы) дисциплины, их содержание	Семестр	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу студентов, и их трудоемкость (в академических часах)						Формы текущего контроля успеваемости Форма промежуточной аттестации (по семестрам) Формы ЭО и ДОТ (при наличии)
			Контактная работа					самостоятельная работа	
			лекции	практические	лабораторные	консультации	аттестационные испытания		
1	Введение. Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Предмет и задачи химии. Основные понятия и законы химии.	1	2		10	1		8	Задания по теме № 1 Тест для самопроверки № 1
	<i>в том числе с ЭО и ДОТ</i>							2	Тест для самопроверки № 1 <i>ЭУК в LMS Moodle</i>
2	Строение атома. Развитие представлений о строении атома. Волновая природа электрона. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах.	1	2	2		2		14	Задания по теме № 2
3	Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система элементов.	1	2	2		1		10	Задания по теме № 3
4	Химическая связь. Характеристики химической связи: энергия, длина, порядок и полярность. Ковалентная связь.	1	4	4	5	2		10	Задания по теме № 4 Самостоятельная работа № 1
5	Основы химии твердого тела.	1	2		10	1		5	
6	Конденсированное состояние вещества.	1	2	1	5	1		5	
7	Термодинамика.	1	4	2	15	1		5	Задания по теме № 7
8	Кинетика и механизм химических реакций.	1	4	2	15	1		8	Задания по теме № 8
9	Растворы.	1	6	2	15	1		10	Задания по теме № 9
10	Электрохимические процессы.	1	4	2	15	1		10	Задания по теме № 10
11	Комплексные соединения.	1	4	1	10	1		5	Задания по теме № 11 Самостоятельная работа № 2
						2	0,5	33,5	Экзамен
	Итого за 1 семестр		36	18	90	16	0,5	127,5	
	<i>в том числе с ЭО и ДОТ</i>							2	

12	Химия элементов. Водород-первый элемент Периодической системы.	2	2	1			3	
13	Элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, йод.	2	4	4	5	1	2	Задания по теме № 13
14	Элементы VIA группы: кислород, сера, селен, теллур.	2	4	4	10	1	5	Задания по теме № 14 Тест для самопроверки № 2
	<i>в том числе с ЭО и ДОТ</i>						2	Тест для самопроверки № 1 <i>ЭУК в LMS Moodle</i>
15	Элементы V A группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.	2	4	4	10	1	3	Задания по теме № 15 Самостоятельная работа № 3
16	Элементы IV A группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец.	2	2	2	5	1	3	Задания по теме № 16
17	Элементы III A группы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий.	2	2	2	5	1	3	Задания по теме № 17
18	Элементы II A группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий.	2	2	2	5	1	3	Задания по теме № 18
19	Элементы I A группы: щелочные металлы.	2	2	2			3	Задания по теме № 19 Самостоятельная работа № 4
20	Элементы VIII A группы: инертные газы.	2	1			1	5	Задания по теме № 20
21	Общие закономерности химии соединений в ряду Li – F.	2	2				2	Задания по теме № 21
22	Элементы IV Б группы: титан, цирконий, гафний.	2	2	2	5	1	5	Задания по теме № 22
23	Элементы V Б группы: ванадий, ниобий, тантал.	2	4	2	10	1	3	Задания по теме № 23
24	Элементы VI Б группы: хром, молибден, вольфрам.	2	2	2	5	1	2	Задания по теме № 24
25	Элементы VII Б группы: марганец, технеций, рений.	2	2	2	5	1	3	Задания по теме № 25
26	Элементы VIII Б группы: железо, кобальт, никель.	2	4	2	10	1	5	Задания по теме № 26
27	Элементы IB группы: медь, серебро, золото.	2	2	2	5	1	2	Задания по теме № 27 Самостоятельная работа № 5
28	Элементы IIB группы: цинк, кадмий, ртуть.	2	2	3	5	1	3	
29	Элементы подгруппы скандия (элементы IIIB группы). Лантаноиды.	2	2		5		5	
30	Актиний и актиноиды.	2	2			1	5	Самостоятельная работа № 6
						2	0,5	33,5 Экзамен
	Итого за 2 семестр		45	36	90	18	0,5	98,5
	<i>в том числе с ЭО и ДОТ</i>						2	
	ИТОГО		81	54	180	34	1	226
	<i>в том числе с ЭО и ДОТ</i>						4	

4.1. Информация о реализации дисциплины в форме практической подготовки

Информация о разделах дисциплины и видах учебных занятий, реализуемых в форме практической подготовки

№ п/п	Темы (разделы) дисциплины, их содержание	Семестр	Виды учебных занятий, включая самостоятельную работу студентов, и их трудоемкость (в академических часах)						Место проведения занятий в форме практической подготовки
			Контактная работа					самостоятельная работа	
			лекции	практические	лабораторные	консультации	аттестационные испытания		
1	Введение Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Предмет и задачи химии. Основные понятия и законы химии.	1			10				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
2	Строение атома. Развитие представлений о строении атома. Волновая природа электрона. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах.	1		2					Факультет биологии и экологии ЯрГУ
3	Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система элементов.	1		2					Факультет биологии и экологии ЯрГУ
4	Химическая связь. Характеристики химической связи: энергия, длина, порядок и полярность. Ковалентная связь.	1		4	5				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
5	Основы химии твердого тела.	1			10				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
6	Конденсированное состояние вещества.	1		1	5				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
7	Термодинамика.	1		2	15				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
8	Кинетика и механизм химических реакций.	1		2	15				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
9	Растворы.	1		2	15				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
10	Электрохимические процессы.	1		2	15				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
11	Комплексные соединения.	1		1	10				Факультет биологии и экологии ЯрГУ

12	Химия элементов. Водород-первый элемент Периодической системы.	2		1				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
13	Элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, йод.	2		4	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
14	Элементы VIA группы: кислород, сера, селен, теллур.	2		4	10			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
15	Элементы V A группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.	2		4	10			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
16	Элементы IV A группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец.	2		2	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
17	Элементы III A группы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий.	2		2	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
18	Элементы II A группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий.	2		2	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
19	Элементы I A группы: щелочные металлы.	2		1				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
20	Элементы VIII A группы: инертные газы.	2		1				Факультет биологии и экологии ЯрГУ
21	Элементы IV Б группы: титан, цирконий, гафний.	2		2	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
22	Элементы V Б группы: ванадий, ниобий, тантал.	2		2	10			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
23	Элементы VI Б группы: хром, молибден, вольфрам.	2		2	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
24	Элементы VII Б группы: марганец, технеций, рений.	2		2	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
25	Элементы VIII Б группы: железо, кобальт, никель.	2		2	10			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
26	Элементы IB группы: медь, серебро, золото.	2		2	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
27	Элементы IIB группы: цинк, кадмий, ртуть.	2		3	5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
28	Элементы подгруппы скандия (элементы IIIB группы). Лантаноиды.	2			5			Факультет биологии и экологии ЯрГУ
	ИТОГО			54	180			

Содержание разделов дисциплины
Общая и неорганическая химия (1-й семестр)

1. Введение.

1.1. Основные задачи современной общей и неорганической химии.

2. Строение атома.

2.1. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции: *s*-, *p*-, *d*- и *f*-орбитали.

2.2. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип Паули. Термы атомов. Правила Хунда. Орбитальный радиус и энергия ионизации атома, сродство к электрону и электроотрицательность.

3. Периодический закон.

- 3.1. Современная формулировка Периодического закона. Структура периодической системы и ее связь с электронной структурой атомов, закон Мозли.
- 3.2. Положение химического элемента в Периодической системе.
4. Химическая связь.
 - 4.1. Понятие о природе химической связи. Характеристики химической связи: энергия, длина, порядок и полярность. Ковалентная связь. Основные положения и недостатки метода валентной связи (ВС). Типы гибридизации атомных орбиталей и структура молекул. Метод Гиллеспи.
 - 4.2. Основные понятия о методе молекулярных орбиталей (МО). Метод МО ЛКАО.. Энергетические диаграммы простейших гетероядерных молекул (CO, HF, LiH, H₂O и т.д.).
 - 4.3. Межмолекулярное взаимодействие. Ван-дер-Ваальсовое и донорно-акцепторное межмолекулярное взаимодействие.
5. Основы теории твердого тела.
 - 5.1. Химическая связь и структура кристалла. Классификация дефектов: дефекты по Шоттки и Френкелю. Нестехиометрические соединения.
6. Конденсированное состояние вещества.
 - 6.1. Кристаллическое состояние вещества. Основные типы кристаллических структур (NaCl, CaF₂, ZnS, CaTiO₃ и т.д.).
7. Термодинамика.
 - 7.1. Энергетика химических процессов. Основные характеристики термодинамической системы. Тепловой эффект и теплота образования. Энтропия и свободная энергия Гиббса. Направленность химических процессов.
 - 7.2. Термохимия и ее закономерности.
8. Кинетика и механизм химических реакций
 - 8.1. Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции.
 - 8.2. Константа скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Цепные и колебательные реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Аутокатализ
 - 8.3. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.
9. Растворы.
 - 9.1. Представление об истинных и коллоидных растворах. Способы выражения состава растворов. Факторы, влияющие на растворимость.
 - 9.2. Осаждение труднорастворимых солей. Произведение растворимости.
 - 9.3. Фазовые равновесия. Основные понятия: компонент, фаза, степень свободы. Правило фаз. Диаграмма состояния воды.
 - 9.4. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов: давление насыщенного пара, понижение температуры замерзания (криоскопия), повышение температуры кипения (эбуллиоскопия).
 - 9.5. Кисотно-основное равновесие. Понятия "кислота" и "основание". Классическая теория Аррениуса и ее ограничения. Основные положения протолитической теории Бренстеда – Лоури.
 - 9.6. Гидролиз как частный случай кислотно-основного равновесия.
10. Электрохимические процессы.
 - 10.1. Электрохимические свойства растворов. Двойной электрический слой, электроды, гальваническая ячейка. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Окислительно-восстановительные реакции и их направление. Ряд напряжений. Уравнение Нернста.
 - 10.2. Электролиз. Электрохимические источники энергии. Коррозия как электрохимический процесс.
11. Комплексные соединения.

11. Основные понятия координационной химии. Номенклатура и изомерия комплексных соединений.

Химическая связь в комплексных соединениях.

11.2. Теории строения комплексных соединений. Достоинства и недостатки метода валентных связей (МВС). Теория кристаллического поля (ТКП). Метод молекулярных орбиталей (ММО).

Содержание разделов дисциплины Общая и неорганическая химия (2-й семестр)

12. Водород-первый элемент Периодической системы.

12.1. Изотопы водорода. Физические и химические свойства водорода. Получение, свойства и применение водорода.

13. Элементы VII A группы: фтор, хлор, бром, йод.

13.1. Общая характеристика галогенов. Получение галогенов. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, характерных степеней окисления атомов галогенов.

13.2. Особенности фтора. Строение молекул галогенов. Взаимодействие галогенов с металлами и неметаллами. Строение молекул галогеноводородов.

13.3. Закономерности в изменении кислотных и восстановительных свойств галогеноводородных кислот. Кислородные соединения галогенов. Закономерности в строении и свойствах оксидов. Способы получения.

13.4. Межгалогенные соединения (МГС). Применение МГС.

14. Элементы VI A группы: кислород, сера, селен, теллур

14.1. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации и сродства к электрону, характерных степеней окисления, электроотрицательности атомов. Отличительные свойства кислорода.

14.2. Озон. Озоныды. Схема энергетических уровней MO , особенности свойств молекулы O_2 и ионов O_2^+ и O_2^- .

14.3. Халькогениды. Водородные соединения.

14.4. Особое положение H_2O в ряду соединений H_2E . Пероксиды $H-O-O-H$, гидропероксиды $M-O-O-H$. Полисульфаны $H-(S_n)-H$.

14.4. Кислородные соединения серы. Оксиды халькогенов. Оксокислоты H_2SO_3 и H_2SO_4 : Строение, получение, окислительные и водоотнимающие свойства H_2SO_4 .

14.5. Строение, получение, свойства тиосульфата натрия.

14.6. Селен, теллур, полоний. Общая характеристика. Строение и свойства галогенидов серы, селена, теллура.

15. Элементы V A группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут

15.1. Общая характеристика элементов. Особые свойства азота.

15.2. Строение белого, красного и черного фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Закономерности в изменении физических и химических свойств простых веществ.

15.3. Особенности строения. Получение и свойства аммиака. 15.4. Сопоставление строения и свойств гидроксилamina NH_2OH и гидразина N_2H_4 Строение и свойства азотистоводородной кислоты.

15.5. Состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота. Получение оксидов азота. Схема MO .

15.6. Получение, сопоставление строения и свойств азотистой (HNO_2) и азотной (HNO_3) кислот: Окислительные свойства HNO_3 .

15.7. Особенности строения оксидов фосфора (III) и (V). Кислоты H_3PO_2 , H_3PO_3 , H_3PO_4 . Конденсированные фосфаты. Орто-, пиро-, мета-, полиметафосфаты.

15.8. Строение и свойства хлоридов (PCl_3 , PCl_5) и оксохлорида ($POCl_3$) фосфора. Соединения фосфора с азотом.

16. Элементы IV A группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец
- 16.1. Электронная конфигурация, размер атома, энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность. Особенности углерода. Алмаз, графит, карбин, фуллерены (C_{60} , C_{70} и т.д.) – полиморфные формы углерода. CO и CO_2 : получение, сопоставление строения. (Окислительно-восстановительные свойства CO и CO_2).
- 16.2. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ: взаимодействие с разбавленными и концентрированными растворами HCl, HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH, металлами, неметаллами.
- 16.3. Различие в реакционной способности углеводородов и силанов, хлоридов углерода (CCl_4) и кремния ($SiCl_4$).
- 16.4. Строение и свойства циановодорода, родановодорода и их производных.
17. Элементы III A группы: бор, алюминий, галлий, индий, таллий
- 17.1. Электронная конфигурация. Радиус и энергия ионизации атома бора.
- 17.2. Получение, особенности строения и свойства B_2O_3 и борных кислот.
- 17.3. Сопоставление строения и свойств боратов, карбонатов и нитратов металлов.
- 17.4. Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления атомов алюминия, галлия, индия, таллия.
- 17.5. Комплексные соединения алюминия. Гидрид алюминия и алюмогидриды.
18. Элементы II A группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий
- 18.1. Особое положение бериллия. Получение простых веществ из природных соединений.
- 18.2. Карбонаты бериллия и магния.
19. Элементы I A группы: щелочные металлы
- 19.1. Особое положение лития.
- 19.2. Закономерности в строении и свойствах основных типов соединений: оксидов, пероксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов.
20. Элементы VIII A группы: инертные газы.
- 20.1. Получение, строение, свойства инертных газов: температура фазовых переходов, растворимость в воде, клатраты, взаимодействие со фтором.
- 20.2. Синтез соединений инертных газов (Бартлетт). Строение, свойства фторидов ксенона XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 (взаимодействие с водой).
21. Общие закономерности химии соединений в ряду Li – F
- 21.1. Электронная структура атомов, орбитальные радиусы и энергии ионизации. Простые вещества, энергии атомизации и реакционная способность. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ.
- 21.2. Закономерности в изменении свойств оксидов и гидридов. Принципиальные отличия Li – F от их аналогов в соответствующих главных подгруппах периодической системы.
22. Элементы IV B группы: титан, цирконий, гафний
- 22.1. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов элементов IV A и IV B групп. Получение, применение и сопоставление физических и химических свойств простых веществ.
- 22.2. Комплексные соединения. Перекисные соединения титана. Применение соединений титана, циркония и гафния.
23. Элементы V B группы: ванадий, ниобий, тантал
- 23.1. Сопоставление атомов элементов VA и VB групп. Получение, применение, физические и химические свойства простых веществ.
- 23.2. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений ванадия в степенях окисления II-III-IV-V.
24. Элементы VI B группы: хром, молибден, вольфрам
- 24.1. Сопоставление атомов элементов VI B и VI A групп. Сравнение химических и физических свойств простых веществ. Их получение и применение.

24.2. Сопоставление строения и свойств высших оксидов ЭО_3 и кислот $\text{H}_2\text{ЭО}_4$. Сопоставление кислотно-основных, окислительно-восстановительных свойств соединений хрома в ряду Cr (VI) – Cr (III) – Cr (II).

25. Элементы VII Б группы: марганец, технеций, рений

25.1. Сравнительная характеристика атомов элементов VII А и VII Б групп. Физические и химические свойства, получение и применение простых веществ.

25.2. Сопоставление свойств соединений марганца с различными степенями окисления. Сравнение строения и свойств соединений Mn (VII) – Tc (VII) – Re (VII). Соединения рения в низших степенях окисления.

26. Элементы VIII Б группы

26.1. Элементы триады железа: железо, кобальт, никель. Получение, свойства простых веществ. Ферромагнетизм. Коррозия железа и пути ее предотвращения. Получение и сопоставление свойств соединений Fe (III) и Fe (VI). Карбонилы переходных элементов.

26.2 Элементы подгруппы платины: рутений, родий, палладий, осмий, иридий, платина. Закономерности в физических и химических свойствах простых веществ. Строение и свойства RuO_4 , OsO_4 .

27. Элементы IB группы: медь, серебро, золото.

27.1. Сопоставление атомов элементов I А и I Б групп. Физические, химические свойства, получение и применение простых веществ. Особенности соединений Cu (II). 27.2. Комплексные соединения (аммиакаты, цианиды, галогениды): координационные числа. Строение и свойства соединений элементов Cu, Ag, Au в высших степенях окисления. Высокотемпературные сверхпроводники на основе сложных оксидов меди.

28. Элементы II Б группы: цинк, кадмий, ртуть

28.1. Сопоставление атомов элементов подгруппы цинка и подгруппы щелочноземельных элементов. Получение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Строение и диспропорционирование соединений Hg_2^{2+} .

28.2. Комплексные соединения: аммиакаты, галогениды, цианиды, тиоцианаты. Применение цинка, кадмия, ртути и их соединений.

29. Элементы подгруппы скандия (элементы III Б группы). Лантаноиды.

29.1. Сравнение элементов подгруппы скандия и галлия. Лантаноидное сжатие.

29.2. Химические свойства элементов подгруппы скандия и лантанидов. Закономерности в строении и свойствах оксидов, гидроксидов. Сходство и различие химии элементов подгрупп скандия и щелочноземельных металлов (оксиды, гидроксиды, фториды).

29.3. Комплексные соединения: координационные числа, координационные полиэдры, устойчивость. Применение РЗЭ.

30. Актиний и актиноиды.

30.1. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел лантанидов и актинидов. Подгруппы тория и берклия.

30.2. Получение соединений Th (IV) и U (IV) и сопоставление их свойств с однотипными соединениями элементов IVБ подгруппы.

5. Образовательные технологии, в том числе технологии электронного обучения и дистанционные образовательные технологии, используемые при осуществлении образовательного процесса по дисциплине

В процессе обучения используются следующие образовательные технологии:

Вводная лекция – дает первое целостное представление о дисциплине и ориентирует студента в системе изучения данной дисциплины. Студенты знакомятся с назначением и задачами курса, его ролью и местом в системе учебных дисциплин и в системе подготовки в целом. Дается краткий обзор курса, история развития науки общей и неорганической химии, излагаются перспективные направления исследований. На этой лекции высказываются

методические и организационные особенности работы в рамках данной дисциплины, а также дается анализ рекомендуемой учебно-методической литературы.

Академическая лекция (или лекция общего курса) – последовательное изложение материала, осуществляемое преимущественно в виде монолога преподавателя с использованием химических формул и химических реакций. Требования к академической лекции: современный научный уровень и насыщенная информативность, убедительная аргументация, доступная и понятная речь, четкая структура и логика, наличие ярких примеров, научных доказательств, обоснований, фактов.

Практическое занятие – занятие, посвященное освоению конкретных умений и навыков и закреплению полученных на лекции знаний.

Лабораторное занятие – выполнение лабораторной работы обеспечивает закрепление полученных теоретических знаний, обеспечивает освоение навыков самостоятельной лабораторной работы. Формулировка выводов по полученным результатам учит умению анализировать и обобщать полученные экспериментальные данные, развивает логическое мышление.

Консультации – групповые занятия, являющиеся одной из форм контроля самостоятельной работы студентов.

В процессе обучения используются следующие технологии электронного обучения и дистанционные образовательные технологии:

Электронный учебный курс «Общая и неорганическая химия» в LMS Электронный университет Moodle ЯрГУ, в котором:

- представлены задания для самостоятельной работы обучающихся по темам дисциплины;
- осуществляется проведение отдельных мероприятий текущего контроля успеваемости студентов;
- представлены тексты лекций по отдельным темам дисциплины;
- представлены правила прохождения промежуточной аттестации по дисциплине;
- представлен список учебной литературы, рекомендуемой для освоения дисциплины;
- представлена информация о форме и времени проведения консультаций по дисциплине в режиме онлайн;

6. Перечень лицензионного и (или) свободно распространяемого программного обеспечения, используемого при осуществлении образовательного процесса по дисциплине

При осуществлении образовательного процесса используются:

- операционные системы семейства Microsoft Windows;
- программы Microsoft Office;
- программа Adobe Acrobat Reader;
- браузеры Mozilla Firefox, Google Chrome.

7. Перечень современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (при необходимости)

При осуществлении образовательного процесса по дисциплине используются:

1. Автоматизированная библиотечно-информационная система «БУКИ-NEXT»
http://www.lib.uniyar.ac.ru/opac/bk_cat_find.php
2. Электронно-библиотечная система «Юрайт» <https://www.urait.ru/>
3. Электронно-библиотечная система «Консультант Студента» <https://www.studentlibrary.ru/>

8. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (при необходимости), рекомендуемых для освоения дисциплины

а) основная литература

1. Общая и неорганическая химия : учебно-методическое пособие / Т.Н. Орлова, С.Н. Леднев; Яросл. гос. ун-т им. П.Г. Демидова. – Ярославль : ЯрГУ, 2019. – 67 с.
<http://www.lib.uniyar.ac.ru/edocs/iuni/20190301.pdf>
2. Индивидуальные контрольные задания по общей и неорганической химии: практикум для студентов, обучающихся по направлениям Химия, Биология /сост. Т.Н. Орлова, И.В. Волкова; Яросл. гос. ун-т. – Ярославль, ЯрГУ, 2015. – 61 с.
<http://www.lib.uniyar.ac.ru/edocs/iuni/20150308.pdf>
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для бакалавров / Н.Л.Глинка: под ред. В.А.Попкова, А.В. Бабкова. 19 издание переработанное и доп. – М.: Изд-во Юрайт, 2014. – 900 с. – Серия: Бакалавр, Базовый курс.
http://www.lib.uniyar.ac.ru/opac/bk_cat_card.php?rec_id=1509889&cat_cd=YARSU
4. Волкова И.В., Орлова Т.Н. Общая и неорганическая химия: Учебно-методические указания. – Ярославль: Изд-во ЯрГУ, 2011. – 76 с.
<http://www.lib.uniyar.ac.ru/edocs/iuni/20110311.pdf>
5. Волкова И.В., Орлова Т.Н. Метод. указания к проведению лабораторных работ: Учебно-методические указания. – Ярославль, ЯрГУ, 2009. – 51 с.
<http://www.lib.uniyar.ac.ru/edocs/iuni/20090302.pdf>
6. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для вузов/под ред. Ю.Д. Третьякова. – М., Академия, 2004. – 384 с.
http://www.lib.uniyar.ac.ru/opac/bk_cat_card.php?rec_id=365499&cat_cd=YARSU

б) дополнительная литература

1. Батаева, Е.В., Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Е.В. Батаева, А.А. Буданова ; под ред. С.Ф. Дунаева; МГУ. – 2-е изд., испр. – М., Академия, 2012. – 156 с. – http://www.lib.uniyar.ac.ru/opac/bk_cat_card.php?rec_id=1451418&cat_cd=YARSU
2. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т / под ред. Ю.Д. Третьякова; М-во образования РФ. – 2-е изд., испр. – М.: Академия, 2008.
http://lib.uniyar.ac.ru/opac/bk_cat_card.php?rec_id=1029368&cat_cd=YARSU
http://lib.uniyar.ac.ru/opac/bk_cat_card.php?rec_id=1030646&cat_cd=YARSU
http://lib.uniyar.ac.ru/opac/bk_cat_card.php?rec_id=1164101&cat_cd=YARSU

9. Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине

Материально-техническая база, необходимая для осуществления образовательного процесса по дисциплине включает в свой состав специальные помещения:

- учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа;
- учебные аудитории для проведения практических занятий (семинаров);
- учебные аудитории для проведения лабораторных работ;
- учебные аудитории для проведения групповых и индивидуальных консультаций;
- учебные аудитории для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации;
- помещения для самостоятельной работы;
- помещения для хранения и профилактического обслуживания технических средств обучения.

Специальные помещения укомплектованы средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории (ноутбук и/или персональный компьютер, мультимедиа-проектор, настенный проекционный экран).

Для проведения занятий лекционного типа предлагаются наборы демонстрационного оборудования и учебно-наглядных пособий, хранящиеся на электронных носителях и обеспечивающие тематические иллюстрации, соответствующие рабочей программе дисциплины.

Для проведения лабораторных работ используются: весы лабораторные, центрифуга лабораторная, компьютеры, программа L-Micro, измерительные блоки, титровальные столы,

бюретки, пробирки, электроплитки, магнитные мешалки, фарфоровые чашки, спиртовки, сосуды Ландольта, воронки, штативы с пробирками, пипетки, капельные пипетки, предметные стекла, химические стаканы, цилиндры, стеклянные палочки, химические реактивы (азотная, серная, хлороводородная, уксусная, сероводородная кислоты, соли: хлориды, сульфаты, нитраты, нитриты, оксалаты, фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты, ацетаты, хроматы, дихроматы, сульфиды, карбонаты, гидрокарбонаты, персульфаты, перманганаты, силикаты; гидроксиды: калия, натрия, бария, аммония, меди, кальция; металлы: цинк, магний, медь, железо, алюминий, олово и т.д., пероксид водорода, оксиды металлов; неметаллы: сера, хлорная вода, бромная вода, йодная вода, углерод, кремний и пр.)

Помещения для самостоятельной работы обучающихся оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду организации.

Число посадочных мест в лекционной аудитории больше либо равно списочному составу потока, а в аудитории для практических занятий (семинаров), лабораторных – списочному составу группы обучающихся.

Автор:

Доцент института
фундаментальной и прикладной химии, к.х.н.

 Т.Н. Орлова

**Фонд оценочных средств для проведения текущего контроля успеваемости и
промежуточной аттестации студентов по дисциплине**

**1. Типовые контрольные задания и иные материалы,
используемые в процессе текущего контроля успеваемости**

Задания для самостоятельной работы

*(данные задания выполняются студентом самостоятельно
и преподавателем в обязательном порядке не проверяются)*

1-й семестр

Задания по теме № 1 Основные законы и понятия в химии:

1. Рассчитайте число атомов в 6,2 г белого фосфора.
2. К простым веществам в отличие от сложных относятся: а) аммиак, б) белый фосфор, в) поташ, г) графит

Задания по теме № 2 Строение атома.

1. Указать положение элемента в Периодической системе. Написать электронную формулу данного элемента Э. Написать электронно-графическую формулу данного элемента. Указать валентные электроны.
2. Сравнение двух элементов по положению в ПС: по радиусу, электроотрицательности, энергии ионизации **In, Tl**.

Раздел 2.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 2** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 3 «Периодическая система»:

1. Формулировка периодического закона.
2. Перечислите кристаллические решетки металлов.

Раздел 3.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 3** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

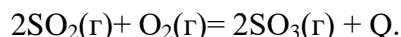
Задания по теме № 4 «Химическая связь»:

1. Тип связи в хлоридах натрия, магния, алюминия (два способа: по значениям ОЭО и по теории поляризации ионов).
2. Пространственное строение молекулы, тип гибридизации, валентный угол H_2O .

Раздел 4.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 4** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 7 «Термодинамика»:

1. Взаимодействие сернистого газа с кислородом описывается следующим термохимическим уравнением



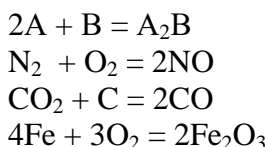
При образовании 4,8 г оксида серы(VI) выделилось 8,52 кДж энергии. Рассчитайте количество энергии (в кДж), выделяющееся при расходовании 16 г кислорода.

2. Возможна ли реакция в стандартных условиях синтеза воды? Более или менее упорядоченная система образуется? Подтвердить все предположения расчетами.

Раздел 7.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 7** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 8 «Кинетика и механизм химических реакций»:

1. Запишите математическое выражение закона действующих масс для химических реакций:



2. Реакция между А и В протекает по схеме $2A + B = C$. Концентрация вещества А равна 10 моль/л, а вещества В – 6 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,8 л²/моль⁻² с⁻¹. Вычислить скорость химической реакции в начальный момент, а также в тот момент, когда в реакционной смеси останется 60% вещества В.

Раздел 8.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 8** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 9 «Растворы»: Растворы электролитов и неэлектролитов. Химическое равновесие в растворах электролитов.

1. При обработке карбида алюминия раствором соляной кислоты, масса которого 320 г и массовая доля HCl 22%, выделилось 6,72 л (н.у.) метана. Рассчитайте массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.
2. Концентрация гидроксид-ионов в растворе $3,8 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Рассчитать рОН раствора.

Раздел 9.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 9** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 10 «Электрохимические процессы».

1. Составить уравнение ОВР методом электронного баланса, указать окислитель, восстановитель, среду, возможность протекания реакции $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \Rightarrow$
2. $Cu + HNO_3 (конц.) \Rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

Раздел 10.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 10** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 11 «Комплексные соединения».

1. Получите $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, назовите его, выразите константу нестойкости и константу устойчивости для этого комплексного соединения. Напишите диссоциацию комплексного соединения с образованием аквакомплекса.
2. $K_2[Cu(SCN)_4]^{2-}$. Получите комплексное соединение, назовите комплексное соединение, выразите константу нестойкости и константу устойчивости для этого комплексного соединения. Напишите диссоциацию комплексного соединения с образованием аквакомплекса. Докажите разрушение комплексного соединения с образованием сульфида.

Раздел 11.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 11** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

2 семестр.

Неорганическая химия

Задания по теме № 13 «Элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, йод».

1. Как меняется сила кислородных кислот галогенов, их устойчивость, окислительные свойства от С.О. +1 до С.О.+7
2. Напишите формулы оксигалогенидов.

Раздел 13.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 13** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 14 «Элементы VIA группы: кислород, сера, селен, теллур».

1. Запишите уравнение (ионное и молекулярное) гидролиза сульфата аммония. Оцените рН среды (не рассчитывая рН).
2. Докажите окислительные свойства селеновой кислоты более сильные, чем серной кислоты.

Раздел 14.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 14** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 15 «Элементы VA группы: азот, фосфор, мышьяк, висмут».

1. При разложении нитрата олова образовалось 44,8 л O_2 . Сколько нитрата олова взяли для реакции, если разложилось 50%.
2. Объясните хорошую растворимость аммиака в воде. Докажите.
3. Уравнять $N_2H_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 =$
4. Получение нитридов.

Раздел 15.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме № 15 – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 16 «Элементы IVA группы: углерод, кремний, олово, свинец».

1. Напишите выражение ПР для йодида свинца. Рассчитайте ПР, если растворимость PbJ_2 составляет $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
2. Почему нельзя приготовить раствор карбоната алюминия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Раздел 16.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме № 16 – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 17 «Элементы IIIA группы: бор, алюминий, галлий, индий».

1. Сравните электронные конфигурации атомов бора, алюминия, галлия, индия, таллия.
2. Проанализируйте для элементов данной подгруппы изменения в значениях: атомных радиусов, потенциалов ионизации, электроотрицательностей. Для простых веществ сравните температуры кипения и плавления. Объясните наблюдаемые закономерности.

Раздел 17.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме № 17 – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 18 «Элементы IIA группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий».

1. Написать электронные формулы атомов бериллия, магния и щелочноземельных металлов. Как меняются свойства гидроксидов элементов данной группы. Ответы мотивировать.
2. Почему горящий магний нельзя тушить водой? Написать соответствующие уравнения.

Раздел 18.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме № 18 – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 19. «Элементы IA группы: литий, натрий, калий, цезий, франций».

1. Вычислить pH раствора гидроксида калия $\omega=10\%$ (ρ найти по справочнику).
2. Вычислите pH раствора едкого калия, если его концентрация 0,004 моль/л.

Раздел 19.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме № 19 – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 20. «Общие закономерности химии соединений в ряду Li – F».

1. Диагональное сходство между Li и Mg. Написать уравнения химических реакций.
2. Выделите нерастворимые соли лития и магния.

Раздел 20.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме № 20 – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 21. «Элементы IV Б группы: титан, цирконий, гафний».

1. Как получают элементы подгруппы титана, общий способ.
2. Особенности разделения циркония и гафния.

Раздел 21.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме № 21 – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 22. «Элементы V Б группы: ванадий, ниобий, тантал».

1. Цветные превращения ванадия от метаванадата аммония до сульфата ванадия (II). Написать реакции.
2. Химические превращения ниобия и тантала.

Раздел 22.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме № 22 – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 23. «Элементы VI Б группы: хром, молибден, вольфрам».

1. Восстановительные свойства хрома в степени окисления +2.

2. Получение хроматов и дихроматов серебра.

Раздел 23.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 23** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 24. «Элементы VII Б группы: марганец, технеций, рений».

1. Как изменяются свойства оксокислот в С.О. +7 от кислоты марганцевой к рениевой.
2. Получение сульфида рения (VII).

Раздел 24.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 24** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 25. «Элементы VIII Б группы: железо, кобальт, никель».

1. Окислительные свойства ферратов. Написать реакцию взаимодействия феррата калия с сульфатом хрома (III) в кислой среде.
2. Комплексные соединения – $K_3[Fe(CN)_6]$. Назовите комплексное соединение, выразите константу нестойкости и константу устойчивости для этого комплексного соединения. Напишите диссоциацию комплексного соединения с образованием аквакомплекса. На что этот комплекс является реактивом.

Раздел 25.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 25** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 26. «Элементы IB группы: медь, серебро, золото».

1. Сплав меди и серебра массой 10 г обработали разбавленным раствором азотной кислоты. После прекращения реакции к полученному раствору прилили избыток раствора хлорида калия. Полученный осадок отфильтровали, выпарили и взвесили. Масса осадка равна 7,175 г. Определите массовые доли металлов в сплаве.
2. Серебро взаимодействует с цианидом калия в присутствии окислителя. Полученный комплекс взаимодействует с цинковой пылью массой 12,8 г. В каком количестве было взято серебро.

Раздел 26.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 26** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Задания по теме № 27. «Элементы IIB группы: цинк, кадмий, ртуть».

1. Почему элементы этой группы по свойствам более сходны с постпереходными элементами последующих групп Периодической системы.
2. Почему радиусы атомов и ионов сильно возрастают при переходе от элемента 4-го периода Zn к элементу 5-го периода Cd, но при переходе к элементу 6-го периода Hg радиус изменяется незначительно?

Раздел 27.2: Выполнить задания для самостоятельного решения по теме **№ 27** – из учебно-методических указаний «Орлова Т.Н., Волкова И.В.». <https://lib.rucont.ru/efd/237886>

Тест для самопроверки № 1

В тесте представлены задания на проверку знаний по общей и неорганической химии, навыков и знаний по генетической связи между классами неорганической химии и по основным темам. Тест содержит теоретические и вычислительные вопросы. В тесте 20 вопросов.

Максимальный балл за правильный ответ в зависимости от сложности вопроса составляет от 2 до 3 баллов. Максимальное количество баллов, которое можно получить по итогам теста, составляет 50 баллов. На прохождение теста выделено две попытки. На прохождение теста дается 1 час.

Итоги прохождения теста оцениваются по следующим правилам:

- количество набранных баллов от 46 до 50 соответствует оценке «отлично»;
- количество набранных баллов от 38 до 45 соответствует оценке «хорошо»;
- количество набранных баллов от 32 до 37 соответствует оценке

«удовлетворительно»;

- количество баллов меньше 32 соответствует оценке «неудовлетворительно».

Примерные вопросы теста:

Вопрос 1. Выберите два верных утверждения о химических связях.

- а) В молекуле аммиака присутствует водородная связь
- б) В кремнии и оксиде кремния (IV) присутствует один и тот же тип связи
- в) Энергия связи C=C больше, чем энергия связи C–C
- г) Ковалентная неполярная связь присутствует только в простых веществах
- д) Длина связи C–O меньше, чем длина связи C–S

Вопрос 2. Выберите один вариант ответа.

При спекании фосфата кальция со смесью оксида кремния (IV) и угля получено 145,6 л (при н.у.) угарного газа. Вычислите массу соли, полученной в ходе этой реакции.

- а) 45,24 г
- б) 226,2 г
- в) 452,4 г
- г) 454,2 г

Вопрос 3. Установите соответствие между формулой соли и полуреакцией, протекающей на катоде при электролизе ее водного раствора: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

- А) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- Б) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
- В) RbNO_3
- Г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

- 1) $\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}^0$
- 2) $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
- 3) $\text{Rb}^+ + 1e = \text{Rb}^0$
- 4) $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
- 5) $\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}^0$
- 6) $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$

Вопрос 4. Выберите один вариант ответа.

К 8%-ному раствору соли добавили 20 г 24%-го раствора этой же соли и получили 10%-ный раствор. Вычислите массу воды (в граммах), которая содержалась в исходном 8%-ном растворе.

- а) 128,8 г
- б) 182,8 г
- в) 12,88 г
- г) 257,6 г

Вопрос 5. Выберите несколько вариантов ответа

В реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г}) + \text{Q}$

В каком случае равновесие сместится в сторону продуктов реакции

- а) при повышении температуры ;
- б) при повышении давления;
- в) в присутствии катализатора;
- г) при понижении температуры;
- д) при увеличении концентрации водорода

Вопрос 6. Выберите несколько вариантов ответа

Растворимость веществ зависит

- а) от природы растворителя и растворяемого вещества;
- б) от концентрации;
- в) от температуры;
- г) от времени;
- д) от присутствия в растворе других веществ

Вопрос 7. Выберите один вариант ответа.

Осмотическое давление раствора, содержащего 1,71 г сахарозы в 500 мл раствора при температуре 293 К

($M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ г/моль}$; $R = 8,31 \text{ кПа}\cdot\text{л/моль}\cdot\text{К}$) равно :

- а) 121,7 кПа;
- б) 16,62 кПа;
- в) 24,35 кПа
- г) 16,62 Па

Вопрос 8. Выберите один вариант ответа

В комплексном соединении $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ С.О. центрального атома равна

- а) + 6;
- б) + 2;
- в) 0
- г) +4.

Вопрос 9. Выберите несколько вариантов ответа.

Выберите два физических свойства, которые соответствуют хлориду натрия.

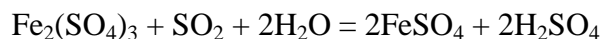
- а) Температура плавления 801°C
- б) Температура кипения 118°C
- в) Высокая электропроводность кристаллов
- г) Пластичность в твердом состоянии
- д) Высокая электропроводность расплава

Вопрос 10. Установите соответствие между веществами и реагентом, с помощью которого можно различить их водные растворы: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

- | | |
|--|-------------------------------|
| А) NaOH и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | 1) Br_2 (p-p) |
| Б) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и AgNO_3 | 2) CH_3OH |
| В) K_2SO_3 и K_2SO_4 | 3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ |
| Г) CuCl_2 и CuSO_4 | 4) CO_2 |
| | 5) KCl |

Вопрос 11. Из предложенных веществ напишите ОВР:

сернистый газ, гидроксид натрия, хлор, сульфат железа (III), карбонат кальция, фторид калия. Допустимо использование водных растворов. В ходе ОВ реакции цвет раствора меняется на бледно-зеленый и не наблюдается выпадение осадка. Запишите уравнение реакции с участием выбранных веществ. Укажите сумму всех коэффициентов в правой и левой частях уравнения.



SO_2 – восстановитель, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – окислитель

Выберите один вариант ответа

- а) 6;
- б) 2;
- в) 10
- г) 8

Вопрос 12. Установите соответствие между названием соли и кратким ионным уравнением ее гидролиза по первой ступени: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

- | | |
|-------------------------|---|
| А) сульфид калия | 1) $\text{K}^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{KOH} + \text{H}^+$ |
| Б) сульфат железа (II) | 2) $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow (\text{FeOH})^+ + \text{H}^+$ |
| В) сульфат железа (III) | 3) $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ |
| Г) сульфит калия | 4) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HS}^- + \text{OH}^-$ |
| | 5) $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{SO}_2 + 2\text{OH}^-$ |
| | 6) $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow (\text{FeOH})_2^+ + \text{H}^+$ |

Вопрос 13. Выберите несколько вариантов ответа.

Выберите методы вскрытия берилла

- а) сернокислотный метод
- б) силикатный метод

- в) щелочной метод
- г) фторидный метод
- д) хлоридный метод

Самостоятельная работа № 1

Вариант 1

1. Число неспаренных электронов в атоме меди. Охарактеризовать валентные электроны квантовыми числами.
2. Установите порядок связи в молекуле Р. Диа – или парамагнитными свойствами обладает.
3. Как изменится скорость реакции при увеличении температуры на 50°C, если известно, что при увеличении на 10°C скорость увеличивается в два раза, а первоначально она равна 2 моль/(л·с).
4. Почему нельзя приготовить раствор карбоната алюминия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
5. Вычислить $[Pb^{2+}]$ в сульфате свинца.

Вариант 2

1. Какое из соединений имеет наибольшую длину связи: HCl, HI, HBr, HF? Почему.
2. Куда сместится равновесие реакции при температуре 30°C? Ответ подтвердите расчётами. При какой температуре наступает равновесие? Реакция протекает по уравнению $CO(g) + Cl_2(g) = COCl_2(g)$.
3. Рассчитайте K_p и начальную концентрацию вещества «В», если известно, что первоначальная концентрация вещества «А» составляла 4 моль/л, а в момент равновесия – 2 моль/л. Концентрация вещества «В» к этому моменту составила 3 моль/л. Реакция протекает по уравнению $2A + B = 3C$.
4. Допisać уравнение реакции. Рассчитать ЭДС.
 $Cr_2O_7^{2-} + NO_2^- + H^+ =$
5. Будет ли выпадать осадок $PbCl_2$ при сливании растворов $Pb(NO_3)_2$ и NaCl ($C_f = 0,01$ моль·экв/л) в соотношении 2:3? Как будет влиять на растворимость 0,1М раствор KCl.

Правила выставления оценки по результатам самостоятельной работы №1:

Оценка по результатам самостоятельной работы считается в баллах по следующему принципу: правильно выполненное

- задание № 1 – 1 балл;
- задание № 2 – 1 балл,
- задание № 3 – 2 балла,
- задание № 4 – 3 балла,
- задание № 5 – 3 балла,

Полностью неправильно выполненное задание – 0 баллов.

Максимальное количество баллов по итогам самостоятельной работы – 10 баллов,

Набранное количество баллов от 9-10 соответствует оценке «отлично», 7-8 баллов – оценке «хорошо», 5-6 баллов – оценке «удовлетворительно», менее 5 баллов – оценке «неудовлетворительно» (умения на данном этапе освоения дисциплины не сформированы).

Самостоятельная работа № 2

Вариант 1

1. Какой из ионов имеет наибольший радиус: Al^{3+} , Mg^{2+} , Cl^- , O^{2-} и почему.
2. Установить порядок связи в молекуле азота (N_2).
3. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$, начальные концентрации равны (моль/л): $[\text{A}] = 0,03$, $[\text{B}] = 0,04$; константа скорости 0,4. Найти начальную скорость в первый момент и по истечении времени, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,01 моль/л.
4. Вычислить растворимость хлорида серебра. Будет ли выпадать этот осадок при сливании 0,1 М раствора NaCl и 0,2 М раствора AgNO_3 в соотношении 3:1.
5. Электролиз раствора хлорида железа (II). Первый закон Фарадея.

Вариант 2

1. Дать характеристику элемента S по положению в периодической системе. Какую конфигурацию будет иметь этот атом в максимально возбужденном состоянии?
2. Двумя методами рассмотреть образование молекулы C_2 . Рассчитать порядок связи. Пара или диамагнитна молекула?
3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры на 50°C , если известно, что при повышении температуры на 10°C скорость увеличивается в 2 раза.
4. Рассчитать растворимость соли хлорида свинца в воде и 0,1 М растворе хлорида натрия.
5. Дописать реакцию, рассчитать ЭДС: $\text{NO}_2^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow$

Вариант 3

1. Охарактеризовать всеми квантовыми числами валентные электроны S.
2. В системе $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ установилось равновесие при следующих концентрациях (моль/л): $[\text{N}_2] = 2$, $[\text{H}_2] = 5$. Рассчитать K_p и исходные концентрации, если к моменту равновесия израсходовалось 50% N_2 .
3. При какой температуре наступает равновесие реакции: $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$. Рассчитайте тепловой эффект этой реакции.
4. Вычислить pH соляной кислоты ($\omega\% = 5\%$, плотность найти по справочнику).
5. Дописать реакцию, рассчитать ЭДС: $\text{NO}_2^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow ?$

Правила выставления оценки по результатам самостоятельной работы № 2:

Оценка по результатам самостоятельной работы считается в баллах по следующему принципу: правильно выполненное

- задание № 1 – 1 балл;
- задание № 2 – 1 балл,
- задание № 3 – 2 балла,
- задание № 4 – 3 балла,
- задание № 5 – 3 балла,

Полностью неправильно выполненное задание – 0 баллов.

Максимальное количество баллов по итогам самостоятельной работы – 10 баллов,

Набранное количество баллов от 9-10 соответствует оценке «отлично», 7-8 баллов – оценке «хорошо», 5-6 баллов – оценке «удовлетворительно», менее 5 баллов – оценке «неудовлетворительно» (умения на данном этапе освоения дисциплины не сформированы).

2-й семестр

Тест для самопроверки № 2 по 6 группе главной подгруппы Периодической Системы (тест проводится в ЭУК «Общая и неорганическая химия» в LMS Moodle)

Примерные вопросы теста:

Вопрос 1. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 30% (плотность=1,219 г/см³) можно приготовить из 12 кг раствора серной кислоты с массовой долей 60%?

- 1.39,4 л
2. 9,57 л
3. 1,97 л
4. 19.7 л

Вопрос 2. Физические свойства простых веществ, образуемых кислородом и серой, существенно различаются. При обычных условиях кислород и сера соответственно существуют в виде.

1. газа с зеленым оттенком; бурого газа (называемого иногда «лисыим хвостом»)
2. бесцветного газа с характерным запахом «послегрозово́й свежести»; густой жидкости красно-коричневого цвета
3. газ без цвета и запаха; твердое вещество желтого цвета
4. газ с голубоватым оттенком; газ с запахом тухлых яиц

Вопрос 3. Сера имеет аллотропные модификации, называемые.

1. карбин, сера кубическая, озон
2. карбен, сера кристаллическая, кремнезем
3. сера кристаллическая, сера гидратная, сера гомогенная
4. сера аморфная, сера ромбическая, сера моноклинная

Вопрос 4. Какова геометрия молекулы SO_2 ?

1. линейная
2. угловая, угол больше тетраэдрического
- 3.треугольная
- 4.угловая, угол меньше тетраэдрического

Вопрос 5. Взаимодействием каких веществ получается диоксид селена?

1. $\text{H}_2\text{SeO}_4 + \text{SO}_2 \longrightarrow$
2. $\text{Se} + \text{HNO}_3(\text{конц}) \longrightarrow$ (нагревание) \longrightarrow
3. $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{SO}_2 \longrightarrow$
4. $\text{H}_2\text{SeO}_3(\text{конц}) + \text{Zn} \longrightarrow$

Вопрос 6. Какое вещество надо добавить к раствору, чтобы усилить гидролиз Na_2SO_3

1. NaOH
2. Na_2SO_4
3. CO_2
4. NaCl

Вопрос 7. К какой подгруппе относятся халькогены.

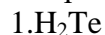
1. главная подгруппа шестой группы П.С.
2. побочная подгруппа шестой группы П.С.
3. главная подгруппа седьмой группы П.С.
4. главная подгруппа восьмой группы П.С.

Вопрос 8. Какая из кислот является наиболее сильной?

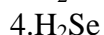
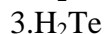
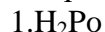
1. H_2SO_3
2. H_2TeO_3
3. H_2CO_3



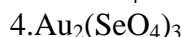
Вопрос 9. Какое соединение является наиболее сильным восстановителем.



Вопрос 10. Какой из гидридов халькогенов наиболее термодинамически стабилен?



Вопрос 11. Что образуется при взаимодействии золота с селеновой кислотой.



Правильные ответы

Вопрос №	Вариант ответа	Вопрос №	Вариант ответа	Вопрос №	Вариант ответа
1	4	5	1	9	1
2	3	6	3	10	2
3	4	7	1	11	4
4	2	8	1		

В тесте представлены задания на проверку знаний физических и химических свойств элементов **6 группы главной подгруппы Периодической Системы**, навыков и знаний по закономерностям изменения свойств в пределах этой подгруппы, а также рассматривается сравнение с соединениями других групп и подгрупп ПС. Тест содержит теоретические и вычислительные вопросы. В тесте 20 вопросов.

Максимальный балл за правильный ответ в зависимости от сложности вопроса составляет от 1 до 2 баллов. Максимальное количество баллов, которое можно получить по итогам теста, составляет 30 баллов. На прохождение теста выделено две попытки. Тест засчитывается в случае прохождения с результатом не менее 80%.

На прохождение теста дается 1 час.

Итоги прохождения теста оцениваются по следующим правилам:

- количество набранных баллов от 24 до 30 соответствует оценке «отлично»;
- количество набранных баллов менее 24 соответствует оценке «неудовлетворительно».

Задания для самостоятельной работы № 3

Вариант 1

1. Оксид азота (V). Строение. Физические и химические свойства.

2. При разложении нитрата олова образовалось 44,8 л O_2 . Сколько нитрата олова взяли для реакции, если разложилось 50%.

3. Уравнять $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$

4. Разложение $\text{NH}_4\text{NO}_2 =$

5. Водородные соединения азота. Гидразин. Строение. ОВ свойства гидразина.

Вариант 2

1. Водородные соединения азота. Строение. Физические и химические свойства. Аммиак. Получение.
2. Объясните хорошую растворимость аммиака в воде. Докажите.
3. Получение нитридов.
4. Закономерности изменений характеристик простых веществ 5 группы главной подгруппы.
5. Оксид азота (IV). Строение. Физические свойства.

Вариант 3

1. Определите массу (г) 12,6%-го раствора азотной кислоты, которая потребуется для растворения медно-серебряного сплава, состоящего из 0,64 г меди и 1,08 г серебра. Азотная кислота восстанавливается при этом до оксида азота (II).
2. Разложение. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 =$
3. Химические свойства азота.
4. Оксид азота (I). Строение. Физические свойства и химические свойства.
5. Из 56 кг азота было получено некоторое количество аммиака с 15%-ным выходом от теоретического. Аммиак затем был поглощен азотной кислотой. Какова масса (кг) образовавшейся при этом соли?

Вариант 4

1. Уравнять $\text{AgNO}_3 + \text{N}_2\text{H}_4$ (восстановитель)=
2. Получение азотной кислоты.
3. Водородные соединения азота. Фенилгидроксиламин. Строение.
4. Смешали 20 моль азота и 20 моль водорода, после чего образовалось 89,6 л аммиака (н.у.). Каково суммарное число молей азота и водорода, оставшихся в смеси.
5. Уравнять N_2H_4 (окислитель) + $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH} =$

Правила выставления оценки по результатам самостоятельной работы № 3:

Оценка по результатам самостоятельной работы считается в баллах по следующему принципу: правильно выполненное

- задание № 1 – 1 балл;
- задание № 2 – 1 балл,
- задание № 3 – 2 балла,
- задание № 4 – 3 балла,
- задание № 5 – 3 балла,

Полностью неправильно выполненное задание – 0 баллов.

Максимальное количество баллов по итогам самостоятельной работы – 10 баллов,

Набранное количество баллов от 9-10 соответствует оценке «отлично», 7-8 баллов – оценке «хорошо», 5-6 баллов – оценке «удовлетворительно», менее 5 баллов – оценке «неудовлетворительно» (умения на данном этапе освоения дисциплины не сформированы).

Самостоятельная работа № 4

Вариант 1

1. Написать электронные формулы атомов бериллия, магния и щелочноземельных металлов. Как меняются свойства гидроксидов элементов данной группы? Ответы мотивировать.
2. Почему горящий магний нельзя тушить водой? Написать соответствующие уравнения.
3. Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить, почему $\text{Mg}(\text{OH})_2$ растворяется в хлороводородной кислоте лучше, чем в хлориде аммония?
4. Укажите, что наблюдается при взаимодействии веществ в водном растворе:

- 1) гидрокарбоната кальция и гидроксида калия;
 - 2) тетрагидроксобериллата натрия и хлорида аммония;
 - 3) карбоната стронция и уксусной кислоты;
 - 4) гидрида бария и воды;
 - 5) нитрата бария и серной кислоты;
 - 6) нитрата бериллия и гидрата аммиака;
 - 7) хлорида стронция и серной кислоты;
 - 8) сульфита бария и хлороводородной кислоты.
5. Какой объем CO_2 (у.е.) и какую массу $\text{Ca}(\text{OH})_2$ можно получить из известняка массой 1 т, если он содержит 90% CaCO_3 ?

Вариант 2

1. Почему ионы щелочноземельных металлов проявляют меньшую склонность к образованию комплексов, чем ионы элементов подгруппы цинка?
2. К раствору, содержащему соли кальция, бериллия и магния, добавили избыток раствора едкого натра. Написать ионные уравнения всех реакций, которые при этом произошли. Какое вещество выпало в осадок? Какие ионы оказались в растворе?
3. Объяснить, почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлорида или нитрата кальция осадок карбоната кальция не выпадает, а при действии диоксида углерода на известковую воду – выпадает.
4. Дописать уравнения реакций:

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 =$	б) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$	в) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
--	---	--
5. Какой объем SO_2 (у.е.) потребуется для того, чтобы перевести в гидросульфит весь гидроксид кальция, содержащийся в его растворе объемом 4 л, если молярная концентрация $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 0,5$ моль/л?

Правила выставления оценки по результатам самостоятельной работы №4:

Оценка по результатам самостоятельной работы считается в баллах по следующему принципу: правильно выполненное

- задание № 1 – 1 балл;
- задание № 2 – 1 балл,
- задание № 3 – 2 балла,
- задание № 4 – 3 балла,
- задание № 5 – 3 балла,

Полностью неправильно выполненное задание – 0 баллов.

Максимальное количество баллов по итогам самостоятельной работы – 10 баллов,

Набранное количество баллов от 9-10 соответствует оценке «отлично», 7-8 баллов – оценке «хорошо», 5-6 баллов – оценке «удовлетворительно», менее 5 баллов – оценке «неудовлетворительно» (умения на данном этапе освоения дисциплины не сформированы).

Задания для самостоятельной работы № 5

Вариант 1

1. При взаимодействии 1,2 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 294 К и давлении $1,045 \cdot 10^5$ Па. Найти молярную массу эквивалентов металла.
2. Плотность газа по воздуху 1,32. Какой объем при н.у. займут 11 г этого газа?
3. Определить молярные массы эквивалентов соединений CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
4. В раствор, содержащий 13,5 г хлорида меди (II), добавили некоторое количество порошка Zn. После окончания реакции к раствору прилили избыток HCl и собрали 2,24 л выделившегося водорода (н.у.). Какова масса цинкового порошка.

5. Имеется смесь порошков металлов никеля, цинка, серебра. Часть этой смеси массой 4,48 г обработали концентрированным раствором щелочи, получив газ объемом 224мл. другую часть этой же смеси массой 11,45 г обработали разбавленной серной кислотой. При этом выделился газ, занимающий объем 2,24 л. Определить массовую долю серебра в смеси.

Вариант № 2

1. Найти молекулярную формулу соединения бора с водородом, если масса 1 л этого газа равна массе 1 л азота, а содержание бора в веществе составляет 78,2%.
2. Одно и то же количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и 3,173 г одного из галогенов. Определить молярную массу эквивалентов галогена.
3. Сплав меди и серебра массой 10 г обработали разбавленным раствором азотной кислоты. После прекращения реакции к полученному раствору прилили избыток раствора хлорида калия. Полученный осадок отфильтровали, выпарили и взвесили. Масса осадка равна 7,175 г. Определите массовые доли металлов в сплаве.
4. Уникальность физических свойств элементов 11 группы.
5. Оксид и гидроксид меди (II). Получение и химические свойства.

Вариант 3

1. При взрыве смеси, полученной из одного объема некоторого газа и двух объемов кислорода, образуется два объема двуокиси углерода и один объем азота. Найдите формулу неизвестного газа.
2. Медь массой 0,582 г растворили в азотной кислоте. Полученную соль разложили, в результате получили 0,728 г оксида меди. Вычислите молярную массу эквивалентов меди в оксиде.
3. Сколько моль и молекул содержится в 250 мл O_2 при н.у.?
4. Почему медь в С.О. =+2 более устойчива, чем медь в С.О. =+1, объяснить.
5. Какое основание $Cu(OH)_2$ или $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ проявляет более основные свойства? Почему?

Вариант 4

1. Раствор азотной кислоты объёмом 1.2 л ($\rho = 1,2$ г/мл) с массовой долей HNO_3 , равной 40%, разбавили водой. Объём раствора при этом стал равным 4,0 л. Определить молярную концентрацию разбавленного раствора.
2. Найти массовую долю серной кислоты в её растворе, для которой молярная концентрация эквивалентов равна 2,0 моль/л ($\rho = 1,2$ г/мл).
3. Определить процентную (ω), молярную и моляльную концентрации раствора с $\rho = 1,22$ г/см³, полученного при смешивании 0,3 л 11,0 М раствора КОН ($\rho = 1,43$ г/см³) с 0,5 л 8,9% раствора КОН ($\rho = 1,08$ г/см³).
4. Имеется 100 г раствора соляной кислоты с концентрацией 30%. Сколько нужно кислоты для приготовления 5% раствора кислоты в колбе 500 мл?
5. . Пирометаллургический процесс получения меди из сульфидных руд типа $CuFeS_2$

Правила выставления оценки по результатам самостоятельной работы № 5:

Оценка по результатам самостоятельной работы считается в баллах по следующему принципу: правильно выполненное

- задание № 1 – 1 балл;
- задание № 2 – 1 балл,
- задание № 3 – 2 балла,
- задание № 4 – 3 балла,
- задание № 5 – 3 балла,

Полностью неправильно выполненное задание – 0 баллов.

Максимальное количество баллов по итогам самостоятельной работы – 10 баллов,
 Набранное количество баллов от 9-10 соответствует оценке «отлично», 7-8 баллов –
 оценке «хорошо», 5-6 баллов – оценке «удовлетворительно», менее 5 баллов – оценке
 «неудовлетворительно» (умения на данном этапе освоения дисциплины не сформированы).

Задания для самостоятельной работы № 6 при подготовке к экзамену

Вариант 1

1. При взаимодействии серы с концентрированной азотной кислотой ($\omega(\text{HNO}_3) = 60\%$, плотность раствора 1,27 г/мл) образовались серная кислота и оксид азота (II) объемом 67,2 л (н.у.). Вычислите массу серы и объем раствора азотной кислоты, вступивших во взаимодействие.
2. В две пробирки с нитритом калия добавлено: в одну – иодид калия, а в другую – дихромат калия. Какие внешние признаки протекания реакций? Почему? Ответ подтвердите уравнениями реакций. ОВ разберите, используя метод полуреакций.
3. Разложение $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \dots ?$
4. Почему горящий магний нельзя тушить водой? Написать соответствующие уравнения.
5. Строение сульфит-иона. Два изомера.

Вариант 2

1. Смесь углекислого газа и метана объемом 2,5 л (н.у.) пропустили через раствор гидроксида натрия. Для полного сжигания оставшегося газа потребовалось 2,24 л (н.у.) кислорода. Определите объемные доли газов в исходной смеси.
2. Вычислить $[\text{Pb}^{2+}]$ в сульфате свинца.
3. В две пробирки с гидразином добавили: в одну – иод, а в другую – перманганат калия. Какие внешние признаки протекания реакций? Почему? Ответ подтвердите уравнениями реакций, используя метод полуреакций.
4. Получение нитридов.
5. Объяснить почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлорида или нитрата кальция осадок карбоната кальция не выпадает, а при действии диоксида углерода на известковую воду – выпадает.

Показатели и критерии, используемые при выставлении оценки:

Показатели	Критерии
Генетическая связь классов неорганических соединений	1. Определение реагентов и продуктов химических реакций; 2. Правильное написание формул неорганических соединений.
Выполнение вычислений	3. Объяснение логики хода решения задачи. 4. Выполнение математических вычислений. С учетом закона сохранения массы участвующих в химической реакции веществ (химические уравнения д.б. уравнены).
Анализ полученного результата	5. Проверка результата на соответствие условиям, которым он должен удовлетворять Масса раствора, массовая доля (размерность, соответствие условиям задачи и т.д.) 6. Проведение сравнительного анализа закономерностей протекания химических реакций (ОВР свойства).

Правила выставления оценки по результатам
Заданий для самостоятельной работы № 6 при подготовке к экзамену:

Оценка по результатам самостоятельной работы считается в баллах по каждому заданию по следующему принципу:

Оценивается выполнение каждого критерия: 0 баллов – полное отсутствие критерия; 1 балл – частичное выполнение критерия; 2 балла – полное выполнение критерия.

Максимальное количество баллов за работу – 15.

Набранное количество баллов 14-15 соответствует оценке «отлично», 11-13 баллов – оценке «хорошо», 8-10 баллов – оценке «удовлетворительно», менее 8 баллов – оценке «неудовлетворительно» (умения и навыки на данном этапе освоения дисциплины не сформированы).

Фонды оценочных средств по дисциплине предусматривают проверку индикаторов достижения компетенций.

2. Список вопросов и (или) заданий для проведения промежуточной аттестации

Список вопросов к экзамену

1-й семестр

1. Место химии в ряду фундаментальных наук. Предмет и задачи химии. Химические и физические явления.
2. Атомно-молекулярное учение. Основные положения а-м учения. Атом, молекула. Аллотропия. Составление химических уравнений. Расчеты по химическим уравнениям. Стехиометрические законы. Нестехиометрические соединения. Законы сохранения. Взаимосвязь массы и энергии. Закон эквивалентов.
3. Состав атомов. Элементарные частицы. Атомное ядро. Основные виды радиоактивного распада. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение Планка. Гипотеза де Бройля.
4. Квантовомеханическая теория строения атома. Принцип неопределенности. Волновое уравнение.
5. Квантовые числа электронов. Форма граничной поверхности электронной плотности для s-, p-, d-, и f-атомных орбиталей.
6. Принцип Паули. Правила Хунда и Клечковского. Полная электронная формула элемента.
7. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Строение атома и периодичность свойств химических элементов. Изотопы, изобары. Радикалы и ионы.
8. Структура (период, ряд, группа, подгруппа) и формы периодической системы и их связь с электронным строением атомов. s-, p-, d- и f-элементы. Периодические и неперіодические свойства элементов (понятия: вторичная периодичность, кайносимметричные орбитали).
9. Закономерности изменения свойств элементов в главных подгруппах и в периодах. Особенности строения атомов главных и побочных подгрупп на примере атомов хлора и марганца.
10. Характеристика элемента по положению в периодической таблице. Диагональное сходство в Периодической системе элементов.
11. Химическая связь. Строение и свойства вещества. Типы химической связи.
12. Ковалентная (полярная и неполярная) связь. Квантово-механические методы описания химической связи. Метод валентных связей (МВС).
13. Механизм образования связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи на примере образования иона гидроксония, иона аммония, оксида углерода (II), тетрафторид-иона.
14. Основные характеристики ковалентной связи. Длина и энергия связи. Насыщаемость и направленность. Кратность связи. Сигма- и пи-связи.

15. Гибридизация атомных орбиталей на примере молекул: метана, хлорида алюминия, хлорида бериллия. Валентный угол и геометрия молекулы. Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Энергетические диаграммы гомо- и гетероядерных молекул (N_2 , Cl_2 , O_2 , CN , NO , HF , Be_2).
16. Поляризация связи. Дипольный момент связи. Характеристики взаимодействующих атомов: потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Степень ионности связи.
17. Поляризационная способность и поляризующее действие. Объяснение некоторых физических свойств веществ с точки зрения этой теории.
18. Ионная связь как предельный случай ковалентной полярной связи. Свойства веществ с различным типом связи.
19. Металлическая связь. Сходство и различие веществ с ионной и ковалентной связями.
20. Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная. Механизм образования. Особенности физических свойств веществ с водородной связью. Примеры.
21. Агрегатные состояния вещества: твердое, жидкое, газообразное. Кристаллическое и аморфное состояния. Кристаллические решетки. Типы кристаллических решеток.
22. Комплексные соединения. Определение. Состав.
23. Получение комплексных соединений.
24. Классификация и номенклатура комплексных соединений.
25. Донорно-акцепторный механизм образования. (Метод ВС). Типичные комплексообразователи и лиганды. Изомерия комплексных соединений. Теория кристаллического поля. Эффект Яна-Теллера.
26. Квантовомеханические методы трактовки химической связи в комплексных соединениях.
27. Аквакомплексы. Диссоциация комплексных соединений с образованием аквакомплексов. Константа нестойкости комплексного иона, константа устойчивости.
28. Получение и разрушение комплексных соединений. Примеры. Химические свойства комплексных соединений. Комплексные соединения – реагенты. Двойные соли. Метод ТКП и метод МО. Цветность комплексных соединений.
29. Внутренняя энергия и энтальпия вещества. Первый закон термодинамики. Тепловые эффекты химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения.
30. Закон Гесса. Движущие силы химического процесса. Понятие об энтропии. Направление самопроизвольного протекания химических реакций. Энергия Гиббса образования веществ. Стандартное состояние вещества. Соотношения энтальпии и энтропии для протекания химических процессов.
31. Гомо- и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции: основные понятия. Выражение для скорости гомогенной и гетерогенной реакции. Кинетическое уравнение.
32. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Закон действия масс. Константа скорости.
33. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Представление о теории активных столкновений. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
34. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о механизме каталитических реакций. Автокатализ. Ингибиторы. Каталитические яды.
35. Обратимые и необратимые реакции. Химические реакции в гетерогенных системах. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.
36. Истинные растворы. Общие свойства растворов. Типы растворов. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость веществ в различных агрегатных состояниях.
37. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, моляльность, молярная концентрация эквивалента. Энергетика процесса растворения.
38. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева. Растворение как физико-химический процесс. Протолиты. Теория Бренстеда и Лоури.

39. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Закон разбавления Оствальда. Теория сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации сильного электролита. Законы Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия. Осмос. Осмотическое давление.
40. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Методы определения pH.
41. Гидролиз солей (3 случая гидролиза). Ионные уравнения реакции гидролиза. Константа и степень гидролиза. Определение pH растворов солей. Факторы, влияющие на усиление гидролиза.
42. Необратимый гидролиз (2 случая).
43. Труднорастворимые электролиты. Равновесие осадок – раствор. Произведение растворимости. Влияние одноименного иона на растворимость труднорастворимого электролита. Условия выпадения и растворения осадков. Определение свободной энергии Гиббса для труднорастворимого электролита.
44. Электрохимические процессы. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Ионномолекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций. Типы окислительно-восстановительных реакций. Уравнение Нернста.
45. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Взаимосвязь энергии Гиббса и ЭДС окислительно-восстановительного процесса. Окислительно-восстановительный эквивалент. Диаграммы Латимера.
46. Равновесие на границе металл – раствор. Электродный потенциал. Водородный электрод сравнения. Ряд напряжений. Химические источники электрического тока. Гальванические элементы. Электродвижущая сила.
47. Свинцовый аккумулятор.
48. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.
49. Топливный элемент.
50. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Законы электролиза. Электролиз водных растворов и расплавов солей. Электролиз воды. Потенциал разложения. Явление перенапряжения.

2-й семестр

1. Металлы. Положение в Периодической системе. Особенности строения. Свойства простых веществ. Коррозия металлов.
2. Водород. Место водорода в Периодической системе. Изотопы водорода. Способы получения, физические и химические свойства водорода. Соединения водорода с металлами и неметаллами. Гидриды.
3. Вода, строение молекулы, аномалии физических свойств. Диаграмма состояния воды. Структура льда. Различные формы связанной воды. Химически связанная вода. Аквасоединения.
4. Химические свойства воды. Вода в природе. Жесткость воды и способы устранения. Проблема опреснения и очистки воды.
5. Пероксид водорода, получение, структура и свойства.
6. Общая характеристика галогенов. Галогены как простые вещества: строение молекул (метод МО и ВС), методы получения, физические (агрегатное состояние, растворение в полярных и неполярных растворителях, температура кипения, химические свойства).
7. Особенности строения и свойств фтора.
8. Галогены как окислители. Гидролиз хлора.
9. Водородные соединения галогенов. Получение. Строение. Растворимость в воде. Основные свойства. Закономерности в ряду.
10. Кислородные кислоты хлора со степенью окисления: +1, +3, +5, +7 (строение, растворение в воде, диссоциация и сила кислот, основные свойства). Получение белильной извести.

11. Характер изменения свойств в ряду кислородных кислот хлора. Применение простых веществ и соединений галогенов.
12. Элементы побочной VII группы. Марганец. Положение в Периодической системе. Особенности строения, степени окисления и примеры соединений. Восстановительная способность перманганатов в различных средах. Разложение перманганата калия.
13. Элементы главной подгруппы VI группы. Халькогены. Общая характеристика халькогенов, аллотропия халькогенов.
14. Кислород. Строение атома и молекулы, получение и свойства кислорода. Оксиды, пероксиды, надпероксиды.
15. Озон, его получение, физические и химические свойства.
16. Закономерности в изменении кислотно-основных свойств в рядах и группах периодической системы элементов оксидов и гидроксидов халькогенов.
17. Водородные соединения халькогенов. Закономерности в ряду в зависимости от строения.
18. Сера. Положение в Периодической системе. Аллотропия. Химические свойства.
19. Соединения серы со степенью окисления -2. Сероводородная кислота. Строение и свойства.
20. Сульфиды, их растворимость в воде и минеральных кислотах, гидролиз, восстановительные свойства. Возможность получения сульфидов металлов под действием сильного и слабого электролита.
21. Получение и свойства оксидов серы. Сернистая и серная кислоты. Строение. Общие и специфические свойства. Получение.
22. Кислородные кислоты серы (полисерные, пероксосерные, тионовые, тиосерная) их строение и основные свойства.
23. Сульфаты, их свойства. Практическое применение халькогенов и их соединений. Соединения серы как важнейшие загрязнители окружающей среды.
24. Элементы побочной VI группы. Положение хрома в Периодической системе. Особенности строения атома хрома. Хроматы и дихроматы. Получение, свойства.
25. Общая характеристика элементов подгруппы. Азот. Положение в Периодической системе. Строение и свойства простого вещества. Получение в промышленности и лаборатории.
26. Нитриды. Биологическая роль азота. Аммиак. Промышленный синтез, свойства и применение аммиака. Равновесие в водном растворе аммиака. Соли аммония.
27. Представление о соединениях азота со степенью окисления -1 и -2. Основные свойства. Оксиды азота, строение, получение и химические свойства.
28. Азотистая кислота, ее окислительно-восстановительная активность. Нитриты.
29. Азотная кислота, получение и общие свойства. Специфические свойства – взаимодействие с металлами и неметаллами, органическими веществами.
30. Нитраты. Строение нитрат- иона. Растворимость, гидролиз термическая устойчивость. Азотные удобрения. Проблема нитратов.
31. Азотистоводородная кислота. Получение, строение, свойства.
32. Фосфор. Положение в Периодической системе. Получение фосфора. Кристаллические модификации фосфора. Соединения фосфора с металлами и неметаллами.
33. Фосфин. Строение, свойства, получение и применение.
34. Оксиды фосфора. Фосфорные кислоты (метафосфорная, ортофосфорная, полифосфорные и полиметафосфорные кислоты), их соли. Диссоциация, сила кислот.
35. Растворимость фосфатов и гидрофосфатов в воде и минеральных кислотах. Гидролиз солей ортофосфорной кислоты, pH среды. Получение фосфатов.
36. Применение фосфора и его соединений. Фосфор – биогенный элемент. Фосфорные удобрения. Сравнительная характеристика водородных соединений азота и фосфора.
37. Элементы главной подгруппы IV группы. Общая характеристика. Углерод. Характеристика элемента по положению в Периодической системе. Формы существования простого вещества. Биологическая роль углерода и его соединений.

38. Неорганические соединения углерода. Карбиды металлов. Круговорот углерода в природе.
39. Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли. Карбонаты и гидрокарбонаты, их растворимость и гидролиз. Карбонилы металлов. Карбонатное равновесие в природе.
40. Соединения углерода с галогенами, серой, азотом. Фреоны. Сероуглерод. Карбамид.
41. Сравнительная характеристика главной и побочной подгрупп 1 группы. Сравнение строения и свойств простых веществ, роль элементов для живых организмов.
42. Элементы VIII А группы: инертные газы. Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов инертных газов. Химические свойства.
43. Общие закономерности химии соединений в ряду Li–F. Электронная структура атомов, орбитальные радиусы и энергии ионизации. Степени окисления и координационные числа центральных атомов Li–F в их соединениях. Принципиальные отличия Li–F от их аналогов в соответствующих главных подгруппах Периодической системы.
44. Элементы IV Б группы: титан, цирконий, гафний. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов элементов IV А и IV Б групп. Получение, применение и сопоставление физических и химических свойств простых веществ.
45. Элементы V Б группы: ванадий, ниобий, тантал. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации, степеней окисления, координационных чисел атомов элементов V А и V Б групп. Получение, применение, физические и химические свойства простых веществ.
46. Элементы VI Б группы: хром, молибден, вольфрам. Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов элементов VI Б и VI А групп. Сравнение химических и физических свойств простых веществ. Их получение и применение.
47. Элементы VII Б группы: марганец, технеций, рений. Сравнительная характеристика электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов элементов VII А и VII Б групп. Физические и химические свойства, получение и применение простых веществ.
48. Элементы VIII Б группы. Элементы триады железа: железо, кобальт, никель. Сравнение электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел элементов триады железа.
49. Элементы I Б группы: медь, серебро, золото. Физические, химические свойства, получение и применение простых веществ. Сопоставление строения и свойств однопериодных соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды) элементов I А и I Б групп со степенями окисления (I).
50. Элементы II Б группы: цинк, кадмий, ртуть. Получение, физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Сравнение строения и свойств соединений в степени окисления (II) (оксиды, гидроксиды, галогениды).
51. Элементы подгруппы скандия (элементы IIIB группы). Лантаниды. Лантаноидное сжатие. Сравнение физических свойств простых веществ подгруппы скандия и галлия: энергий атомизации, температур плавления, оптических и магнитных свойств.
52. Актиний и актиноиды. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел лантанидов и актинидов. Подгруппы тория и берклия. Получение, физические и химические (взаимодействие с кислотами, щелочами, неметаллами) свойства простых веществ.

Правила выставления оценки на экзамене по билетам

Экзаменационный ответ оценивается по 4-х бальной системе, в соответствие с которой выставляются оценки «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

- оценка **«отлично»** выставляется студенту, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответами при видоизменении заданий, использует в ответе материал дополнительной учебной литературы, правильно обосновывает принятое решение, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения практических задач;

- оценка **«хорошо»** выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допускает существенных неточностей в ответе на поставленные вопросы, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения;

- оценка **«удовлетворительно»** выставляется студенту, если он имеет знания основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при выполнении практических работ;

- оценка **«неудовлетворительно»** выставляется студенту, который не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, неуверенно, с большими затруднениями и ошибками выполняет практические работы.

**Приложение № 2 к рабочей программе дисциплины
«Общая и неорганическая химия»**

Методические указания для студентов по освоению дисциплины

Для самостоятельной работы студентов рекомендуется использовать литературу, указанную в разделе 8 данной программы.

Также для подбора учебной литературы рекомендуется использовать ряд интернет-ресурсов:

1. http://www.lib.uniyar.ac.ru/opac/bk_cat_find.php Электронная библиотека учебных материалов ЯрГУ: более 3000 полных текстов учебных и учебно-методических материалов по основным изучаемым дисциплинам, изданных в университете.

2. <http://window.edu.ru/catalog> Информационная система "Единое окно доступа к образовательным ресурсам": свободный доступ к интегральному каталогу образовательных интернет-ресурсов и к электронной библиотеке учебно-методических материалов для общего и профессионального образования.