

**МИНОБРНАУКИ РОССИИ**  
**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ**  
**ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**  
**«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИНЖЕНЕРНЫХ ТЕХНОЛОГИЙ»**

**УТВЕРЖДАЮ**  
Проректор по учебной работе

\_\_\_\_\_ Василенко В.Н.

«25» мая 2023 г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**  
**ДИСЦИПЛИНЫ**

**Неорганическая химия**

Направление подготовки

19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания

Направленность (профиль)

Технологии и организация производства продукции индустрии  
питания и ресторанного бизнеса

Квалификация выпускника

Бакалавр

---

Воронеж

## 1. Цели и задачи дисциплины

1. Целью освоения дисциплины «Основы проектного обучения» является формирование компетенций обучающегося в области профессиональной деятельности и сфере профессиональной деятельности:

22 Пищевая промышленность, включая производство напитков и табака (в сфере промышленного производства кулинарной продукции);

33 Сервис, оказание услуг населению (в сфере общественного питания).

Дисциплина направлена на решение задач профессиональной деятельности следующих типов: проектного, научно-исследовательского.

Программа составлена в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

## 2. Перечень планируемых результатов обучения, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

№ п/п	Код компетенции	Формулировка компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
1	ОПК-2	Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности	ИД1 <sub>ОПК-2</sub> – Применяет физико-математический аппарат, основные законы физики, химии, механики для решения задач профессиональной деятельности
			ИД2 <sub>ОПК-2</sub> – Решает стандартные задачи в профессиональной деятельности с применением естественнонаучных и общеинженерных знаний

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения (показатели оценивания)
ИД1 <sub>ОПК-2</sub> – Применяет физико-математический аппарат, основные законы физики, химии, механики для решения задач профессиональной деятельности	Знает: основные законы химии, электронное строение атомов и молекул, основы теории химической связи, строение и свойства координационных соединений, химические свойства элементов и их важнейших соединений, их токсичность и влияние на жизнедеятельность человека при решении задач профессиональной деятельности
	Умеет: использовать основные законы химии и свойств неорганических соединений при решении задач профессиональной деятельности; проводить лабораторные опыты по определению основных классов неорганических соединений, кинетике и химическому равновесию; составлять электронные формулы атомов и ионов, строить энергетические диаграммы атомов и ионов и молекул
	Владеет: навыками составления электронных формул атомов и ионов; навыками описания состояния любого электрона в атоме с помощью квантовых чисел; методами исследований свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы элементов; навыками определения термодинамической возможности самопроизвольного протекания реакции; навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций: получения оксидов, кислот, оснований и солей
ИД2 <sub>ОПК-2</sub> – Решает стандартные задачи в профессиональной деятельности с применением естественнонаучных и общеинженер-	Знает: общие понятия термодинамики, кинетики, катализа и химического равновесия; основы окислительно-восстановительных процессов и электрохимии; общие свойства растворов, свойства слабых и сильных электролитов; классификацию дисперсных

ных знаний	систем; свойства химических элементов и их соединений
	Умеет: применять общие понятия термодинамики, кинетики, катализа, химического равновесия, основ окислительно-восстановительных процессов и электрохимии, общих свойств растворов и свойства слабых и сильных электролитов в своей профессиональной деятельности; проводить термодинамические и кинетические расчеты химических реакций; осуществлять окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы в лабораторных условиях
	Владеет: навыками применения знаний основ химических процессов и основных законов химии в своей профессиональной деятельности; навыками определения термодинамической возможности самопроизвольного протекания реакции; навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования свойств веществ

### 3. Место дисциплины в структуре ОП ВО

Дисциплина относится к обязательной части «Дисциплины/модули» Блока 1 ООП. Дисциплина является обязательной к изучению.

Дисциплина изучается на 1 курсе, предшествующих дисциплин ВО не имеет и базируется на знаниях по химии федерального компонента государственного стандарта среднего общего образования.

Дисциплина является предшествующей для изучения дисциплин «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа»; «Физическая и коллоидная химия» и практик.

### 4. Объем дисциплины и виды учебной работы

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных единиц.

Виды учебной работы	Всего, ак. ч	Распределение трудоемкости по семестрам ак. ч	
		1	2
Общая трудоемкость дисциплины	<b>180</b>	<b>108</b>	<b>72</b>
<b>Контактная работа</b> в т.ч. аудиторные занятия:	<b>103,7</b>	<b>48,7</b>	<b>55</b>
Лекции	48	30	18
в том числе в форме практической подготовки	-	-	-
Лабораторные работы (ЛР)	51	15	36
в том числе в форме практической подготовки	-	-	-
Консультации текущие	2,4	1,5	0,9
Виды аттестации (экзамен/зачет)	0,3	0,2	0,1
Консультация перед экзаменом	2	2	0
<b>Самостоятельная работа:</b>	<b>42,5</b>	<b>25,5</b>	<b>17</b>
Проработка конспекта лекций (собеседование, тестирование, коллоквиум)	13	7	6
Проработка материала по учебникам (собеседование, тестирование)	9	5	4
Подготовка к решению кейс-задачи	5	3	2
Подготовка к защите лабораторных работ (собеседование, тестирование)	10,5	7,5	3
Реферат	5	3	2
<b>Подготовка к экзамену (контроль)</b>	<b>33,8</b>	<b>33,8</b>	<b>0</b>

**5 Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий**

**5.1 Содержание разделов дисциплины**

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела (указывается в дидактических единицах)	Трудоемкость раздела, часы
<b>1 семестр. Основы неорганической химии</b>			
1	Периодическая система и строение атомов	Строение атома. Модели строения атома. Теория Бора. Понятие о квантовой механике, уравнение Шредингера. Квантовые числа, их разрешенные значения. Типы атомных орбиталей. Заполнение атомных орбиталей электронами. Принципы минимума энергии, Паули, правила Клечковского и Хунда. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодические свойства элементов. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Зависимость свойств элементов от заряда ядра и строения электронной оболочки атома.	<b>11</b>
2	Химическая связь	Химическая связь. Понятие о типах химической связи. Характеристики связи: энергия, длина, направленность. Теория химического строения. Ионная связь, свойства ионной связи. Ковалентная связь. Механизмы образования связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы. Теория гибридизации. Типы гибридизации: $sp$ , $sp^2$ , $sp^3$ . Принципы методов валентных связей и молекулярных орбиталей. Сравнительная характеристика МВС и ММО. Строение вещества в конденсированном состоянии. Металлическая связь. Водородная связь. Классификация кристаллов по характеру химической связи	<b>10</b>
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Химическая термодинамика. Термохимия. Закон Гесса и следствие из закона Гесса. Закон Лавуазье-Лапласа. Тепловые эффекты химических реакций, происходящих при проведении технологических процессов. Основные понятия и законы термодинамики. Энергия Гиббса и направление химических процессов. Химическая кинетика. Скорость химической реакции, от каких факторов она зависит. Энергетическая диаграмма реакции. Катализ. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.	<b>10</b>
4	Растворы.	Растворы. Коллигативные свойства растворов, их значение для жизнедеятельности человека. Эквиваленты веществ. Способы выражения состава раствора, применяемые в технологии производства продукции индустрии питания. Законы разбавленных растворов.	<b>5,5</b>
5	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	Электролитическая диссоциация. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Степень диссоциации, классификация веществ по степени диссоциации. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации, закон Оствальда. Равновесия в растворах. Водородный показатель. Сильные электролиты, кажущаяся степень диссоциации. Активность, коэффициент активности. Ионная сила. Произведение растворимости. Равновесие в растворах слабых электролитов. Ионное произведение воды, $pH$ и $pOH$ . Расчет $pH$ растворов веществ, участвующих в производстве продукции индустрии питания. Влияние $pH$ на сроки хранения продуктов питания. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону слабого основания, и по аниону слабой кислоты, расчет $pH$ раство-	<b>13,5</b>

		ров солей. Совместный гидролиз. Смещение равновесия гидролиза.	
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия	Окислительно-восстановительные реакции. Классификация ОВР. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом. Электрохимические процессы. Активные и инертные электроды. Электродный потенциал, механизм его возникновения. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. Принцип действия гальванических элементов. ЭДС гальванического элемента. Направление протекания ОВР. Коррозия и методы защиты при осуществлении технологических процессов производства. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Закон Фарадея.	13
7	Комплексные соединения	Координационная теория Вернера. Номенклатура комплексных соединений. Способы классификации комплексных соединений. Изомерия. Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений.	7,5
<b>2 семестр. Химия элементов</b>			
8	Химия s-элементов.	Водород, его соединения. Пероксид водорода. I-II группа ПС. Щелочные металлы и их соединения. Элементы подгрупп бериллия, их соединения. Жесткость воды, методы ее определения и устранения. Влияние жесткости на вкусовые свойства продуктов и на проведение технологических процессов.	24
9	Химия p-элементов.	III группа ПС. Бор, алюминий и их соединения. Токсичные свойства металлов IV группа ПС. Элементы подгруппы углерода, их соединения. V группа ПС. Азот и фосфор, их соединения. Мышьяк, сурьма, висмут и их соединения. VI группа ПС. Элементы подгруппы кислорода и их соединения. VII -VIII группа ПС. Галогены и их соединения. Краткая характеристика благородных газов.	57
10	Химия d – элементов и f-элементов.	Металлы побочных подгрупп I-V групп ПС. Подгруппа меди и цинка. Краткая характеристика подгруппы скандия, титана, ванадия. Металлы побочных подгрупп VI-VIII групп ПС. Подгруппа хрома. Характеристика подгруппы марганца. Элементы триады железа и их соединения. Краткая характеристика платиновых металлов. Краткая характеристика редкоземельных элементов и актиноидов.	26

## 5.2 Разделы дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекции, час	ЛР, час	СРО, час
<b>1 семестр</b>				
1	Периодическая система и строение атомов	4	4	3
2	Химическая связь	6	2	2
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	4	2	4
4	Растворы.	2	1	2,5
5	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	6	2	5,5
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия	6	2	5
7	Комплексные соединения	2	2	3,5

2 семестр				
8	Химия s-элементов.	4	10	5
9	Химия p-элементов.	10	18	5
10	Химия d –элементов и f-элементов.	4	8	7

### 5.2.1 Лекции

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тематика лекционных занятий	Трудоемкость, час
<b>1 семестр</b>			
1	Периодическая система и строение атомов	Лекция 1. Строение атома. Модели строения атома. Теория Бора. Понятие о квантовой механике, уравнение Шредингера. Квантовые числа, их разрешенные значения. Типы атомных орбиталей. Заполнение атомных орбиталей электронами. Принципы минимума энергии, Паули, правила Клечковского и Хунда. Лекция 2. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодические свойства элементов. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Зависимость свойств элементов от заряда ядра и строения электронной оболочки атома.	4
2	Химическая связь	Лекция 3. Химическая связь. Понятие о типах химической связи. Характеристики связи: энергия, длина, направленность. Теория химического строения. Ионная связь, свойства ионной связи. Ковалентная связь. Механизмы образования связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы. Лекция 4. Теория гибридизации. Типы гибридизации: $sp$ , $sp^2$ , $sp^3$ . Принципы методов валентных связей и молекулярных орбиталей. Сравнительная характеристика МВС и ММО. Лекция 5. Строение вещества в конденсированном состоянии. Металлическая связь. Водородная связь. Классификация кристаллов по характеру химической связи	6
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Лекция 6. Химическая термодинамика. Термохимия. Закон Гесса и следствие из закона Гесса. Закон Лавуазье-Лапласа. Тепловые эффекты химических реакций, происходящих при проведении технологических процессов. Основные понятия и законы термодинамики. Энергия Гиббса и направление химических процессов. Лекция 7. Химическая кинетика. Скорость химической реакции, от каких факторов она зависит. Энергетическая диаграмма реакции. Катализ. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.	4
4	Растворы	Лекция 8. Растворы. Коллигативные свойства растворов. Эквиваленты веществ. Способы выражения состава раствора, применяемые в технологии производства продукции индустрии питания. Законы разбавленных растворов.	2
5	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	Лекция 9. Электролитическая диссоциация. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Степень диссоциации, классификация веществ по степени диссоциации. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации, закон Оствальда. Лекция 10. Равновесия в растворах. Водородный показатель. Сильные электролиты, кажущаяся степень диссоциации. Активность, коэффициент активности.	6

		Ионная сила. Произведение растворимости. Равновесие в растворах слабых электролитов. Ионное произведение воды, рН и рОН. Расчет рН растворов веществ, участвующих в производстве продукции индустрии питания. Влияние рН на сроки хранения продуктов питания. Лекция 11. Гидролиз солей. Гидролиз солей по катиону слабого основания, и по аниону слабой кислоты, расчет рН растворов солей. Совместный гидролиз. Смещение равновесия гидролиза.	
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия	Лекция 12. Окислительно-восстановительные реакции. Классификация ОВР. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом. Лекция 13. Электрохимические процессы. Активные и инертные электроды. Электродный потенциал, механизм возникновения электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. Принцип действия гальванических элементов. ЭДС гальванического элемента. Направление протекания ОВР. Коррозия. Методы защиты от коррозии. Коррозия и методы защиты при осуществлении технологических процессов производства. Лекция 14. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Закон Фарадея.	6
7	Комплексные соединения	Лекция 15. Координационная теория Вернера. Номенклатура комплексных соединений. Способы классификации комплексных соединений. Изомерия. Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений.	2
<b>2 семестр</b>			
8	Химия s-элементов.	Лекция 16. Водород, его соединения. Пероксид водорода. Лекция 17. I-II группа ПС. Щелочные металлы и их соединения. Элементы подгрупп бериллия, их соединения. Жесткость воды, методы ее определения и устранения. Влияние жесткости на вкусовые свойства продуктов и на проведение технологических процессов.	4
9	Химия p-элементов.	Лекция 18. III группа ПС. Бор, алюминий и их соединения. Токсичные свойства металлов Лекция 19. IV группа ПС. Элементы подгруппы углерода, их соединения. Лекция 20. V группа ПС. Азот и фосфор, их соединения. Мышьяк, сурьма, висмут и их соединения. Лекция 21. VI группа ПС. Элементы подгруппы кислорода и их соединения. Лекция 22. VII -VIII группа ПС. Галогены и их соединения. Краткая характеристика благородных газов.	10
10	Химия d –элементов и f-элементов.	Лекция 23. Металлы побочных подгрупп I-V групп ПС. Подгруппа меди и цинка. Краткая характеристика подгруппы скандия, титана, ванадия. Лекция 24. Металлы побочных подгрупп VI-VIII групп ПС. Подгруппа хрома. Характеристика подгруппы марганца. Элементы триады железа и их соединения. Краткая характеристика платиновых металлов. Краткая характеристика редкоземельных элементов и актиноидов.	4

5.2.2 Практические занятия  
не предусмотрены

### 5.2.3 Лабораторный практикум

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудоемкость, час
<b>1 семестр</b>			
1	Периодическая система и строение атомов	Лабораторная работа 1. Основные классы неорганических веществ. Семинарское занятие 1. Строение атома.	<b>4</b>
2	Химическая связь	Семинарское занятие 2. Химическая связь. Ионная связь. Ковалентная связь Теория гибридизации.	<b>2</b>
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Лабораторная работа 2. Кинетика и химическое равновесие Семинарское занятие 3. Термохимические и термодинамические расчеты.	<b>2</b>
4	Растворы	Семинарское занятие 4. Способы выражения состава раствора.	<b>1</b>
5	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	Лабораторная работа 3. Электролитическая диссоциация. Лабораторная работа 4. Производство растворимости, водородный показатель	<b>2</b>
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия	Лабораторная работа 5. Окислительно-восстановительные реакции	<b>2</b>
7	Комплексные соединения	Лабораторная работа 6. Комплексные соединения	<b>2</b>
<b>2 семестр</b>			
8	Химия s-элементов.	Семинарское занятие 5. Комплексные соединения Лабораторная работа 7. Свойства и получение водорода. Пероксид водорода. Семинарское занятие 6. Свойства элементов I-II группы ПС Лабораторная работа 8. Свойства элементов I группы ПС. Лабораторная работа 9. Свойства элементов II группы ПС.	<b>10</b>
9	Химия p-элементов.	Лабораторная работа 10. Свойства элементов III группы ПС. Семинарское занятие 8. Свойства элементов .IV группы ПС Лабораторная работа 11. Свойства элементов IV группы ПС. Семинарское занятие 9. Свойства элементов V группы ПС Лабораторная работа 12. Свойства элементов V группы ПС. Семинарское занятие 10. Свойства элементов VI группы ПС Лабораторная работа 13. Свойства элементов VI группы ПС. Семинарское занятие 11. Свойства элементов VII-VIII группы ПС Лабораторная работа 14. Свойства элементов VII группы ПС.	<b>18</b>
10	Химия d –элементов и f-элементов.	Семинарское занятие 12. Металлы побочных подгрупп I-V групп ПС. Лабораторная работа 13. Свойства элементов побочных подгрупп I-V групп ПС. Семинарское занятие 14. . Металлы побочных	<b>8</b>

		подгрупп VI-VIII групп ПС. Лабораторная работа 14. Свойства элементов побочных подгрупп VI-VIII групп ПС.	
--	--	---	--

#### 5.2.4 Самостоятельная работа обучающихся (СРО)

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Вид СРО	Трудоемкость, час
1 семестр			
1.	Периодическая система и строение атомов	Отчет по лаборатор. работам Тестирование	2 1
2.	Химическая связь	Тестирование Подготовка к решению задачи	1 1
3.	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Отчет по лаборатор. работам Тестирование Подготовка к решению кейс-задачи Подготовка к решению задачи	2 1 0,5 0,5
4.	Растворы	Тестирование Подготовка к решению кейс-задачи Подготовка к решению задачи	1 1 0,5
5.	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	Отчет по лаборатор. работам Тестирование Подготовка к решению кейс-задачи Подготовка к решению задачи Реферат	2 1 1 0,5 1
6.	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия	Отчет по лаборатор. работам Тестирование Подготовка к решению кейс-задачи Подготовка к решению задачи Реферат	1 2 0,5 0,5 1
7.	Комплексные соединения	Отчет по лаборатор. работам Тестирование Подготовка к решению задачи Реферат	0,5 1,5 0,5 1
	<b>Итого за 1 семестр:</b>		<b>25,5</b>
8	Химия s-элементов.	Отчет по лаборатор. работам Тестирование Подготовка к решению кейс-задачи	2 2 1
9	Химия p-элементов.	Отчет по лаборатор. работам Тестирование Подготовка к решению задачи	2 2 1
10	Химия d –элементов и f-элементов.	Отчет по лаборатор. работам Тестирование Подготовка к решению кейс-задачи Реферат	2 2 2 1
	<b>Итого за 2 семестр:</b>		<b>17</b>

## 6 Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

Для освоения дисциплины обучающийся может использовать:

### 6.1 Основная литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебник для студ. вузов нехимических спец./ под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2018. - 886 с.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. [Текст] / Н. Л. Глинка. - Л.: Химия, 2018, 256 с.
3. Нифталиев С.И., Перегудов Ю.С. Плотникова С.Е., Горбунова Е.М. Химия элементов. Лабораторный практикум: учебное пособие. - Воронеж, ВГУИТ, 2017. <https://e.lanbook.com/reader/book/106798>
4. Плотникова, С. Е., Нифталиев С.И. Растворы электролитов: водородный показатель. Произведение растворимости. Гидролиз солей: задания для контроля знаний. - Воронеж, ВГУИТ, 2014. <http://biblos.vsu.ru>

### 6.2 Дополнительная литература

5. Химия. Большой энциклопедический словарь
6. Саргаев П.М. Неорганическая химия Издательство "Лань". 2013  
<https://e.lanbook.com/reader/book/36999>
7. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Издательство "Лань". 2018, 752 с.  
<https://e.lanbook.com/book/50684>

### 6.3 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся

Химия элементов [Текст] : учеб.пособие / С. И. Нифталиев, Ю. С. Перегудов, С. Е. Плотникова, Е. М. Горбунова; Воронеж. гос. ун-т инж. технол. – Воронеж : ВГУИТ, 2017. – 52 с

### 6.4 Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины

Наименование ресурса сети «Интернет»	Электронный адрес ресурса
«Российское образование» - федеральный портал	<a href="https://www.edu.ru/">https://www.edu.ru/</a>
Научная электронная библиотека	<a href="https://elibrary.ru/defaultx.asp">https://elibrary.ru/defaultx.asp</a>
Национальная исследовательская компьютерная сеть России	<a href="https://niks.su/">https://niks.su/</a>
Информационная система «Единое окно доступа к образовательным ресурсам»	<a href="http://window.edu.ru/">http://window.edu.ru/</a>
Электронная библиотека ВГУИТ	<a href="http://biblos.vsu.ru/megapro/web">http://biblos.vsu.ru/megapro/web</a>
Сайт Министерства науки и высшего образования РФ	<a href="https://minobrnauki.gov.ru/">https://minobrnauki.gov.ru/</a>
Портал открытого on-line образования	<a href="https://npoed.ru/">https://npoed.ru/</a>
Электронная информационно-образовательная среда ФГБОУ ВО «ВГУИТ»	<a href="https://education.vsu.ru/">https://education.vsu.ru/</a>

### 6.5 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения, современных профессиональных баз данных и информационных справочных систем

При изучении дисциплины используется программное обеспечение и информационные справочные системы:

- ЭИОС университета, в том числе на базе программной платформы «Среда электронного обучения ЗКЛ» <https://education.vsu.ru/>,
- автоматизированная информационная база «Интернет-тренажеры» <https://training.i-exam.ru/>,
- базы данных по химии <https://chemister.ru/Links/database.htm>,

- отечественные базы данных по химии <http://www.chem.msu.ru/rus/library/rusdbs.html>,
- химия. Базы данных [https://elementy.ru/catalog/t39/Khimiya/g29/bazy\\_dannykh](https://elementy.ru/catalog/t39/Khimiya/g29/bazy_dannykh).
- Тестовые задания в Электронной информационно-образовательной среде ВГУ-ИТ <https://education.vsu.ru/>.
- Информационная справочная система. Портал фундаментального химического образования ChemNet. Химическая информационная сеть: Наука, образование, технологии <http://www.chemnet.ru>
- справочная система. Сайт о химии. Неорганическая химия. <https://www.xumuk.ru/nekrasov>

**При освоении дисциплины используется лицензионное и открытое программное обеспечение – ОС Windows, ОС ALT Linux.**

## **7 Материально-техническое обеспечение дисциплины**

Описание необходимых средств и приемов обучения:

лекционные аудитории, оборудованные аудио-визуальной системой (мультимедийный проектор, экран, усилитель мощности звука, микрофон, устройство коммутации, сетевой коммутатор для подключения к компьютерной сети (Интернет)) (№ 37, 020).

лаборатории неорганической химии (№ 016, 022, 025, 027, 029), с необходимым оборудованием: Специализированные комплекты мебели для учебного процесса. Химическая посуда; Весы технические – WS-23; Вольтметры цифровые – Щ68003; Шкаф сушильный 2В-151; Акводистиллятор ДЭ – 15; Водонепроницаемый стандартный погружной/проникающий зонд тип Т Д=5; Высокотемпературный измерительный прибор с памятью данных Testo 735-2; Прибор рН-метр РНер-4; электролизер, гальванометр, выпрямитель переменного напряжения, электроды, спиртовки.

При чтении лекций используются следующие средства освоения дисциплины:

- таблицы: Периодическая система элементов Д. И. Менделеева, Электроотрицательность элементов, Таблица растворимости кислот, оснований, солей, Стандартные электродные потенциалы металлов;

- плакаты по темам: Строение атома, Химическая связь, Агрегатное состояние веществ, Электрохимия;

- макеты кристаллических решеток;
- образцы металлов и неметаллов;
- образцы минералов и руд;
- образцы полимеров;
- установка Смещение химического равновесия; установка Электропроводность электролитов;

- гальванический элемент;

- электролизёр;

- аккумулятор;

- аппарат Киппа;

- демонстрационные опыты по разделам: Скорость химических реакций, Растворы, Растворы электролитов, Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия, комплексные соединения, I-II группы ПСЭ, III-IV группы ПСЭ, V группа ПСЭ, VI группа ПСЭ, VII-VIII группы ПСЭ.

## **8 Оценочные материалы для промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)**

**8.1 Оценочные материалы (ОМ) для дисциплины (модуля) включают в себя:**

- перечень компетенций с указанием индикаторов достижения компетенций, этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы;
- описание шкал оценивания;

- типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков;
- методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности.

ОМ представляются в виде отдельного документа и входят в состав рабочей программы дисциплины (модуля) в виде приложения.

Оценочные материалы формируются в соответствии с П ВГУИТ «Положение об оценочных материалах».

**ПРИЛОЖЕНИЕ**  
к рабочей программе

**1. Организационно-методические данные дисциплины для заочной формы обучения**

**1.1 Объемы различных форм учебной работы и виды контроля в соответствии с учебным планом**

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных единиц.

Виды учебной работы	Всего ак. ч	Распределение трудоемкости по семестрам, ак. ч	
		1	2
Общая трудоемкость дисциплины	<b>180</b>	<b>108</b>	<b>72</b>
<b>Контактная работа в т.ч. аудиторные занятия:</b>	<b>26</b>	<b>12</b>	<b>14</b>
Лекции	12	6	6
<i>в том числе в форме практической подготовки</i>	-	-	-
Лабораторные работы (ЛР)	14	6	8
<i>в том числе в форме практической подготовки</i>	-	-	-
Консультации текущие	1,8	0,9	0,9
Экзамен	0,2	0,2	0
Консультация перед экзаменом	2	2	0
Зачет	0,1	0	0,1
Контрольная работа	1,6	0,8	0,8
<b>Виды аттестации</b>	<b>10,7</b>	<b>6,8 (экзамен)</b>	<b>3,9 (зачет)</b>
<b>Самостоятельная работа:</b>	<b>137,6</b>	<b>85,3</b>	<b>52,3</b>
Проработка конспекта лекций (собеседование, тестирование)	14	6	8
Проработка материала по учебникам (собеседование, тестирование)	90,2	62,1	28,1
Подготовка к решению кейс-задачи	8	5	3
Контрольная работа	18,4	9,2	9,2
Подготовка к защите лабораторных работ (собеседование, тестирование)	7	3	4

**ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ  
ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ**

по дисциплине

Неорганическая химия

## 1 Перечень компетенций с указанием этапов их формирования

№ п/п	Код компетенции	Формулировка компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции
1	ОПК-2	Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности	ИД1 <sub>опк-2</sub> – Применяет физико-математический аппарат, основные законы физики, химии, механики для решения задач профессиональной деятельности
			ИД2 <sub>опк-2</sub> – Решает стандартные задачи в профессиональной деятельности с применением естественнонаучных и общеинженерных знаний

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения (показатели оценивания)
ИД1 <sub>опк-2</sub> – Применяет физико-математический аппарат, основные законы физики, химии, механики для решения задач профессиональной деятельности	Знает: основные законы химии, электронное строение атомов и молекул, основы теории химической связи, строение и свойства координационных соединений, химические свойства элементов и их важнейших соединений, их токсичность и влияние на жизнедеятельность человека при решении задач профессиональной деятельности
	Умеет: использовать основные законы химии и свойств неорганических соединений при решении задач профессиональной деятельности; проводить лабораторные опыты по определению основных классов неорганических соединений, кинетике и химическому равновесию; составлять электронные формулы атомов и ионов, строить энергетические диаграммы атомов и ионов и молекул
	Владеет: навыками составления электронных формул атомов и ионов; навыками описания состояния любого электрона в атоме с помощью квантовых чисел; методами исследований свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы элементов; навыками определения термодинамической возможности самопроизвольного протекания реакции; навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций: получения оксидов, кислот, оснований и солей
ИД2 <sub>опк-2</sub> – Решает стандартные задачи в профессиональной деятельности с применением естественнонаучных и общеинженерных знаний	Знает: общие понятия термохимии, кинетики, катализа и химического равновесия; основы окислительно-восстановительных процессов и электрохимии; общие свойства растворов, свойства слабых и сильных электролитов; классификацию дисперсных систем; свойства химических элементов и их соединений
	Умеет: применять общие понятия термохимии, кинетики, катализа, химического равновесия, основ окислительно-восстановительных процессов и электрохимии, общих свойств растворов и свойства слабых и сильных электролитов в своей профессиональной деятельности; проводить термодинамические и кинетические расчеты химических реакций; осуществлять окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы в лабораторных условиях
	Владеет: навыками применения знаний основ химических процессов и основных законов химии в своей профессиональной деятельности определения; навыками определения термодинамической возможности самопроизвольного протекания реакции; навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования свойств веществ

## 2 Паспорт оценочных материалов по дисциплине

№ п/п	Разделы дисциплины	Индекс контролируемой компетенции (или ее части)	Оценочные материалы		Технология/процедура оценивания (способ контроля)
			наименование	№№ заданий	
1.	Основы неорганической химии	ОПК-2	<i>Банк тестовых заданий</i>	85-93	Бланочное или компьютерное тестирование. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Собеседование</i>	1-56	Собеседование на лабораторных работах. Проверка преподавателем. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Задача</i>	160 -175	Проверка преподавателем. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Кейс-задача</i>	206-207	Проверка преподавателем. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - не зачтено; 60 -100 % зачтено.
			<i>Реферат</i>	3.5.1-3.5.9	Проверка преподавателем. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
2.	Химия элементов	ОПК-2	<i>Банк тестовых заданий</i>	94-159	Бланочное или компьютерное тестирование. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Собеседование</i>	57-84	Собеседование на лабораторных работах. Проверка преподавателем. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Задача</i>	176-205	Проверка преподавателем.

					Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Кейс-задача</i>	208-209	Проверка преподавателем. Процентная шкала 0-100 %; Проверка преподавателем. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - не зачтено; 60 -100 % зачтено.
			<i>Реферат</i>	3.5.10 – 3.5.40	Проверка преподавателем. Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.

### 3. Оценочные материалы для промежуточной аттестации.

**Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы**

Для оценки знаний, умений, навыков обучающихся по дисциплине «Неорганическая химия» применяется бально-рейтинговая система оценки сформированности компетенций студента.

Бально-рейтинговая система оценки осуществляется в течение всего семестра при проведении аудиторных занятий и контроля самостоятельной работы. Показателями ФОС являются (1 семестр): отчет по лабораторным работам в виде собеседования; рубежный контроль в виде собеседования и тестирования; сдача коллоквиума в виде собеседования и решения задачи, домашнее задание в виде компьютерного тестирования; аудиторная контрольная работа. Оценивание студентов осуществляется в течение 2 семестра при проведении аудиторных занятий, показателями ФОС являются: отчет по лабораторным работам в виде собеседования; рубежный контроль в виде собеседования и тестирования; сдача коллоквиума в виде собеседования и решения задачи, аудиторная контрольная работа. Оценки выставляются в соответствии с графиком контроля текущей успеваемости студентов в баз данных студентов в автоматизированную систему баз данных «Ведомости кафедры» «Рейтинг студентов».

По результатам текущей работы в семестре студенту выставляется оценка в пятибалльной системе или системе «зачтено» - «незачтено».

Обучающийся, набравший за текущую работу менее 60 %, т.к. он не выполнил всю работу в семестре, допускается до сдачи экзамена или зачета, однако ему дополнительно задаются вопросы на собеседовании по разделам, выносимым на экзамен или зачет. Экзамен (1 семестр) проводится в виде собеседования и кейс-задачи. При частично правильном ответе сумма баллов делится пополам.

Зачет (2 семестр) проводится в виде тестового задания и кейс-задачи. При частично правильном ответе сумма баллов делится пополам.

В случае неудовлетворительной сдачи экзамена (зачета) студенту предоставляется право повторной сдачи в срок, установленный для ликвидации академической задолженности по итогам соответствующей сессии. При повторной сдаче количество набранных студентом баллов на предыдущем экзамене или зачете не учитывается.

### 3.1 Вопросы к собеседованию (зачету, экзамену, защите лабораторных работ)

#### **ОПК-2 Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности**

	Формулировка задания
1	Основные положения современной теории строения атома.
2	Квантовые числа, их разрешенные значения.
3	Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули.
4	Правило Гунда. Правила Клечковского. Последовательность заполнения орбиталей
5	Электронные формулы атомов и ионов.
6	Строение электронной оболочки и свойства элементов.
7	Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность.
8	Атомные радиусы.
9	Современная формулировка Периодического закона. Физическая причина периодичности.
10	Периодическая система элементов. Период. Группа. Подгруппа.
11	Определение химической связи. Характеристики связи: энергия, длина, направленность.
12	Ионная связь, свойства ионной связи.
13	Ковалентная связь. Механизмы образования связи. Свойства ковалентной связи
14	Дипольный момент связи и дип. момент молекулы. Кратность связи.
15	Металлическая связь.
16	Водородная связь.
17	Теория гибридизации. Типы гибридизации: $sp$ , $sp^2$ , $sp^3$
18	Основные понятия метода молекулярных орбиталей (ММО).
19	Строение вещества в конденсированном состоянии.
20	Скорость химической реакции, от каких факторов она зависит.
21	Зависимость скорости реакции от концентрации. Константа скорости.
22	Зависимость скорости реакции от температуры (правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса).
23	Катализ (положительный и отрицательный). Катализаторы.
24	Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.
25	Константа химического равновесия.
26	Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
27	Основные понятия хим. термодинамики: термодинамическая система, термодинамические параметры, состояние системы, уравнение состояния.
28	Первое начало термодинамики. Внутренняя энергия. Теплота и работа. Энтальпия.
29	Термохимия. Закон Гесса и следствие из закона Гесса.
30	Второе начало термодинамики. Энтропия.
31	Применение второго начала для химических систем. Энергия Гиббса.
32	Эквивалент вещества. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.
33	Растворы. Насыщенный, пересыщенный раствор. Способы выражения концентрации в растворе.
34	Коллигативные свойства растворов. Изотонический коэффициент.
35	Осмоз, осмотическое давление, формула Вант-Гоффа.
36	Закон Рауля. Эбуллиоскопия. Криоскопия.
37	Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации.
38	Степень диссоциации, классификация веществ по степени диссоциации. Уравнения диссоциации сильных и слабых электролитов.
39	Сильные электролиты, кажущаяся степень диссоциации. Активность, коэффициент активности. Ионная сила.
40	Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации, закон разбавления Оствальда.
41	Произведение растворимости, условия образования и растворения осадков.
42	Ионное произведение воды, водородный и гидроксильный показатели. Индикаторы.

43	Гидролиз солей по катиону слабого основания.
44	Гидролиз солей по аниону слабой кислоты.
45	Окислительно-восстановительные реакции. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
46	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом.
47	Электрохимические процессы (определение). Электроды: анод, катод.
48	Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
49	Гальванические элементы. Принцип действия гальванических элементов (на примере элемента Даниэля-Якоби). ЭДС гальванического элемента.
50	Направление протекания ОВР.
51	Коррозия. Методы защиты от коррозии.
52	Электролиз расплавов солей (3 примера).
53	Электролиз водных растворов солей (2 примера).
54	Координационная теория Вернера: внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Комплексообразователь, координационное число комплексообразователя.
55	Номенклатура комплексных соединений. Примеры названий комплексных соединений с анионным, катионным и нейтральным комплексом.
56	Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений.
57	Водород. Получение в промышленности и лаборатории, физические и химические свойства. Изотопы водорода.
58	Щелочные металлы. Физические и химические свойства. Получение и хранение. Применение их соединений.
59	Подгруппа меди. Физические и химические свойства простых веществ, промышленные способы их получения.
60	Общая характеристика элементов II группы периодической системы.
61	Щелочноземельные металлы и их соединения.
62	Жесткость воды и способы ее устранения.
63	Подгруппа цинка. Особенности химии ртути.
64	Общая характеристика III группы ПСЭ. Бор, его особенности. Соединения бора с водородом. Борная кислота. Бора.
65	Алюминий и его соединения. Комплексы алюминия.
66	Галлий, индий, таллий и их соединения. Особенности химии таллия.
67	Углерод. Особенности химии углерода. Оксиды углерода. Угольная кислота. Карбонилы металлов. Сероуглерод.
68	Соединения углерода с азотом: дициан, циановодород, роданиды, карбиды.
69	Кремний и его соединения. Стекла. Силаны.
70	Германий, олово, свинец и их соединения.
71	Подгруппа титана (общая характеристика). Соединения титана, циркония, гафния.
72	Азот. Степени окисления азота. Молекулярный азот. Аммиак.
73	Оксиды азота. Азотистая кислота.
74	Азотная кислота. Особенности ее взаимодействия с различными веществами.
75	Фосфор. Аллотропия фосфора. Соединения фосфора.
76	Элементы подгруппы ванадия и их соединения.
77	Концентрированная серная кислота как окислитель.
78	Селен и теллур, их соединения. Селеновая и теллуrowая кислоты.
79	Подгруппа хрома. Соединения хрома, молибдена и вольфрама.
80	Хлор, бром, иод. Простые вещества. Соединения с водородом.
81	Подгруппа марганца. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца.
82	Благородные газы и их соединения.
83	Общая характеристика элементов побочной подгруппы VIII группы ПСЭ. Триада железа.
84	Семейство платиновых металлов. Комплексные соединения платиновых металлов.

### 3.2.1 Тестовые задания (зачет, защита лабораторных работ)

**ОПК-2 Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности**

№ задания	Тестовое задание
-----------	------------------

85	Заполненные орбитали на различных подуровнях одного уровня отличаются друг от друга (-)Числом электронов. (+)Только формой. (-)Только энергией. (-)Формой и энергией
86	Элемент, имеющий строение внешнего уровня $3d^3 4s^2$ обладает (-)Окислительными свойствами. (-)Восстановительными свойствами. (+)Как окислительными, так и восстановительными свойствами
87	Сила бескислородных кислот от фтороводородной до иодоводородной кислоты изменяется (-)Периодически. (-)Не меняется. (-)Уменьшается. (+)Увеличивается.
88	Элементы относят к главным подгруппам, так как они (-)Стоят в левой части группы. (+)Включают элементы как малых, так и больших периодов. (-)Стоят в правой части группы. (-)Включают элементы только больших периодов.
89	Ёмкость энергетических подуровней в атоме (+)Принципом Паули. (-)Правилом Хунда. (-)Правилом Клечковского. (-)Принципом наименьшей энергии
90	В таблице Д.И.Менделеева 4f-элементы находятся (-)В пятом периоде. (+)В шестом периоде. (-)В седьмом периоде. (-)В пятой группе.
91	Орбиталей на третьем энергетическом уровне (-)Три. (-)Четыре. (-)Пять. (+)Девять.
92	Изменение свойств гидроксидов элементов в периоде с увеличением заряда ядра (+)Основные свойства уменьшаются. (-)Без закономерности. (-)Основные свойства увеличиваются. (-)Не меняются.
93	На высшую валентность элемента в таблице Менделеева указывает (-)Номер периода. (+)Номер группы. (-)Число электронов на внешнем уровне. (-)Порядковый номер элемента

### 3.2.2 Тестовые задания (зачет, защита лабораторных работ)

#### **ОПК-2 Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности**

№ задания	Тестовое задание
94	Элементы побочных подгрупп относятся (-)s, p и d-семействам. (-)s и p- семействам. (-)p и d- семействам. (+)d и f- семействам
95	Магнитное квантовое число имеет значения: +1, 0, -1 (-)На s-подуровне. (+)На p-подуровне. (-)На d-подуровне. (-)На f-подуровне
96	Инертный газ, который с точки зрения строения атома, не может образовывать валентные связи (-)Криптон. (-)Ксенон. (-)Радон. (+)Гелий.
97	Число неспаренных электронов на подуровне можно определить с помощью (-)правила Клечковского

	(-)принцип Паули (+)правила Гунда (-)принципа наименьшей энергии
98	Окислительную способность элемента определяет (-)энергия ионизации (+)энергия сродства к электрону (-) кинетическая энергия (-) потенциальная энергия
99	Характер оксидов и гидроксидов элементов II периода с увеличением порядкового номера элемента (-)не меняется (-)основные свойства усиливаются (+)основные свойства ослабевают (-)кислотные свойства усиливаются
100	Сила кислот в ряду: $\text{H}_2\text{SO}_3$ , $\text{H}_2\text{SeO}_3$ , $\text{H}_2\text{TeO}_3$ с увеличением порядкового номера элемента (-)увеличивается. (+)уменьшается. (-)не изменяется
101	Значения квантовых чисел для четырнадцатого электрона (-) $n=3$ $l=2$ $m_l=-2$ $s=-1/2$ (-) $n=3$ $l=0$ $m_l=0$ $s=+1/2$ (-) $n=3$ $l=0$ $m_l=-1$ $s=+1/2$ (+) $n=3$ $l=1$ $m_l=0$ $s=+1/2$
102	В каком из соединений имеет место донорно-акцепторная связь? Укажите, какой элемент является донором. 1) $\text{NH}_3$ ;                      +2) $\text{HBF}_4$ ;              3) $\text{KCl}$ ;                      4) $\text{F}_2$ .
103	Объясните с точки зрения строения атома, какой из элементов в возбужденном состоянии не может проявлять в химических соединениях высшую валентность, соответствующую номеру группы в периодической таблице. Почему? 1) ксенон;                      2) сера;                      3) хлор;                      +4) фтор.
104	Укажите наиболее полярную молекулу. Рассмотрите эту молекулу в рамках метода валентных связей 1) $\text{CO}_2$ ;                      2) $\text{CH}_4$ ;                      3) $\text{BeCl}_2$ ;                      +4) $\text{H}_2\text{O}$ .
105	В какой молекуле имеется две $\pi$ -связи? Нарисуйте схему перекрывания электронных облаков в этой молекуле. 1) $\text{C}_2\text{H}_4$ ;                      +2) $\text{C}_2\text{H}_2$ ;                      3) $\text{O}_2$ ;                      4) $\text{H}_2\text{O}$ .
106	Выберите среди перечисленных свойств характерное для ионной связи: 1) насыщаемость;    +2) ненасыщаемость; 3) направленность; 4) небольшая энергия связи.
107	Укажите название вещества, молекулы которого способны к образованию водородных связей: 1) водород;                      2) гидрид натрия; +3) муравьиная кислота;    4) метан.
108	Какой тип решетки характерен для металлов? 1) атомная;                      2) ионная; 3) молекулярная;                      +4) атом-ионная.
109	Какая молекула имеет тетраэдрическое строение? Нарисуйте схему перекрывания электронных облаков в этой молекуле. 1) $\text{CO}$ ;                      + 2) $\text{CH}_4$ ;                      3) $\text{MgCl}_2$ ;                      4) $\text{H}_2\text{S}$ .
110	В какой молекуле имеется ионный тип связи? 1) $\text{HCl}$ ;                      2) $\text{NH}_3$ ;                      +3) $\text{NaCl}$ ;                      4) $\text{H}_3\text{BO}_3$ .
111	Какое количество $\sigma$ -связей в молекуле ацетилена ( $\text{C}_2\text{H}_2$ )? Приведите квантово-механическую модель молекулы. 1) четыре;                      2) две;                      3) одна;                      +4) три
112	Какова направленность ковалентных связей при $sp^2$ -гибридизации? Приведите пример соединения. +1) к вершинам треугольника;    2) к вершинам пирамиды; 3) к вершинам тетраэдра;                      4) линейная.
113	У какого из указанных атомов нельзя повысить ковалентность за счет возбуждения? Почему? 1) аргон;                      2) фосфор;                      3) сера;                      + 4) азот.
114	Какие виды связи существуют в молекуле гидроксида натрия?

	+1) ионная и ковалентная; 2) ионная и металлическая; 3) ковалентная и водородная; 4) ковалентная и металлическая.
115	Как изменяется степень ионности у высших оксидов элементов второго периода? +1) степень ионности уменьшается; 2) степень ионности увеличивается; 3) степень ионности не изменяется.
116	Какая из молекул имеет строение треугольной пирамиды с центральным атомом в вершине? Изобразите схему перекрывания электронных облаков молекулы (МВС) 1) $AlCl_3$ ;                      2) $BCl_3$ ;                      +3) $PH_3$ ;                      4) $CCl_4$ .
117	Каково строение молекулы углекислого газа? Нарисуйте квантово-механическую модель. Каков тип гибридизации углерода в молекуле углекислого газа? 1) нет гибридизации; 2) $sp^3$ ;                      3) $sp^2$ ;                      +4) $sp^1$ .
118	В какой молекуле имеется одна $\pi$ -связь? Приведите структурные формулы всех молекул. 1) $C_2H_2$ ;                      +2) $C_2H_4$ ;                      3) $SiH_4$ ;                      4) $Br_2$ .
119	Какая из величин определяет полярность молекулы типа $AB_2$ ? Дать обоснованный ответ. Привести примеры. 1) дипольный момент связи между атомами; 2) электроотрицательность атомов; +3) дипольный момент молекулы; 4) энергия связи.
120	Соединения каких химических элементов склонны к образованию водородных связей? +1) F,                      2) C;                      3) B,                      4) As.
121	Какие типы связи характерны для простых веществ? 1) ковалентная полярная и металлическая; 2) ковалентная неполярная и ионная; 3) ковалентная неполярная и металлическая; 4) ковалентная полярная и водородная.
122	Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. При охлаждении системы от $50^\circ C$ до $30^\circ C$ скорость реакции 1) не изменилась 2) <b>уменьшилась в 9 раз</b> 3) уменьшилась в 6 раз 4) уменьшилась в 3 раза
123	При повышении температуры от $30^\circ C$ до $70^\circ C$ скорость реакции возросла в 81 раз. Как изменится скорость при увеличении температуры от $70^\circ C$ до $80^\circ C$ ? 1) не изменится 2) уменьшилась в 9 раз 3) уменьшилась в 6 раз 4) <b>увеличилась в 3 раза</b>
124	Какие реакции могут протекать самопроизвольно: 1) $CH_4 + CO_2 = 2CO + 2H_2$ $\Delta G = 170,95$ кДж/моль 2) <b><math>C(k) + O_2(g) = 2CO(g)</math> <math>\Delta G = -137</math> кДж/моль</b> 3) $PbS(k) + 2HCl(ж) = H_2S(g) + PbCl_2(ж)$ $\Delta G = 30,9$ кДж/моль 4) <b><math>3PbS(k) + 8HNO_3(ж) = 3PbSO_4(ж) + 8NO(g) + 4H_2O(ж)</math> <math>\Delta G = -1454,3</math> кДж/моль</b>
125	От каких факторов зависит константа скорости реакции? 1) от концентрации 2) от наличия катализатора в системе 3) от давления в системе 4) <b>от температуры</b>
126	Осмотическое давление раствора неэлектролита вычисляется по формуле: 1) $p = p_0 X_1$ 2) $p_0 - p = p_0 X_2$ 3) <b><math>p = cRT</math></b> 4) $p = p_0 V_0 T / (V T_0)$
127	Соответствие между концентрацией и равенством, ее определяющим 1) $\omega(X) = \frac{m(X)}{m_p}$ а) молярная концентрация

	<p>2) <math>T(X) = \frac{m(X)}{V_p}</math> б) молярная концентрация</p> <p>3) <math>C(X) = [X] = \frac{v(X)}{V_p}</math> в) титр (массовая концентрация)</p> <p>4) <math>b(X) = \frac{v(X)}{m(\text{растворителя})}</math> г) массовая доля</p> <p><b>Ответ:</b></p> <table border="1"> <tr> <td>1</td> <td>2</td> <td>3</td> <td>4</td> </tr> <tr> <td>г</td> <td>в</td> <td>б</td> <td>а</td> </tr> </table>	1	2	3	4	г	в	б	а
1	2	3	4						
г	в	б	а						
128	<p>Сокращенное ионное уравнение <math>Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2</math> соответствует взаимодействию в водном растворе веществ:</p> <p>1) <math>Fe(NO_3)_3</math> и <math>KOH</math>  2) <b><math>FeSO_4</math> и <math>LiOH</math></b>  3) <math>Fe(NO_3)_2</math> и <math>Na_2S</math>  4) <math>FeCl_3</math> и <math>Ba(OH)_2</math></p>								
129	<p>Реакцией ионного обмена, идущей в водном растворе до конца, является взаимодействие</p> <p>1) <b>сульфата аммония и хлорида бария</b>  2) серной кислоты и нитрата натрия  3) сульфата натрия и соляной кислоты  4) нитрата калия и сульфата натрия</p>								
130	<p>Минимальную степень окисления хлор проявляет в соединении</p> <p>1) <b><math>NH_4Cl</math></b>    2) <math>Cl_2</math>    3) <math>KClO</math>    4) <math>NaClO_2</math></p>								
131	<p>В каких случаях хлор окисляется?</p> <p>1) <b><math>2Cl^- \rightarrow Cl_2</math></b>  2) <math>2ClO^- \rightarrow Cl_2</math>  3) <math>ClO_3^- \rightarrow ClO^-</math>  4) <math>Cl_2 \rightarrow 2Cl^-</math>  5) <b><math>Cl_2 \rightarrow 2ClO_3^-</math></b></p>								
132	<p>Какие свойства проявляет <math>Na_2SO_3</math> при взаимодействии с водным раствором <math>KMnO_4</math>?</p> <p>1) окислительные  2) <b>восстановительные</b>  3) окислительно-восстановительные  4) вещества не взаимодействуют</p>								
133	<p>Какие свойства проявляет <math>NaNO_2</math> при взаимодействии с концентрированной <math>H_2SO_4</math>?</p> <p>1) окислительные  2) <b>восстановительные</b>  3) окислительно-восстановительные  4) вещества не взаимодействуют</p>								
134	<p>Какие металлы I группы при взаимодействии с кислородом не склонны к образованию перекисных соединений (пероксидов, надпероксидов, озонидов)?</p> <p>1) <b>Li</b>    2) <b>Cu</b>    3) Na    4) K    5) Rb    6) Cs</p>								
135	<p>Какие из перечисленных ниже солей определяют временную жесткость воды?</p> <p>1) <math>Ca(NO_3)_2</math>    2) <math>CaCl_2</math>    3) <math>Mg(NO_3)_2</math>    4) <math>KCl</math>    5) <b><math>Ca(HCO_3)_2</math></b>    6) <b><math>Mg(HCO_3)_2</math></b></p>								
136	<p>Какие из перечисленных ниже солей определяют постоянную жесткость воды?</p> <p>1) <b><math>Ca(NO_3)_2</math></b>    2) <b><math>CaCl_2</math></b>    3) <b><math>Mg(NO_3)_2</math></b>    4) <math>KCl</math>    5) <math>Ca(HCO_3)_2</math>    6) <math>Mg(HCO_3)_2</math></p>								
137	<p>В соединениях <math>PH_3</math>, <math>P_2O_5</math>, <math>H_3PO_3</math> фосфор имеет степени окисления, соответственно равные</p> <p>1) +3; +5; -3    2) <b>-3; +5; +3</b>    3) -3; +3; +5    4) +3; -5; -3</p>								
138	<p>При разложении 0,5 моль <math>C_2H_4</math> (г.) на C (графит) и <math>H_2</math> (г.) поглощается 26,15 кДж теплоты. Стандартная энтальпия образования <math>C_2H_4</math> (г.) равна _____ кДж/моль.</p> <p>1) -52,3    2) -26,15    3) +26,15    4) +104,6</p>								
139	<p>6. Определите заряд центрального иона в комплексном соединении <math>K_4 [Fe(CN)_6]</math></p> <p>1) +1    2) <b>+2</b>    3) +3    4) +4</p>								
140	<p>7. Чему равен заряд комплексного иона <math>[Cu(NH_3)_4]^?</math></p> <p>А) +1    Б) <b>+2</b>    В) 0    Г) -1</p>								
141	<p>8. Среди солей железа определите комплексную соль:</p> <p>1) <b><math>K_3[Fe(CN)_6]</math></b>    2) <math>NH_4FeSO_4</math>    3) <math>FeCl_3</math>    4) <math>FeCl_2 \cdot 6H_2O</math></p>								
142	<p>9. Чему равно координационное число <math>Pt^{4+}</math> в комплексном ионе <math>[Pt(NH_3)_3(H_2O)]^{2+}</math>?</p>								

143	10. Определите заряд комплексного иона $K_2[Co(CNS)_4]$ ? 1) +3                    2) <b>-2</b> 3) +2                    4) +4
144	11. Какой молекуле соответствует название хлорид тетраамминмеди (II)? 1) $[Cu(H_2O)_4]Cl_2$ 2) $CuCl_2$ 3) <b><math>[Cu(NH_3)_4]Cl_2</math></b> 4) $[Cu(NH_3)_2]Cl$
145	12. Чему равен заряд комплексного иона в соединении $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ ? 1) +2                    2) +4                    3) -3                    4) <b>+3</b>
146	13. Среди солей меди (II) определите комплексную соль: 1) $CuSO_4$ 2) <b><math>K_2[Cu(CN)_4]</math></b> 3) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 4) $CuCl_2$
147	14. Чему равно координационное число $Co^{3+}$ в комплексном ионе $[Co(NH_3)_2(H_2O)_2F_2]^+$ ?
148	15. Определите заряд комплексообразователя в комплексном соединении $K_3[Fe(CN)_6]$ ? 1) +2                    2) 0                    3) -2                    4) <b>+3</b>
149	16. Какой молекуле соответствует название тетраиодомеркурат (II) калия? 1) <b><math>K_2[HgI_4]</math></b> 2) $HgI_2$ 3) $Hg(NH_3)_4SO$ 4) $HgSO_4$
150	17. Чему равен заряд комплексного иона $[Zn(OH)_4]^-$ ? 1) +3                    2) +4                    3) <b>-2</b> 4) -3
152	18. Среди солей никеля (II) определите комплексную соль: 1) $(NH_4)_2Ni(SO_4)_2$ 2) <b><math>[Ni(NH_3)_4]SO_4</math></b> 3) $NiSO_4$ 4) $NiCl_2$
153	19. Чему равно координационное число $Fe^{3+}$ в комплексном ионе $[Fe(CN)_4Cl_2]^{3-}$ ?
154	20. Определите заряд комплексообразователя в комплексном соединении $K_3[Co(CN)_6]$ ? 1) +2                    2) 0                    3) <b>+3</b> 4) -2
155	21. Какому веществу соответствует название хлорид диамин серебра (I)? 1) $AgCl$ 2) $NH_4Cl$ 3) <b><math>[Ag(NH_3)_2]Cl</math></b> 4) $AgSO_4$
156	22. Чему равен заряд комплексного иона $K_4[Fe(CN)_6]$ ? 1) +3                    2) <b>-4</b> 3) +4                    4) -2
157	23. Среди солей цинка определите комплексную соль 1) $Zn(OH)_2$ 2) $ZnSO_4$ 3) <b><math>Na_2[Zn(OH)_4]</math></b> 4) $ZnCl_2$
158	24. Чему равно координационное число $Pd^{4+}$ в комплексном ионе $[Pd(NH_3)_2(H_2O)_4]^{4+}$ ? Ответ 6.
159	25. Определите заряд комплексообразователя в комплексном соединении $H_2[CoCl_4]$ ? 1) -2                    2) +3                    3) <b>+2</b> 4) -3

### 3.3 Задачи (задания) (коллоквиум, защита лабораторных работ, зачет)

**ОПК-2 Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности**

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
160	<p>Реакция протекает по схеме:</p> $A + B \rightleftharpoons C + D.$ <p>Равновесные концентрации веществ таковы: <math>c(A) = c(B) = 0,5</math> моль/дм<sup>3</sup>, <math>c(C) = c(D) = 1</math> моль/дм<sup>3</sup>. Вычислите константу равновесия.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Выражение для константы равновесия <math>K = \frac{[C][D]}{[A][B]} = 1 \cdot 1 / 0,5 \cdot 0,5 = 4</math></p>
161	<p>Во сколько раз увеличится скорость реакции, если увеличить температуру от -10 до +30 °C? (При повышении температуры на 10°C скорость этой реакции увеличивается в 3 раза).</p> <p><b>Решение</b></p> <p>По правилу Вант Гоффа <math>V_1/V_2 = \gamma^{\Delta t/10}</math>  <math>\Delta t = 30 - (-10) = 40</math> (°C)</p> <p><math>V_1/V_2 = 3^{40/10} = 3^4 = 81</math>  Скорость увеличится в 81 раз.</p>
162	На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличи-

	<p>лась в 16 раз, если температурный коэффициент реакции равен 2?</p> <p><b>Решение</b></p> <p>По правилу Вант Гоффа <math>V_1/V_2 = \gamma^{\Delta t/10}</math></p> <p><math>V_1/V_2 = 2^{\Delta t/10} = 16</math></p> <p><math>\Delta t/10 = 4</math>, <math>\Delta t = 40</math> (<math>^{\circ}\text{C}</math>) Необходимо повысить температуру на 40 <math>^{\circ}\text{C}</math>.</p>
163	<p>Равновесные концентрации в системе</p> $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ <p>равны: <math>c(\text{CO}) = c(\text{Cl}_2) = 0,3</math> моль/дм<sup>3</sup>, <math>c(\text{COCl}_2) = 1,8</math> моль/дм<sup>3</sup>. Вычислите константу равновесия.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Выражение для константы равновесия <math>K = [\text{COCl}_2]/[\text{CO}][\text{Cl}_2] = 1,8/0,3 \cdot 0,3 = 20</math></p>
164	<p>Рассчитайте молярную концентрацию раствора фосфата калия, если в 200 г раствора содержится 30 г фосфата калия.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Молярная концентрация определяется по формуле <math>b = n/m(\text{H}_2\text{O})</math> Количество вещества <math>n = m/M = 30\text{г}/212\text{моль/г} = 0,142</math> моль <math>b = 0,142</math> моль/0,2 кг = 0,71 моль/кг</p>
165	<p>Рассчитайте молярную концентрацию раствора серной кислоты, в котором массовая доля кислоты составляет 2 % (плотность раствора 1,05 г/см<sup>3</sup>).</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Пусть масса раствора серной кислоты равна 100 г. Тогда масса серной кислоты равна 2 г. <math>m = 100 \cdot 0,02 = 2</math> (г) Количество вещества <math>n = m/M = 2\text{г}/98\text{г/моль} = 0,02</math> моль Объем раствора равен <math>V = m/\rho = 100\text{г}/1,05\text{г/см}^3 = 95 \text{ см}^3 = 0,095 \text{ дм}^3</math> Молярная концентрация определяется по формуле <math>C = n/V = 0,02 \text{ моль}/0,095 \text{ дм}^3 = 0,21 \text{ моль/дм}^3</math></p>
166	<p>Рассчитайте молярную концентрацию раствора сульфата натрия, если в 500 мл раствора содержится 10 г сульфата натрия.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Молярная концентрация определяется по формуле <math>C = n/V(\text{р-ра})</math> Количество вещества <math>n = m/M = 10\text{г}/142\text{моль/г} = 0,07</math> моль <math>C = 0,07 \text{ моль}/0,5 \text{ дм}^3 = 0,14 \text{ моль/дм}^3</math></p>
167	<p>Рассчитайте массовую долю нитрата цинка в растворе этой соли, если молярная концентрация раствора составляет 2 моль/дм<sup>3</sup>. (плотность раствора 1,08 г/см<sup>3</sup>)</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Пусть объем раствора соли равен 1 дм<sup>3</sup>. Тогда количество вещества нитрата цинка равна 2 г. <math>n = C \cdot V = 1 \text{ дм}^3 \cdot 2 \text{ моль/дм}^3 = 2</math> моль Масса нитрата цинка определяется по формуле <math>m = n \cdot M = 2 \text{ моль} \cdot 189 \text{ г/моль} = 378</math> г Масса раствора равна <math>m = V \cdot \rho = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,08 \text{ г/см}^3 = 1080</math> г. Массовая доля <math>w = m(\text{соли})/m(\text{р-ра}) \cdot 100 \% = 378/1080 \cdot 100 \% = 35 \%</math></p>
168	<p>В растворе, который получен растворением 25 г соли в 100 г воды, рассчитайте массовую</p>

	<p>долю соли.</p> <p><b>Решение</b>          Масса раствора равна <math>m = 100 \text{ г} + 25 \text{ г} = 125 \text{ г}</math>.          Массовая доля <math>w = m(\text{соли})/m(\text{р-ра}) \cdot 100 \% = 25/125 \cdot 100 \% = 20 \%</math></p>
169	<p>Рассчитайте массу NaOH, необходимую для приготовления 5 дм<sup>3</sup> 0,1 моль/дм<sup>3</sup> раствора этого вещества. <math>M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}</math>.</p> <p><b>Решение</b>          Молярная концентрация определяется по формуле <math>C = n/V(\text{р-ра})</math>  <math>n = C \cdot V = 0,1 \text{ моль/дм}^3 \cdot 5 \text{ дм}^3 = 0,5 \text{ моль}</math>          Масса гидроксида натрия определяется по формуле <math>m = n \cdot M = 0,5 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 20 \text{ г}</math></p>
170	<p>Напишите уравнение гидролиза хлорида аммония</p> <p><b>Решение</b>  <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math> – соль образована слабым основанием <math>\text{NH}_4\text{OH}</math> и сильной кислотой <math>\text{HCl}</math>          Молекулярное уравнение  <math>\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}</math>          Полное ионное уравнение  <math>\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{Cl}^- + \text{H}^+</math>          Сокращенное ионное уравнение  <math>\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+</math>          Гидролиз по катиону, среда кислая</p>
171	<p>Напишите уравнение гидролиза ацетата натрия</p> <p><b>Решение</b>  <math>\text{CH}_3\text{COONa}</math> — соль образованная сильным основанием <math>\text{NaOH}</math> и слабой кислотой <math>\text{CH}_3\text{COOH}</math>, поэтому реакция гидролиза протекает по аниону.          Молекулярное уравнение  <math>\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}</math>          Полное ионное уравнение  <math>\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-</math>          Сокращенное ионное уравнение  <math>\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-</math>          Гидролиз по аниону, среда щелочная</p>
172	<p>Определите pH раствора соляной кислоты с концентрацией 0,001 моль/дм<sup>3</sup>.</p> <p><b>Решение</b>  <math>\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-</math>          Поскольку <math>\text{HCl}</math> является сильной кислотой, мы будем считать, что степень диссоциации 100 %. Таким образом, <math>[\text{H}^+] = 0,001 \text{ моль/дм}^3</math>.          Значение pH раствора определяется формулой: <math>\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,001 = -\lg 10^{-3} = 3</math></p>
173	<p>Определите pH раствора угольной кислоты с концентрацией 0,005 моль/дм<sup>3</sup>. (Константа диссоциации угольной кислоты <math>K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}</math>)</p> <p><b>Решение</b>          Угольная кислота – слабый электролит, учитываем диссоциацию только по 1 ступени  <math>\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-</math>          Выражение для константы диссоциации <math>K_1 = [\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-] / [\text{H}_2\text{CO}_3]</math>          Концентрации ионов <math>\text{H}^+</math> и <math>\text{HCO}_3^-</math> можно принять равными. Концентрация недиссоциированной кислоты приближенно равна общей концентрации кислоты в растворе. Поэтому выражение для константы равновесия примет вид <math>K = [\text{H}^+]^2 / C</math>.</p>

	<p>Отсюда <math>[H^+] = \sqrt{K_1 \cdot C}</math>  По данным справочника <math>K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}</math>  <math>[H^+] = \sqrt{4,5 \cdot 10^{-7} \cdot 0,005} = \sqrt{22,5 \cdot 10^{-10}} \approx 4,74 \cdot 10^{-5}</math>  <math>pH = -\lg [H^+] = -\lg 4,74 \cdot 10^{-5} = 4,32</math></p>
174	<p>Водный раствор имеет <math>pH=13</math>, определите молярную концентрацию гидроксид-ионов.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Исходя из ионного произведения воды <math>pH + pOH = 14</math>.  Отсюда <math>pOH = 14 - pH = 14 - 13 = 1</math>  Поскольку <math>pOH = -\lg [OH^-]</math>, то  <math>[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-1} = 0,1</math> моль/дм<sup>3</sup></p>
175	<p>Определите <math>pH</math> раствора гидроксида калия с концентрацией <math>0,01</math> моль/дм<sup>3</sup>.</p> <p><b>Решение</b></p> <p><math>KOH = K^{++} OH^-</math>  Поскольку <math>KOH</math> является сильным основанием, то будем считать, что степень диссоциации <math>100\%</math>. Таким образом, <math>[OH^-] = 0,01</math> моль/дм<sup>3</sup>.  Значение <math>pOH</math> раствора определяется формулой: <math>pOH = -\lg [OH^-] = -\lg 0,01 = -\lg 10^{-2} = 2</math>  Исходя из ионного произведения воды <math>pH + pOH = 14</math>.  Отсюда <math>pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12</math></p>
176	<p>Составьте электронную формулу элемента Rb</p> <p><b>Решение</b>  <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1</math></p>
177	<p>Составьте электронную формулу элемента As</p> <p><b>Решение</b>  <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3</math></p>
178	<p>Составьте электронную формулу элемента Cd</p> <p><b>Решение</b>  <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}</math></p>
179	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель:  <math>Na + H_2SO_4 = H_2S +</math></p> <p><b>Решение</b></p> <p><math>8Na + 5H_2SO_4 \rightarrow 4Na_2SO_4 + H_2S + 4H_2O</math>  Na - восстановитель  H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – окислитель</p>
180	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель:  <math>Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2S + \dots</math></p> <p><b>Решение</b></p> <p><math>8Al + 15H_2SO_4 \rightarrow 4Al_2(SO_4)_3 + 3H_2S + 12H_2O</math>  Al - восстановитель  H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – окислитель</p>
190	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель:  <math>S + H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow SO_2 + \dots</math></p> <p><b>Решение</b></p>

	$\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>S - восстановитель  <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> – окислитель</p>
191	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель:  <math>\text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2 + \dots</math></p> <p><b>Решение</b></p> $\text{PbO}_2 + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p><math>\text{H}_2\text{O}_2</math> - восстановитель  <math>\text{PbO}_2</math> – окислитель</p>
192	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель:  <math>\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \dots</math></p> <p><b>Решение</b></p> $2\text{KMnO}_4 + 5\text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p><math>\text{K}_2\text{SO}_3</math> - восстановитель  <math>\text{KMnO}_4</math> – окислитель</p>
193	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель:  <math>\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_3 + \dots</math></p> <p><b>Решение</b></p> $5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{HBrO}_3 + 10\text{HCl}$ <p><math>\text{Br}_2</math> - восстановитель  <math>\text{Cl}_2</math> – окислитель</p>
194	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель:  <math>\text{Na}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{S} + \text{MnO}_2 + \dots</math></p> <p><b>Решение</b></p> $3\text{Na}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{MnO}_2 + 6\text{NaOH} + 2\text{KOH}$ <p><math>\text{Na}_2\text{S}</math> - восстановитель  <math>\text{KMnO}_4</math> – окислитель</p>
195	<p>Реакция протекает по схеме:</p> $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ <p>Равновесные концентрации веществ таковы: <math>c(\text{A}) = c(\text{B}) = 0,5</math> моль/дм<sup>3</sup>, <math>c(\text{C}) = c(\text{D}) = 1</math> моль/дм<sup>3</sup>. Вычислите константу равновесия.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Выражение для константы равновесия <math>K = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]} = 1 \cdot 1 / 0,5 \cdot 0,5 = 4</math></p>
196	<p>Во сколько раз увеличится скорость реакции, если увеличить температуру от <math>-10</math> до <math>+30</math> °C? (При повышении температуры на <math>10</math> °C скорость этой реакции увеличивается в 3 раза).</p> <p><b>Решение</b></p> <p>По правилу Вант Гоффа <math>V_1/V_2 = \gamma^{\Delta t/10}</math>  <math>\Delta t = 30 - (-10) = 40</math> (°C)</p> $V_1/V_2 = 3^{40/10} = 3^4 = 81$ <p>Скорость увеличится в 81 раз.</p>
197	<p>На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 16 раз, если температурный коэффициент реакции равен 2?</p>

	<p><b>Решение</b></p> <p>По правилу Вант Гоффа <math>V_1/V_2 = \gamma^{\Delta t/10}</math></p> <p><math>V_1/V_2 = 2^{\Delta t/10} = 16</math></p> <p><math>\Delta t/10 = 4</math>, <math>\Delta t = 40</math> (<math>^{\circ}\text{C}</math>) Необходимо повысить температуру на <math>40</math> <math>^{\circ}\text{C}</math>.</p>
198	<p>Равновесные концентрации в системе</p> $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ <p>равны: <math>c(\text{CO}) = c(\text{Cl}_2) = 0,3</math> моль/дм<sup>3</sup>, <math>c(\text{COCl}_2) = 1,8</math> моль/дм<sup>3</sup>. Вычислите константу равновесия.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Выражение для константы равновесия <math>K = [\text{COCl}_2]/[\text{CO}][\text{Cl}_2] = 1,8/0,3 \cdot 0,3 = 20</math></p>
199	<p>Рассчитайте моляльную концентрацию раствора фосфата калия, если в 200 г раствора содержится 30 г фосфата калия.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Моляльная концентрация определяется по формуле <math>b = n/m(\text{H}_2\text{O})</math> Количество вещества <math>n = m/M = 30\text{г}/212\text{моль/г} = 0,142</math> моль Масса <math>\text{H}_2\text{O} = 200 - 30 = 170\text{г} = 0,17</math> кг <math>b = 0,142</math> моль/0,17 кг = 0,84 моль/кг</p>
200	<p>Рассчитайте молярную концентрацию раствора серной кислоты, в котором массовая доля кислоты составляет 2 % (плотность раствора 1,05 г/см<sup>3</sup>).</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Пусть масса раствора серной кислоты равна 100 г. Тогда масса серной кислоты равна 2 г. <math>m = 100 \cdot 0,02 = 2</math> (г) Количество вещества <math>n = m/M = 2\text{г}/98\text{г/моль} = 0,02</math> моль Объем раствора равен <math>V = m/\rho = 100\text{г}/1,05\text{г/см}^3 = 95</math> см<sup>3</sup> = 0,095 дм<sup>3</sup> Молярная концентрация определяется по формуле <math>C = n/V = 0,02</math> моль/0,095 дм<sup>3</sup> = 0,21 моль/дм<sup>3</sup></p>
201	<p>Рассчитайте молярную концентрацию раствора сульфата натрия, если в 500 мл раствора содержится 10 г сульфата натрия.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Молярная концентрация определяется по формуле <math>C = n/V(\text{р-ра})</math> Количество вещества <math>n = m/M = 10\text{г}/142\text{моль/г} = 0,07</math> моль <math>C = 0,07</math> моль/0,5 дм<sup>3</sup> = 0,14 моль/дм<sup>3</sup></p>
202	<p>Рассчитайте массовую долю нитрата цинка в растворе этой соли, если молярная концентрация раствора составляет 2 моль/дм<sup>3</sup>. (плотность раствора 1,08 г/см<sup>3</sup>).</p> <p><b>Решение</b></p> <p>Пусть объем раствора соли равен 1 дм<sup>3</sup>. Тогда количество вещества нитрата цинка равна 2 г. <math>n = C \cdot V = 1\text{дм}^3 \cdot 2</math> моль/дм<sup>3</sup> = 2 моль Масса нитата цинка определяется по формуле <math>m = n \cdot M = 2</math> моль <math>\cdot</math> 189 г/моль = 378 г Масса раствора равна <math>m = V \cdot \rho = 1000</math> см<sup>3</sup> <math>\cdot</math> 1,08 г/см<sup>3</sup> = 1080 г. Массовая доля <math>w = m(\text{соли})/m(\text{р-ра}) \cdot 100\% = 378/1080 \cdot 100\% = 35\%</math></p>
203	<p>В растворе, который получен растворением 25 г соли в 100 г воды, рассчитайте массовую</p>

	<p>долю соли.</p> <p><b>Решение</b>          Масса раствора равна <math>m = 100 \text{ г} + 25 \text{ г} = 125 \text{ г}</math>.          Массовая доля <math>w = m(\text{соли})/m(\text{р-ра}) \cdot 100 \% = 25/125 \cdot 100 \% = 20 \%</math></p>
204	<p>Рассчитайте массу NaOH, необходимую для приготовления 5 дм<sup>3</sup> 0,1 моль/дм<sup>3</sup> раствора этого вещества. <math>M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}</math>.</p> <p><b>Решение</b>          Молярная концентрация определяется по формуле <math>C = n/V(\text{р-ра})</math>  <math>n = C \cdot V = 0,1 \text{ моль/дм}^3 \cdot 5 \text{ дм}^3 = 0,5 \text{ моль}</math>          Масса гидроксида натрия определяется по формуле <math>m = n \cdot M = 0,5 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 20 \text{ г}</math></p>
205	<p>Напишите уравнение гидролиза хлорида аммония</p> <p><b>Решение</b>  <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math> – соль образована слабым основанием <math>\text{NH}_4\text{OH}</math> и сильной кислотой <math>\text{HCl}</math>          Молекулярное уравнение  <math>\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}</math>          Полное ионное уравнение  <math>\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{Cl}^- + \text{H}^+</math>          Сокращенное ионное уравнение  <math>\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+</math>          Гидролиз по катиону, среда кислая</p>

### 3.4 Кейс-задачи (защита лабораторных работ, зачет, экзамен)

#### ОПК-2 способность разрабатывать мероприятия по совершенствованию технологических процессов производства продукции питания различного назначения

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
	Условие задачи (формулировка задания)
206	<p><b>Ситуация.</b> Объектами исследования некоторой аналитической лаборатории являются водные растворы, которые содержат соли металлов, неорганические кислоты и основания и другие химические соединения. Используя различные химические и физико-химические методы в лаборатории, устанавливается качественный и количественный состав анализируемых объектов.</p> <p><b>Задание:</b> Рассчитайте pH раствора фосфорной кислоты, если в 250 мл раствора содержится 0,98 г фосфорной кислоты. (Константа диссоциации фосфорной кислоты <math>K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}</math>)</p> <p><b>Решение</b></p> <p>1. Найдем молярную концентрацию раствора фосфорной кислоты. Она определяется по формуле <math>C = n/V(\text{р-ра})</math>          Количество вещества <math>n = m/M = 0,98 \text{ г}/98 \text{ г/моль} = 0,01 \text{ моль}</math>  <math>C = 0,01 \text{ моль}/0,25 \text{ дм}^3 = 0,04 \text{ моль/дм}^3</math></p> <p>2. Фосфорная кислота – слабый электролит, учитываем диссоциацию только по 1 ступени  <math>\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-</math>          Выражение для константы диссоциации <math>K_1 = [\text{H}^+] \cdot [\text{H}_2\text{PO}_4^-] / [\text{H}_3\text{PO}_4]</math>          Концентрации ионов <math>\text{H}^+</math> и <math>\text{H}_2\text{PO}_4^-</math> можно принять равными. Концентрация недиссоциированной кислоты приблизительно равна общей концентрации кислоты в растворе. Поэтому выражение для константы равновесия примет вид <math>K = [\text{H}^+]^2 / C</math>.</p> <p>Отсюда <math>[\text{H}^+] = \sqrt{K_1 \cdot C}</math>  <math>[\text{H}^+] = \sqrt{7,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,04} = \sqrt{3 \cdot 10^{-4}} \approx 1,73 \cdot 10^{-2}</math>  <math>\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1,73 \cdot 10^{-2} = 1,76</math></p>

207	<p><b>Ситуация.</b> Объектами исследования некоторой аналитической лаборатории являются водные растворы, которые содержат соли металлов, неорганические кислоты и основания и другие химические соединения. Используя различные химические и физико-химические методы в лаборатории, устанавливается качественный и количественный состав анализируемых объектов.</p> <p><b>Задание:</b> Рассчитайте pH раствора серной кислоты, в котором массовая доля кислоты составляет 1%.</p> <p><b>Решение</b></p> <p>1. Найдем молярную концентрацию раствора серной кислоты. Она определяется по формуле <math>C = n/V(p-ра)</math>  Пусть масса раствора равна 100 г. Тогда масса серной кислоты 1 г.  Количество вещества <math>n = m/M = 1г/98г/моль = 0,01</math> моль  Объем раствора <math>V \approx 100 \text{ см}^3 = 0,1 \text{ дм}^3</math>  <math>C = 0,01 \text{ моль}/0,1 \text{ дм}^3 = 0,1 \text{ моль}/\text{дм}^3</math></p> <p>2. <math>\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}</math>  Поскольку <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> является сильной кислотой, мы будем считать, что степень диссоциации 100 %. Таким образом, <math>[\text{H}^+] = 0,2 \text{ моль}/\text{дм}^3</math>.  Значение pH раствора определяется формулой: <math>\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,2 = 0,7</math></p>
208	<p><b>Ситуация.</b> Промышленное получение некоторых простых веществ (металлов, водорода и др.) основано на окислительно-восстановительных реакциях их оксидов с углеродом, в которых углерод является реагентом-восстановителем.</p> <p><b>Задание:</b> Является ли термодинамически возможным протекание реакций в стандартных условиях:</p> <p><math>\text{BaO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Ba}</math>  <math>\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Zn}</math>  <math>\Delta G^0(\text{BaO}) = -1139 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{Ba}) = 0 \text{ кДж/моль}</math>  <math>\Delta G^0(\text{Zn}) = 0 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{ZnO}) = -320,7 \text{ кДж/моль}</math></p> <p><b>Решение</b></p> <p>1. Возможность протекания химической реакции определяется значением изменения энергии Гиббса (<math>\Delta G</math>).  Если <math>\Delta G &gt; 0</math>, то процесс термодинамически не возможен. Если <math>\Delta G &lt; 0</math>, то протекание реакции термодинамически возможно.  По следствию из закона Гесса <math>\Delta G(\text{реак}) = \sum \Delta G(\text{прод}) - \sum \Delta G(\text{исх в-в})</math></p> <p>2. Для реакции <math>2\text{BaO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{Ba}</math>  рассчитаем изменение энергии Гиббса.  <math>\Delta G^0(\text{реак}) = 2\Delta G^0(\text{Ba}) + \Delta G^0(\text{CO}_2) - \Delta G^0(\text{C}) - 2\Delta G^0(\text{BaO})</math>.  Пользуясь справочными данными, найдем значения энергии Гиббса в стандартных условиях <math>\Delta G^0</math>  <math>\Delta G^0(\text{BaO}) = -1139 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}</math>, <math>\Delta G^0(\text{Ba}) = 0 \text{ кДж/моль}</math>  <math>\Delta G^0(\text{реак}) = -394,4 \text{ кДж} - 2(-1139) \text{ кДж} = 1883,6 \text{ кДж} &gt; 0</math>, протекание реакции термодинамически не возможно.</p> <p>3. Для реакции <math>2\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{Zn}</math>  рассчитаем изменение энергии Гиббса.</p>

	$\Delta G^0(\text{реак}) = 2\Delta G^0(\text{Zn}) + \Delta G^0(\text{CO}_2) - \Delta G^0(\text{C}) - 2\Delta G^0(\text{ZnO}).$ <p>Пользуясь справочными данными, найдем значения энергии Гиббса в стандартных условиях <math>\Delta G^0</math></p> $\Delta G^0(\text{Zn}) = 0 \text{ кДж/моль}, \Delta G^0(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}, \Delta G^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}, \Delta G^0(\text{ZnO}) = -320,7 \text{ кДж/моль}$ $\Delta G^0(\text{реак}) = -394,4 \text{ кДж} - 2(-320,7) \text{ кДж} = 247 \text{ кДж} > 0, \text{ протекание реакции термодинамически не возможно.}$
209	<p><b>Ситуация.</b> Промышленное получение некоторых простых веществ (металлов, водорода и др.) основано на окислительно-восстановительных реакциях их оксидов с углеродом, в которых углерод является и реагентом-восстановителем и реагентом-источником тепловой энергии.</p> <p><b>Задание:</b> В какой из двух реакций поглощается больше теплоты в стандартных условиях?</p> $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Al}$ $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Zn}$ $\Delta H^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{Al}) = 0 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1676 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}$ $\Delta H^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{Zn}) = 0 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{ZnO}) = -350,6 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}$ <p><b>Решение</b></p> <p>1. Для расчета стандартной энтальпии реакции применяют следствие из закона Гесса.  <math display="block">\Delta H(\text{реак}) = \sum \Delta H(\text{прод}) - \sum \Delta H(\text{исх в-в})</math> Для реакции <math>2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{Al}</math>  выражение принимает вид  <math display="block">\Delta H^0(\text{реак}) = 3\Delta H^0(\text{CO}_2) + 4\Delta H^0(\text{Al}) - 2\Delta H^0(\text{Al}_2\text{O}_3) - 3\Delta H^0(\text{C})</math> Пользуясь справочными данными, найдем значения изменения энтальпии в стандартных условиях <math>\Delta H^0</math>  <math display="block">\Delta H^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{Al}) = 0 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1676 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль},</math> <math display="block">\Delta H^0(\text{реак}) = 3(-393,5) \text{ кДж} - 2(-1676) \text{ кДж} = 2171,5 \text{ кДж}</math> 2. Для реакции <math>2\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{Zn}</math>  выражение принимает вид  <math display="block">\Delta H^0(\text{реак}) = \Delta H^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H^0(\text{Zn}) - 2\Delta H^0(\text{ZnO}) - \Delta H^0(\text{C})</math> Пользуясь справочными данными, найдем значения изменения энтальпии в стандартных условиях <math>\Delta H^0</math>  <math display="block">\Delta H^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{Zn}) = 0 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{ZnO}) = -350,6 \text{ кДж/моль}, \Delta H^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль},</math> <math display="block">\Delta H^0(\text{реак}) = -393,5 \text{ кДж} - 2(-350,6) \text{ кДж} = 307,7 \text{ кДж}</math> Больше теплоты поглощается в (1) реакции</p>

### 3.5. Темы реферата

**ОПК-2 Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности**

3.5.1	Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации.
3.5.2	Произведение растворимости, условия образования и растворения осадков.
3.5.3	Ионное произведение воды, водородный и гидроксильный показатели. Индикаторы.
3.5.4	Совместный гидролиз.
3.5.5	Коррозия. Методы защиты от коррозии.
3.5.6	Электролиз расплавов и водных растворов солей
3.5.7	Координационная теория Вернера.

3.5.8	Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений.
3.5.9	Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым
3.5.10	Бор, его особенности. Соединения бора с водородом. Борная кислота. Бура.
3.5.11	Соединения бора с азотом. Комплексные соединения бора. Качественная реакция на бор.
3.5.12	Алюминий и его соединения. Комплексы алюминия.
3.5.13	Галлий, индий, таллий и их соединения. Особенности химии таллия.
3.5.14	Углерод. Особенности химии углерода. Оксиды углерода.
3.5.15	Угольная кислота. Карбонилы металлов. Сероуглерод.
3.5.16	Соединения углерода с азотом: дициан, циановодород, циановая, изоциановая и гремучая кислоты. Роданиды. Карбиды.
3.5.17	Кремний и его соединения. Стекла. Силаны.
3.5.18	Германий, олово, свинец и их соединения. Свинцовый аккумулятор.
3.5.19	Азот. Молекулярный азот. Соединения азота с водородом (аммиак, гидразин, гидроксилмин, азотистоводородная кислота и азиды).
3.5.20	Оксиды азота. Азотистая кислота.
3.5.21	Азотная кислота. Особенности ее взаимодействия с различными веществами.
3.5.22	Фосфор. Аллотропия фосфора. Соединения фосфора.
3.5.23	Мышьяк, сурьма, висмут и их соединения. Окислительные свойства висмутатов.
3.5.24	Кислород. Аллотропия кислорода. Соединения кислорода: оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды.
3.5.25	Сера. Соединения серы с водородом, кислородом. Сернистая, тиосерная и серная кислоты.
3.5.26	Концентрированная серная кислота как окислитель. Пероксокислоты (надкислоты) серы и их свойства.
3.5.27	Селен и теллур, их соединения. Селеновая и теллуровая кислоты.
3.5.28	Фтор. Отличия химии фтора от химии других галогенов.
3.5.29	Хлор, бром, иод. Простые вещества. Соединения с водородом.
3.5.30	Оксиды галогенов. Кислородсодержащие кислоты галогенов.
3.5.31	Благородные газы и их соединения.
3.5.32	Подгруппа меди. Физические и химические свойства простых веществ, промышленные способы их получения.
3.5.33	Соединения меди, серебра, золота. Химические свойства. Комплексные соединения элементов подгруппы меди.
3.5.34	Подгруппа цинка. Особенности химии ртути.
3.5.35	Подгруппа титана. Соединения титана, циркония, гафния.
3.5.36	Элементы подгруппы ванадия и их соединения.
3.5.37	Подгруппа хрома. Соединения хрома, молибдена и вольфрама; их окислительно-восстановительные свойства.
3.5.38	Подгруппа марганца. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца
3.5.39	Общая характеристика элементов побочной подгруппы VIII группы ПСЭ. Триада железа.
3.5.40	Семейство платиновых металлов. Комплексные соединения платиновых металлов.

#### **4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.**

Процедуры оценивания в ходе изучения дисциплины знаний, умений и навыков, характеризующих этапы формирования компетенций, регламентируются положениями:

- П ВГУИТ 2.4.03 Положение о курсовых, экзаменах и зачетах;
- П ВГУИТ 4.1.02 Положение о рейтинговой оценке текущей успеваемости.

**5. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания для каждого результата обучения по дисциплине**

Результаты обучения по этапам формирования компетенций	Предмет оценки (продукт или процесс)	Показатель оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций	Шкала оценки	
				Академическая оценка или баллы	Уровень освоения компетенции
<b><u>ОПК-2 Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности</u></b>					
Знать	Собеседование (экзамен)	Знание основных законов химии, основы теории химической связи, строение и свойства координационных соединений, химические свойства элементов и их важнейших соединений, их токсичность и влияние на жизнедеятельность человека;	Обучающийся активно участвовал в собеседовании и обсуждении, подготовил аргументы в пользу решения; допустил не более 1 ошибки в ответе;	Отлично	Освоена (повышенный)
			Обучающийся участвовал в обсуждении, подготовил аргументы в пользу решения, допустил более 1, но менее 3 ошибок;	Хорошо	Освоена (повышенный)
			Обучающийся участвовал в обсуждении, предоставил мало аргументов в пользу решения, допустил более 3, но менее 5 ошибок;	Удовлетворительно	Освоена (базовый)
			Обучающийся не внес вклада в собеседование и обсуждение, предлагал неверные решения, допустил более 5 ошибок	Неудовлетворительно	Не освоена (недостаточный)
	Тест (защита лабораторной работы)	Результат тестирования	85 % и более правильных ответов	Отлично	Освоена (повышенный)
			75- 84,99% правильных ответов	Хорошо	Освоена (повышенный)
			60-74,99% правильных ответов	Удовлетворительно	Освоена (базовый)
			0-59,99% правильных ответов	Неудовлетворительно	Не освоена (недостаточный)
Уметь	Задача	Содержание решения	Обучающийся выбрал верную методику решения, представил пояснения, провел верный расчет, допустил не более 1 ошибки в ответе	Отлично	Освоена (повышенный)
			Обучающийся выбрал верную методику решения задачи, представил краткие пояснения, провел частично верный расчет, имеются незначительные замечания по тексту и оформлению работы, допущено не более 3 ошибок в ответе	Хорошо	Освоена (повышенный)
			Обучающийся выбрал верную методику решения задачи, пояснения не представлены в необходимом объеме, расчет (или схема) выполнены с ошибками, имеются значительные замечания по тексту и оформлению работы, допустил не более 5 ошибок в ответе	Удовлетворительно	Освоена (базовый)

			Обучающийся выбрал неверную методику решения задачи или неверный ответ на задание	Неудовлетворительно	Не освоена (недостаточный)
<b>Владеть</b>	Кейс-задача (экзамен)	Содержание решения	обучающийся грамотно разобрался в ситуации, выявил причины случившейся ситуации, предложил несколько альтернативных вариантов выхода из сложившейся ситуации	Отлично	Освоена (повышенный)
			обучающийся разобрался в ситуации, выявил причины случившейся ситуации, предложил один вариант выхода из сложившейся ситуации	Хорошо	Освоена (повышенный)
			обучающийся разобрался в сложившейся ситуации, однако не выявил причины случившегося и не предложил вариантов решения	Удовлетворительно	Освоена (базовый)
			обучающийся не разобрался в сложившейся ситуации, не выявил причины случившегося и не предложил вариантов решения	Неудовлетворительно	Не освоена (недостаточный)
	Кейс-задача (зачет)	Содержание решения	обучающийся разобрался в ситуации, выявил причины случившейся ситуации, предложил один вариант или несколько вариантов выхода из сложившейся ситуации	Зачтено	Освоена (повышенный)
			обучающийся разобрался в сложившейся ситуации, однако не выявил причины случившегося и не предложил вариантов решения	Зачтено	Освоена (базовый)
			обучающийся не разобрался в сложившейся ситуации, не выявил причины случившегося и не предложил вариантов решения	Не зачтено	Не освоена (недостаточный)
	Реферат	Содержание реферата	обучающийся изложил результаты теоретического анализа определенной научной темы, привел различные точки зрения, а также собственные взгляды на проблему.	Отлично	Освоена (повышенный)
			обучающийся изложил результаты теоретического анализа определенной научной темы, привел различные точки зрения, но не имеет собственного взгляда на проблему	Хорошо	Освоена (повышенный)
			обучающийся изложил результаты теоретического анализа определенной научной темы неполно, не привел различных точек зрения	Удовлетворительно	Освоена (базовый)
			обучающийся не изложил результаты теоретического анализа научной темы, не привел различных точек зрения.	Неудовлетворительно	Не освоена (недостаточный)