

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

УТВЕРЖДАЮ
И.о. проректора по учебной работе

_____ Василенко В.Н.
(подпись) (ф.и.о.)

«30» мая 2024 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
ДИСЦИПЛИНЫ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки
19.03.01 Биотехнология

Направленность (профиль)
Промышленная и пищевая биотехнология
Квалификация (степень) выпускника
бакалавр

Воронеж

1. Цели и задачи дисциплины

Целью освоения дисциплины (модуля) является формирование компетенций обучающегося в области профессиональной деятельности и сфере профессиональной деятельности:

22 Пищевая промышленность, включая производство напитков и табака (в сферах: производства пищевого белка, ферментных препаратов, пребиотиков, пробиотиков, синбиотиков, функциональных пищевых продуктов (включая лечебные, профилактические и детские), пищевых ингредиентов, в том числе витаминов и функциональных смесей; глубокой переработки пищевого сырья; производства биотехнологической продукции для пищевой промышленности);

26 Химическое, химико-технологическое производство (в сферах: производства продуктов ферментативных реакций, микробиологического синтеза и биотрансформаций; переработки и обезвреживания промышленных и коммунальных стоков; предотвращения и ликвидации последствий вредного антропогенного воздействия на окружающую среду техногенной деятельности).

Дисциплина направлена на решение задач профессиональной деятельности следующих типов:

- научно-исследовательский;
- производственно-технологический.

Программа составлена в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта с учетом профессиональных стандартов (ФГОС ВО), утвержденного Приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 10.08.2021 № 736 "Об утверждении федерального государственного образовательного стандарта высшего образования - бакалавриат по направлению подготовки 19.03.01 Биотехнология"

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-1	Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	ИД-1 _{ОПК-1} Способен изучать и анализировать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях
			ИД-2 _{ОПК-1} Использует биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения (показатели оценивания)
ИД-1 _{ОПК-1} Способен изучать и анализировать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	Знает: фундаментальные законы химии и их роль в химических процессах, происходящих при анализе биологических объектов
	Умеет: использовать полученные знания о фундаментальных законах химии при изучении и анализе биологических объектов
	Владеет: способностью использовать основные законы не-

	органической химии, необходимые при изучении и анализе биологических объектов
ИД-2 _{ОПК-1} Использует биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	Знает: основные закономерности протекания химических процессов, происходящих при использовании биологических объектов
	Умеет: применять знания об основных химических процессах при использовании биологических объектов
	Владеет: навыками использования основных законов неорганической химии при использовании биологических объектов и процессов

3. Место дисциплины (модуля) в структуре ООП ВО

Дисциплина относится к обязательной части Блока 1 ООП. Дисциплина является обязательной к изучению.

Дисциплина является предшествующей для изучения дисциплин: «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа» (1 курс), «Органическая химия» (2 курс), «Физическая и коллоидная химия» (2 курс).

4. Объем дисциплины (модуля) и виды учебной работы

Общая трудоемкость дисциплины (модуля) составляет 5 зачетных единиц.

Виды учебной работы	Всего академических часов	Распределение трудоемкости по семестрам, ч	Распределение трудоемкости по семестрам, ч
		2 семестр	
		акад. ч	акад. ч
Общая трудоемкость дисциплины (модуля)	180	108	72
Контактная работа в т. ч. Аудиторные занятия:	103,7	48,7	55
Лекции	48	30	18
<i>в том числе в форме практической подготовки</i>	—	—	—
Лабораторные занятия	51	15	36
<i>в том числе в форме практической подготовки</i>			
Консультации текущие	2,4	1,5	0,9
Консультации перед экзаменом	2	2	
Вид аттестации (зачет/экзамен)	0,3	0,2	0,1
Самостоятельная работа:	42,5	25,5	17
Проработка конспекта лекций (собеседование, тестирование)	16	10	6
Проработка материала по учебникам (собеседование, тестирование)	3	1,5	1,5
Подготовка к решению кейс-задачи	5,5	3	2,5
Подготовка к решению задачи (задания)	5,5	3,5	2
Подготовка к защите лабораторных работ (собеседование, тестирование)	12,5	7,5	5

Подготовка к экзамену	33,8	33,8	—
-----------------------	------	------	---

5 Содержание дисциплины, структурированное по 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	Трудоемкость раздела, ак.ч
1 семестр			
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 и их значимость при решении задач профессиональной деятельности. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Зависимость свойств элементов от заряда ядра и строения электронной оболочки атома.	11,5
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. Строение вещества в конденсированном состоянии. Классификация кристаллов по характеру химической связи	10,5
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Химическая термодинамика. Термохимия. Закон Гесса и следствие из закона Гесса. Закон Лавуазье-Лапласа. 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.	10,5
4	Растворы.	Растворы. Коллигативные свойства раство-	6

		ров. Эквиваленты веществ. Способы выражения состава раствора. Законы разбавленных растворов.	
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, рН и рОН. Расчет рН растворов слабых и сильных кислот и оснований. Гидролиз солей по катиону слабого основания, и по аниону слабой кислоты, расчет рН растворов солей. Совместный гидролиз. Равновесие гидролиза.	13
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 возникновения электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Гальванические элементы. Принцип действия гальванических элементов. ЭДС гальванического элемента. Направление протекания ОВР. Коррозия. Методы защиты от коррозии. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Закон Фарадея.	11
7	Комплексные соединения	Координационная теория Вернера. Номенклатура комплексных соединений. Способы классификации комплексных соединений. Изомерия. Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений.	8
		<i>Консультации текущие</i>	1,5
		<i>Консультации перед экзаменом</i>	2
		<i>Экзамен</i>	0,2
2 семестр			
8	Химия s-элементов.	Водород, его соединения. Пероксид водорода. I-II группа ПС. Щелочные металлы и их соединения. Элементы подгрупп бериллия, их соединения.	16
9	Химия p-элементов.	III группа ПС. Бор, алюминий и их соедине-	38

	тов.	<p>ния.</p> <p>IV группа ПС. Элементы подгруппы углерода, их соединения.</p> <p>V группа ПС. Азот и фосфор, их соединения. Мышьяк, сурьма, висмут и их соединения.</p> <p>VI группа ПС. Элементы подгруппы кислорода и их соединения.</p> <p>VII -VIII группа ПС. Галогены и их соединения. Краткая характеристика благородных газов.</p>	
10	Химия d –элементов и f-элементов.	<p>Металлы побочных подгрупп I–V групп ПС. Подгруппа меди и цинка. Краткая характеристика подгруппы скандия, титана, ванадия.</p> <p>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.</p>	17
		<i>Консультации текущие</i>	0,9
		<i>Зачет</i>	0,1

5.2 Разделы дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекции, ак. ч	КР _о , ак. ч	ЛР, ак. ч	СРО, ак. ч
1 семестр					
1	Периодическая система и строение атомов	4	0,5	4	3
2	Химическая связь	6	0,5	2	2
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	4	0,5	2	4
4	Растворы.	2	0,5	1	2,5
5	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	6	0,7	2	5,5
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия	6	0,5	2	5
7	Комплексные соединения	2	0,5	2	3,5
	<i>Консультации текущие</i>		1,5		
	<i>Консультации перед экзаменом</i>		2		
	<i>Зачет, экзамен</i>		0,2		
2 семестр					
8	Химия s-элементов.	4	0,3	10	3

9	Химия p-элементов.	10	0,4	18	10
10	Химия d –элементов и f-элементов.	4	0,3	8	4
	<i>Консультации текущие</i>			0,9	
	<i>Зачет</i>			0,1	

5.2.1 Лекции

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тематика лекционных занятий	Трудоемкость, ак. ч
1 семестр			
1	Периодическая система и строение атомов	<p>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.</p> <p>Лекция 2. Периодический закон Д. И. Менделеева. Периодические свойства элементов и их значимость при решении задач профессиональной деятельности. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Зависимость свойств элементов от заряда ядра и строения электронной оболочки атома.</p>	4
2	Химическая связь	<p>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.</p> <p>Лекция 4. Теория гибридизации. Типы гибридизации: sp, sp^2, sp^3. Принципы методов валентных связей и молекулярных орбиталей. Сравнительная характеристика МВС и ММО.</p> <p>Лекция 5. Строение вещества в конденсированном состоянии. Металлическая связь. Водородная связь. Строение вещества в конденсированном состоянии. Классификация кристаллов по характеру химической связи</p>	6
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	<p>Лекция 6. Химическая термодинамика. Термохимия. Закон Гесса и следствие из закона Гесса. Закон Лавуазье-Лапласа. Основные понятия и законы термодинамики. Энергия Гиббса и направление химических процессов.</p> <p>Лекция 7. Химическая кинетика. Скорость химической реакции, от каких факторов она зависит. Энергетическая диаграмма реакции. Катализ. Химическое равновесие. Принцип Ле-</p>	4

		Шателье.	
4	Растворы	Лекция 8. Растворы. Коллигативные свойства растворов. Эквиваленты веществ. Способы выражения состава раствора. 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. Ионная сила. Произведение растворимости. Равновесие в растворах слабых электролитов. Ионное произведение воды, рН и рОН. Расчет рН растворов слабых и сильных кислот и оснований. Лекция 11. Гидролиз солей по катиону слабого основания, и по аниону слабой кислоты, расчет рН растворов солей. Совместный гидролиз. Равновесие гидролиза.	6
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. 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
2 семестр			
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.	4

9	Химия p-элементов.	Лекция 18. III группа ПС. Бор, алюминий и их соединения. 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 (семинары)

Не предусмотрен

5.2.3 Лабораторный практикум

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Наименование лабораторных работ	Трудоемкость, ак. ч
1 семестр			
1	Периодическая система и строение атомов	Лабораторная работа 1. Основные классы неорганических веществ. Семинарское занятие 1. Строение атома.	4
2	Химическая связь	Семинарское занятие 2. Химическая связь. Ионная связь. Ковалентная связь Теория гибридизации.	2
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Лабораторная работа 2. Кинетика и химическое равновесие Семинарское занятие 3. Термохимические и термодинамические расчеты.	2
4	Растворы	Семинарское занятие 4. Способы выражения состава раствора.	1
5	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	Лабораторная работа 3. Электролитическая диссоциация. Лабораторная работа 4. Производство растворимости, водородный показатель	2
6	Окислительно-восстанови-	Лабораторная работа 5. Окисли-	2

	тельные реакции и электрохимия	тельно-восстановительные реакции	
7	Комплексные соединения	Лабораторная работа 6. Комплексные соединения	2
2 семестр			
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.	10
9	Химия p-элементов.	Семинарское занятие 7. Свойства элементов III группы ПС 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.	18
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 подгрупп VI–VIII групп ПС. Лабораторная работа 14. Свойства элементов побочных подгрупп VI–VIII групп ПС.	8

5.2.4 Самостоятельная работа обучающихся

№	Наименование раздела дис-	Вид СРО	Трудоемкость,
---	---------------------------	---------	---------------

п/п	циплины		ак. ч
1	Периодическая система и строение атомов	Отчет по лабораторным работам	2
		Тестирование	1
2	Химическая связь	Тестирование	1
		Подготовка к решению задачи	1
3	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Отчет по лабораторным работам	2
		Тестирование	1
		Подготовка к решению кейс-задачи	0,5
		Подготовка к решению задачи	0,5
4	Растворы	Тестирование	1
		Подготовка к решению кейс-задачи	1
		Подготовка к решению задачи	0,5
5	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	Отчет по лабораторным работам	2
		Тестирование	2
		Подготовка к решению кейс-задачи	1
		Подготовка к решению задачи	0,5
6	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия	Отчет по лабораторным работам	1
		Тестирование	3
		Подготовка к решению кейс-задачи	0,5
		Подготовка к решению задачи	0,5
7	Комплексные соединения	Отчет по лабораторным работам	0,5
		Тестирование	2,5
		Подготовка к решению задачи	0,5
2 семестр			
8	Химия s-элементов	Отчет по лабораторным работам	0,5
		Тестирование	1,5
		Подготовка к решению кейс-задачи	1
9	Химия p-элементов	Отчет по лабораторным работам	3,5
		Тестирование	4,5
		Подготовка к решению задачи	2
10	Химия d –элементов и f-элементов	Отчет по лабораторным работам	1
		Тестирование	1,5
		Подготовка к решению кейс-задачи	1,5

6 Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

6.1 Основная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия [Текст] : 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.

6.2 Дополнительная литература

1. Саргаев, П. М. Неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / П. М. Саргаев. – 2-е изд., испр. И доп. – Санкт-Петербург : Лань, 2021. – 384 с. – Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/169383>.

2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник для вузов / Н. С. Ахметов. – 12-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2021. – 744 с. – Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/153910>.

3. Химия элементов. Лабораторный практикум [Текст] : учебное пособие / С. И. Нифталиев, Ю. С. Перегудов, С. Е. Плотникова, Е. М. Горбунова. – Воронеж : ВГУИТ, 2017. – 52 с. – Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. – URL: <https://e.lanbook.com/book/106798>.

6.3 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся

1. Окислительно-восстановительные реакции [Текст] : задания для контроля знаний по дисциплине «Неорганическая химия» / Воронеж. Гос. Ун-т инж. Технол.; сост. Е.М. Горбунова, С. Е. Плотникова, С. И. Нифталиев. – Воронеж : ВГУИТ, 2016. – 20 с.

2. Растворы электролитов: водородный показатель. Производство растворимости. Гидролиз солей [Текст] : задания для контроля знаний по дисциплине «Неорганическая химия» / Воронеж. Гос. Ун-т инж. Технол.; сост. С. Е. Плотникова, С. И. Нифталиев. – Воронеж : ВГУИТ, 2014. – 28 с.

3. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплин (модулей) в ФГБОУ ВО ВГУИТ [Электронный ресурс] : методические указания для обучающихся на всех уровнях высшего образования / М. М. Данылиев, Р. Н. Плотникова; ВГУИТ, Учебно-методическое управление. – Воронеж : ВГУИТ, 2015. – Режим доступа: <http://biblos.vsuet.ru/MegaPro/Web/SearchResult/MarcFormat/100813>.

6.4 Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины (модуля)

Наименование ресурса сети «Интернет»	Электронный адрес ресурса
Научная электронная библиотека	https://www.elibrary.ru/defaultx.asp
Образовательная платформа «Юрайт»	https://urait.ru/
ЭБС «Лань»	https://e.lanbook.com/
АИБС «МегаПро»	https://biblos.vsuet.ru/MegaPro/Web
Сайт Министерства науки и высшего образования РФ	http://minobrnauki.gov.ru
Электронная информационно-образовательная среда ФГБОУ ВО «ВГУИТ»	http://education.vsuet.ru

6.5 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

1. Тестовые задания в Электронной информационно-образовательной среде ВГУИТ <http://education.vsuet.ru/>

2. Использование системы «Диагностическое тестирование»; «Интернет-тренажеры» в режимах: обучение, самоконтроль с ключом доступа к системе «Интернет-тренажеры» дисциплин ВО; контроль преподавателя по дидактическим единицам дисциплины на сайте Интернет-тестирование в сфере образования <http://www.i-exam.ru/>

3. Информационная справочная система. Портал фундаментального химического образования ChemNet. Химическая информационная сеть: Наука, образование, технологии <http://www.chemnet.ru>

4. Информационная справочная система. Сайт о химии. Неорганическая химия. <http://www.xumuk.ru/nekrasov>

При освоении дисциплины используется лицензионное и открытое программное обеспечение

Программы	Лицензии, реквизиты подтверждающего документа
Adobe Reader XI	(бесплатное ПО) https://acrobat.adobe.com/ru/ru/acrobat/pdf-reader/volume-distribution.html
Альт Образование	Лицензия № AAA.0217.00 с 21.12.2017 г. по «Бессрочно»
Microsoft Windows 8	Microsoft Open License
Microsoft Windows 8.1	Microsoft Windows Professional 8 Russian Upgrade Academic OPEN 1 License No Level#61280574 от 06.12.2012 г. https://www.microsoft.com/ru-ru/licensing/licensing-programs/open-license
Microsoft Office Professional Plus 2010	Microsoft Open License Microsoft Office Professional Plus 2010 Russian Academic OPEN 1 License No Level #48516271 от 17.05.2011 г. https://www.microsoft.com/ru-ru/licensing/licensing-programs/open-license
Microsoft Office 2007 Standart	Microsoft Open License Microsoft Office 2007 Russian Academic OPEN No Level #44822753 от 17.11.2008 https://www.microsoft.com/ru-ru/licensing/licensing-programs/open-license
Libre Office 6.1	Лицензия № AAA.0217.00 с 21.12.2017 г. по «Бессрочно» (Включен в установочный пакет операционной системы Альт Образование 8.2)

7 Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

Учебные аудитории для проведения учебных занятий в том числе в форме практической подготовки включают в себя:

Лекционные аудитории (№ 37, 020), оборудованные аудиовизуальной системой: мультимедийный проектор, экран, усилитель мощности звука, микрофон, устройство коммутации, сетевой коммутатор для подключения к компьютерной сети Интернет.

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; аквадистиллятор ДЭ-15; водонепроницаемый стандартный погружной/проникающий зонд тип ТД-5; высокотемпературный измерительный прибор с памятью данных Testo 735-2; прибор pH-метр Рнер-4; электролизер, гальванометр, выпрямитель переменного напряжения, электроды, спиртовки.

При чтении лекций используются следующие средства освоения дисциплины: таблицы и плакаты по темам; макеты кристаллических решеток; образцы металлов и неметаллов, минералов и руд, полимеров;

Дополнительно для самостоятельной работы обучающихся используются читальные залы ресурсного центра ВГУИТ, оснащенные компьютерами со свободным доступом в сеть Интернет и библиотечным и информационно- справочным системам.

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

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 отдельным комплектом и **входят в состав рабочей программы дисциплины (модуля)**.

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

**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-1	Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	ИД-1 _{ОПК-1} Способен изучать и анализировать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях
			ИД-2 _{ОПК-1} Использует биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения (показатели оценивания)
ИД-1 _{ОПК-1} Способен изучать и анализировать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	Знает: фундаментальные законы химии и их роль в химических процессах, происходящих при анализе биологических объектов
	Умеет: использовать полученные знания о фундаментальных законах химии при изучении и анализе биологических объектов
	Владеет: способностью использовать основные законы неорганической химии, необходимые при изучении и анализе биологических объектов
ИД-2 _{ОПК-1} Использует биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях	Знает: основные закономерности протекания химических процессов, происходящих при использовании биологических объектов
	Умеет: применять знания об основных химических процессах при использовании биологических объектов
	Владеет: навыками использования основных законов неорганической химии при использовании биологических объектов и процессов

2 Паспорт оценочных материалов по дисциплине

№ п/п	Разделы дисциплины	Индекс контролируемой компетенции (или ее части)	Оценочные средства		Технология/процедура оценивания (способ контроля)
			Наименование	№№ заданий	
1.	Периодическая система и строение атомов	ОПК-1	Тест	1 - 8	Тестирование Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
2.	Химическая связь	ОПК-1	Тест	9 - 14	Тестирование Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
3.	Химическая термодинамика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ОПК-1	Тест	15 - 18	Тестирование Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			Задача	31 - 34	Проверка преподавателем Отметка в системе «зачтено – не зачтено»
			Кейс-задача	59 - 60	Проверка преподавателем Отметка в системе «зачтено – не зачтено»

4.	Растворы	ОПК-1	<i>Тест</i>	19 - 20	Тестирование Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Задача</i>	35 - 40	Проверка преподавателем Отметка в системе «зачтено – не зачтено»
			<i>Кейс-задача</i>	57 - 58	Проверка преподавателем Отметка в системе «зачтено – не зачтено»
5.	Электролитическая диссоциация. Равновесия в растворах. Гидролиз солей	ОПК-1	<i>Тест</i>	21 - 22	Тестирование Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Задача</i>	41 - 46	Проверка преподавателем Отметка в системе «зачтено – не зачтено»
			<i>Кейс-задача</i>	57 - 58	Проверка преподавателем Отметка в системе «зачтено – не зачтено»
6.	Окислительно-восстановительные реакции и электрохимия	ОПК-1	<i>Тест</i>	23 - 26	Тестирование Процентная шкала 0-100 %; 0-59,99% - неудовлетворительно; 60-74,99% - удовлетворительно; 75- 84,99% -хорошо; 85-100% - отлично.
			<i>Задача</i>	50 - 56	Проверка преподавателем Отметка в системе «зачтено – не зачтено»
7.	Химия элементов	ОПК-1	<i>Тест</i>	27 - 30	Проверка преподавателем Отметка в системе «зачтено – не зачтено»
			<i>Задача</i>	47 - 56	Собеседование с преподавателем Отметка «неудовлетворительно, удовлетворительно, хорошо, 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 автоматизированную систему баз данных (АСУБД) «Рейтинг студентов»

По результатам текущей работы в семестре студенту выставляется оценка в пяти-балльной 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.

Аттестация обучающегося по дисциплине проводится в форме тестирования и решения контрольных задач и предусматривает возможность последующего собеседования (экзамена).

Каждый вариант теста включает 14 контрольных заданий, из них:

- 10 контрольных заданий на проверку знаний;
- 3 контрольных заданий на проверку умений;
- 1 кейс-задание на проверку навыков.

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 Тестовые задания (защита лабораторных работ)

ОПК-1 – Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях

№ задания	Тестовое задание
1	Ёмкость энергетических подуровней в атоме определяется: 1) принципом Паули ; 2) правилом Хунда; 3) правилом Клечковского; 4) принципом наименьшей энергии.
2	Элементы относят к главным подгруппам, так как они: 1) стоят в левой части группы; 2) включают элементы как малых, так и больших периодов ; 3) стоят в правой части группы; 4) включают элементы только больших периодов.
3	Орбиталей на третьем энергетическом уровне: 1) три; 2) четыре; 3) пять; 4) девять .
4	В таблице Д.И.Менделеева 4f-элементы находятся: 1) в пятом периоде; 2) в шестом периоде ; 3) в седьмом периоде; 4) в пятой группе.
5	Изменение свойств гидроксидов элементов в периоде с увеличением заряда ядра: 1) основные свойства уменьшаются ; 2) без закономерности; 3) основные свойства увеличиваются;

№ задания	Тестовое задание
	4) не меняются.
6	На высшую валентность элемента в таблице Менделеева указывает: 1) номер периода; 2) номер группы ; 3) число электронов на внешнем уровне; 4) порядковый номер элемента.
7	Магнитное квантовое число имеет значения: +1, 0, -1: 1) на s-подуровне; 2) на p-подуровне ; 3) на d-подуровне; 4) на f-подуровне.
8	Окислительную способность элемента определяет: 1) энергия ионизации; 2) энергия сродства к электрону ; 3) электроотрицательность.
9	В какой молекуле имеется две π-связи? 1) C ₂ H ₄ ; 2) C₂H₂ ; 3) O ₂ ; 4) H ₂ O.
10	Выберите среди перечисленных свойств характерное для ионной связи: 1) насыщаемость; 2) ненасыщаемость ; 3) направленность; 4) небольшая энергия связи.
11	Какой тип решетки характерен для металлов? 1) атомная; 2) ионная; 3) молекулярная; 4) атом-ионная .
12	В какой молекуле имеется ионный тип связи? 1) HCl; 2) NH ₃ ; 3) NaCl ; 4) H ₃ BO ₃ .
13	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.
14	Каков тип гибридизации углерода в молекуле углекислого газа? 1) нет гибридизации; 2) sp ³ ; 3) sp ² ; 4) sp .
15	Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. При охлаждении системы от 50 °С до 30 °С скорость реакции: 1) не изменилась; 2) уменьшилась в 9 раз ; 3) уменьшилась в 6 раз; 4) уменьшилась в 3 раза.
16	При повышении температуры от 30 °С до 70 °С скорость реакции возросла в 81 раз. Как изменится скорость при увеличении температуры от 70 °С до 80 °С? 1) не изменится; 2) уменьшилась в 9 раз; 3) уменьшилась в 6 раз; 4) увеличилась в 3 раза .
17	Какие реакции могут протекать самопроизвольно: 1) CH ₄ + CO ₂ = 2CO + 2H ₂ ΔG = 170,95 кДж/моль; 2) C(k) + O₂(г) = 2CO(г) ΔG = - 137 кДж/моль ; 3) PbS(k) + 2HCl(ж) = H ₂ S(г) + PbCl ₂ (ж) ΔG = 30,9 кДж/моль; 4) 3PbS(k) + 8HNO₃(ж) = 3PbSO₄(ж) + 8NO(г) + 4H₂O(ж) ΔG = -1454,3 кДж/моль .
18	От каких факторов зависит константа скорости реакции? 1) от концентрации; 2) от наличия катализатора в системе; 3) от давления в системе; 4) от температуры .
19	Осмотическое давление раствора неэлектролита вычисляется по формуле: 1) $p = p_0 X_1$ 2) $p_0 - p = p_0 X_2$

№ задания	Тестовое задание								
	3) $p = cRT$ 4) $p = p_0 V_0 T / (V T_0)$								
20	Соответствие между концентрацией и равенством, ее определяющим: $\omega(X) = \frac{m(X)}{m_p}$ 1) а) моляльная концентрация $T(X) = \frac{m(X)}{V_p}$ 2) б) молярная концентрация $C(X) = [X] = \frac{v(X)}{V_p}$ 3) в) титр (массовая концентрация) $b(X) = \frac{v(X)}{m(\text{растворителя})}$ 4) г) массовая доля Ответ: <table border="1" data-bbox="336 775 1477 837"> <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						
21	Сокращенное ионное уравнение $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2$ соответствует взаимодействию в водном растворе ВЕЩЕСТВ: 1) $Fe(NO_3)_3$ и KOH ; 2) $FeSO_4$ и $LiOH$; 3) $Fe(NO_3)_2$ и Na_2S ; 4) $FeCl_3$ и $Ba(OH)_2$.								
22	Реакцией ионного обмена, идущей в водном растворе до конца, является взаимодействие: 1) сульфата аммония и хлорида бария ; 2) серной кислоты и нитрата натрия; 3) сульфата натрия и соляной кислоты; 4) нитрата калия и сульфата натрия.								
23	Минимальную степень окисления хлор проявляет в соединении: 1) NH_4Cl 2) Cl_2 3) $KClO$ 4) $NaClO_2$								
24	В каких случаях хлор окисляется? 1) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$ 2) $ClO_3^- \rightarrow ClO^-$ 3) $Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$ 4) $Cl_2 \rightarrow 2ClO_3^-$								
25	Какие свойства проявляет Na_2SO_3 при взаимодействии с водным раствором $KMnO_4$? 1) окислительные; 2) восстановительные ; 3) окислительно-восстановительные; 4) вещества не взаимодействуют.								
26	Какие свойства проявляет $NaNO_2$ при взаимодействии с концентрированной H_2SO_4 ? 1) окислительные; 2) восстановительные ; 3) окислительно-восстановительные; 4) вещества не взаимодействуют.								
27	Какие металлы I группы при взаимодействии с кислородом не склонны к образованию перекисных соединений (пероксидов, надпероксидов, озонидов)? 1) Li ; 2) Cu ; 3) K; 4) Rb.								
28	Какие из перечисленных ниже солей определяют временную жесткость воды? 1) $CaCl_2$; 2) $Mg(NO_3)_2$; 3) $Ca(HCO_3)_2$; 4) $Mg(HCO_3)_2$.								
29	Какие из перечисленных ниже солей определяют постоянную жесткость воды? 1) $Ca(NO_3)_2$; 2) $CaCl_2$; 3) $Mg(NO_3)_2$; 4) KCl .								
30	В соединениях PH_3 , P_2O_5 , H_3PO_3 фосфор имеет степени окисления, соответственно равные 1) +3; +5; -3; 2) -3; +5; +3 ; 3) -3; +3; +5; 4) +3; -5; -3.								

Критерии и шкалы оценки:

Процентная шкала **0-100 %**; отметка в системе

«неудовлетворительно, удовлетворительно, хорошо, отлично»

0-59,99% - неудовлетворительно;

60-74,99% - удовлетворительно;

75- 84,99% -хорошо;

85-100% - отлично.

3.2 Задачи (задания)

ОПК-1 – Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
31	<p>Реакция протекает по схеме:</p> $A + B \rightleftharpoons C + D.$ <p>Равновесные концентрации веществ таковы: $c(A) = c(B) = 0,5$ моль/дм³, $c(C) = c(D) = 1$ моль/дм³. Вычислите константу равновесия.</p> <p>Решение: Выражение для константы равновесия $K = \frac{[C][D]}{[A][B]} = 1 \cdot 1 / 0,5 \cdot 0,5 = 4$.</p>
32	<p>Во сколько раз увеличится скорость реакции, если увеличить температуру от -10 до +30 °С? (При повышении температуры на 10°С скорость этой реакции увеличивается в 3 раза).</p> <p>Решение: По правилу Вант Гоффа $V_1/V_2 = \gamma^{\Delta t/10}$ $\Delta t = 30 - (-10) = 40$ (°С) $V_1/V_2 = 3^{40/10} = 3^4 = 81$ Скорость увеличится в 81 раз.</p>
33	<p>На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 16 раз, если температурный коэффициент реакции равен 2?</p> <p>Решение: По правилу Вант Гоффа $V_1/V_2 = \gamma^{\Delta t/10}$ $V_1/V_2 = 2^{\Delta t/10} = 16$ $\Delta t/10 = 4$, $\Delta t = 40$ (°С) Необходимо повысить температуру на 40 °С.</p>
34	<p>Равновесные концентрации в системе</p> $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$ <p>равны: $c(CO) = c(Cl_2) = 0,3$ моль/дм³, $c(COCl_2) = 1,8$ моль/дм³. Вычислите константу равновесия.</p> <p>Решение: Выражение для константы равновесия $K = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]} = 1,8 / 0,3 \cdot 0,3 = 20$.</p>
35	<p>Рассчитайте молярную концентрацию раствора фосфата калия, если в 200 г раствора содержится 30 г фосфата калия.</p> <p>Решение: Молярная концентрация определяется по формуле $b = n/m(H_2O)$ Количество вещества $n = m/M = 30г/212моль/г = 0,142$ моль. $b = 0,142$ моль/0,2 кг = 0,71 моль/кг.</p>
36	<p>Рассчитайте молярную концентрацию раствора серной кислоты, в котором массовая доля кислоты составляет 2 % (плотность раствора 1,05 г/см³).</p> <p>Решение: Пусть масса раствора серной кислоты равна 100 г. Тогда масса серной кислоты равна 2 г. $m = 100 \cdot 0,02 = 2$ (г) Количество вещества $n = m/M = 2г/98г/моль = 0,02$ моль</p>

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
	Объем раствора равен $V = m/\rho = 100\text{г}/1,05\text{г/см}^3 = 95\text{ см}^3 = 0,095\text{ дм}^3$ Молярная концентрация определяется по формуле $C = n/V = 0,02\text{ моль}/0,095\text{ дм}^3 = 0,21\text{ моль/дм}^3$.
37	Рассчитайте молярную концентрацию раствора сульфата натрия, если в 500 мл раствора содержится 10 г сульфата натрия. Решение: Молярная концентрация определяется по формуле $C = n/V(\rho\text{-ра})$ Количество вещества $n = m/M = 10\text{г}/142\text{моль/г} = 0,07\text{ моль}$ $C = 0,07\text{ моль}/0,5\text{ дм}^3 = 0,14\text{ моль/дм}^3$.
38	Рассчитайте массовую долю нитрата цинка в растворе этой соли, если молярная концентрация раствора составляет 2 моль/дм ³ . (плотность раствора 1,08 г/см ³). Решение: Пусть объем раствора соли равен 1 дм ³ . Тогда количество вещества равно 2 г. $n = C \cdot V = 1\text{дм}^3 \cdot 2\text{ моль/дм}^3 = 2\text{ моль}$ Масса нитрата цинка определяется по формуле $m = n \cdot M = 2\text{ моль} \cdot 189\text{ г/моль} = 378\text{ г}$ Масса раствора равна $m = V \cdot \rho = 1000\text{ см}^3 \cdot 1,08\text{ г/см}^3 = 1080\text{ г}$. Массовая доля $w = m(\text{соли})/m(\rho\text{-ра}) \cdot 100\% = 378/1080 \cdot 100\% = 35\%$.
39	В растворе, который получен растворением 25 г соли в 100 г воды, рассчитайте массовую долю соли. Решение: Масса раствора равна $m = 100\text{ г} + 25\text{ г} = 125\text{ г}$. Массовая доля $w = m(\text{соли})/m(\rho\text{-ра}) \cdot 100\% = 25/125 \cdot 100\% = 20\%$.
40	Рассчитайте массу NaOH, необходимую для приготовления 5 дм ³ 0,1 моль/дм ³ раствора этого вещества. $M(\text{NaOH}) = 40\text{ г/моль}$. Решение: Молярная концентрация определяется по формуле $C = n/V(\rho\text{-ра})$ $n = C \cdot V = 0,1\text{ моль/дм}^3 \cdot 5\text{ дм}^3 = 0,5\text{ моль}$ Масса гидроксида натрия определяется по формуле $m = n \cdot M = 0,5\text{ моль} \cdot 40\text{ г/моль} = 20\text{ г}$.
41	Напишите уравнение гидролиза хлорида аммония. Решение: NH_4Cl – соль образована слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl Молекулярное уравнение $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ Полное ионное уравнение $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{Cl}^- + \text{H}^+$ Сокращенное ионное уравнение $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ Гидролиз по катиону, среда кислая.
42	Напишите уравнение гидролиза ацетата натрия Решение: CH_3COONa — соль, образованная сильным основанием NaOH и слабой кислотой CH_3COOH , поэтому реакция гидролиза протекает по аниону. Молекулярное уравнение $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ Полное ионное уравнение $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ Сокращенное ионное уравнение $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ Гидролиз по аниону, среда щелочная.
43	Определите pH раствора соляной кислоты с концентрацией 0,001 моль/дм ³ . Решение: $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Поскольку HCl является сильной кислотой, мы будем считать, что степень диссоциации 100%. Таким образом, $[\text{H}^+] = 0,001\text{ моль/дм}^3$.

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
	Значение pH раствора определяется формулой: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,001 = -\lg 10^{-3} = 3$.
44	<p>Определите pH раствора угольной кислоты с концентрацией 0,005 моль/дм³. (Константа диссоциации угольной кислоты $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$).</p> <p>Решение: Угольная кислота – слабый электролит, учитываем диссоциацию только по 1 ступени $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ Выражение для константы диссоциации $K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$ Концентрации ионов H^+ и HCO_3^- можно принять равными. Концентрация недиссоциированной кислоты приближенно равна общей концентрации кислоты в растворе. Поэтому выражение для константы равновесия примет вид $K = \frac{[\text{H}^+]^2}{C}$. Отсюда $[\text{H}^+] = \sqrt{K_1 \cdot C}$ По данным справочника $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $[\text{H}^+] = \sqrt{4,5 \cdot 10^{-7} \cdot 0,005} = \sqrt{22,5 \cdot 10^{-10}} \approx 4,74 \cdot 10^{-5}$ $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 4,74 \cdot 10^{-5} = 4,32$.</p>
45	<p>Водный раствор имеет pH=13, определите молярную концентрацию гидроксид-ионов.</p> <p>Решение: Исходя из ионного произведения воды $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Отсюда $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 13 = 1$ Поскольку $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$, то $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1} = 0,1$ моль/дм³</p>
46	<p>Определите pH раствора гидроксида калия с концентрацией 0,01 моль/дм³.</p> <p>Решение: $\text{KOH} = \text{K}^{++} \text{OH}^-$ Поскольку KOH является сильным основанием, то будем считать, что степень диссоциации 100 %. Таким образом, $[\text{OH}^-] = 0,01$ моль/дм³. Значение pOH раствора определяется формулой: $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 0,01 = -\lg 10^{-2} = 2$ Исходя из ионного произведения воды $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Отсюда $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$.</p>
47	<p>Составьте электронную формулу элемента Rb</p> <p>Решение: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$</p>
48	<p>Составьте электронную формулу элемента As.</p> <p>Решение: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$</p>
49	<p>Составьте электронную формулу элемента Cd.</p> <p>Решение: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$</p>
50	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель: $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S} +$</p> <p>Решение: $8\text{Na} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ Na – восстановитель. H_2SO_4 – окислитель.</p>
51	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель: $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S} + \dots$</p> <p>Решение: $8\text{Al} + 15\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{S} + 12\text{H}_2\text{O}$ Al – восстановитель. H_2SO_4 – окислитель.</p>

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
52	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель: $S + H_2SO_4(\text{конц.}) \rightarrow SO_2 + \dots$</p> <p>Решение: $S + 2H_2SO_4 \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$ S – восстановитель. H_2SO_4 – окислитель.</p>
53	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель: $PbO_2 + HNO_3 + H_2O_2 = Pb(NO_3)_2 + O_2 + \dots$</p> <p>Решение: $PbO_2 + 2HNO_3 + H_2O_2 = Pb(NO_3)_2 + O_2 + 2H_2O$ H_2O_2 – восстановитель. PbO_2 – окислитель.</p>
54	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель: $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 = MnSO_4 + \dots$</p> <p>Решение: $2KMnO_4 + 5K_2SO_3 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 3H_2O$. K_2SO_3 – восстановитель. $KMnO_4$ – окислитель.</p>
55	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель: $Cl_2 + Br_2 + H_2O = HBrO_3 + \dots$</p> <p>Решение: $5Cl_2 + Br_2 + 6H_2O = 2HBrO_3 + 10HCl$. Br_2 – восстановитель. Cl_2 – окислитель.</p>
56	<p>Закончите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель: $Na_2S + KMnO_4 + H_2O = S + MnO_2 + \dots$</p> <p>Решение: $3Na_2S + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow 3S + 2MnO_2 + 6NaOH + 2KOH$. Na_2S – восстановитель. $KMnO_4$ – окислитель.</p>

Критерии и шкалы оценки:

Процентная шкала **0-100 %**; отметка в системе

«неудовлетворительно, удовлетворительно, хорошо, отлично»

0-59,99% - неудовлетворительно;

60-74,99% - удовлетворительно;

75- 84,99% -хорошо;

85-100% - отлично.

3.3 Кейс-задачи (экзамен)

ОПК-1 – Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
57	<p>Ситуация. 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>Задание: Рассчитайте pH раствора фосфорной кислоты, если в 250 мл раствора содержится 0,98 г фосфорной кислоты. (Константа диссоциации фосфорной кислоты $K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$).</p> <p>Решение: 1. Найдем молярную концентрацию раствора фосфорной кислоты. Она определяется по</p>

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
	<p>формуле $C = n/V(p-ра)$ Количество вещества $n = m/M = 0,98г/98г/моль = 0,01$ моль $C = 0,01$ моль/$0,25$ дм³ = $0,04$ моль/дм³ 2. Фосфорная кислота – слабый электролит, учитываем диссоциацию только по 1 ступени $H_3PO_4 = H^+ + H_2PO_4^-$ Выражение для константы диссоциации $K_1 = [H^+] \cdot [H_2PO_4^-] / [H_3PO_4]$ Концентрации ионов H^+ и $H_2PO_4^-$ можно принять равными. Концентрация недиссоциированной кислоты приближенно равна общей концентрации кислоты в растворе. Поэтому выражение для константы равновесия примет вид $K = [H^+]^2 / C$. Отсюда $[H^+] = \sqrt{K_1 \cdot C}$ $[H^+] = \sqrt{7,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,04} = \sqrt{3 \cdot 10^{-4}} \approx 1,73 \cdot 10^{-2}$ $pH = -\lg [H^+] = -\lg 1,73 \cdot 10^{-2} = 1,76$.</p>
58	<p>Ситуация. 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>Задание: Рассчитайте pH раствора серной кислоты, в котором массовая доля кислоты составляет 1%.</p> <p>Решение: 1. Найдем молярную концентрацию раствора серной кислоты. Она определяется по формуле $C = n/V(p-ра)$ Пусть масса раствора равна 100 г. Тогда масса серной кислоты 1 г. Количество вещества $n = m/M = 1г/98г/моль = 0,01$ моль Объем раствора $V \approx 100$ см³ = $0,1$ дм³ $C = 0,01$ моль/$0,1$ дм³ = $0,1$ моль/дм³ 2. $H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$ Поскольку H_2SO_4 является сильной кислотой, мы будем считать, что степень диссоциации 100 %. Таким образом, $[H^+] = 0,2$ моль/дм³. Значение pH раствора определяется формулой: $pH = -\lg [H^+] = -\lg 0,2 = 0,7$.</p>
59	<p>Ситуация. 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>Задание: Является ли термодинамически возможным протекание реакций в стандартных условиях: $BaO + C \rightarrow CO_2 + Ba$ $ZnO + C \rightarrow CO_2 + Zn$ $\Delta G^0(BaO) = -1139$ кДж/моль, $\Delta G^0(C) = 0$ кДж/моль, $\Delta G^0(CO_2) = -394,4$ кДж/моль, $\Delta G^0(Ba) = 0$ кДж/моль. $\Delta G^0(Zn) = 0$ кДж/моль, $\Delta G^0(CO_2) = -394,4$ кДж/моль, $\Delta G^0(C) = 0$ кДж/моль, $\Delta G^0(ZnO) = -320,7$ кДж/моль.</p> <p>Решение: 1. Возможность протекания химической реакции определяется значением изменения энергии Гиббса (ΔG). Если $\Delta G > 0$, то процесс термодинамически невозможен. Если $\Delta G < 0$, то протекание реакции термодинамически возможно. По следствию из закона Гесса $\Delta G_{(реак.)} = \sum \Delta G_{(прод.)} - \sum \Delta G_{(исх. в-в)}$ 2. Для реакции $2BaO + C \rightarrow CO_2 + 2Ba$ рассчитаем изменение энергии Гиббса. $\Delta G^0(реак) = 2\Delta G^0(Ba) + \Delta G^0(CO_2) - \Delta G^0(C) - 2\Delta G^0(BaO)$. Пользуясь справочными данными, найдем значения энергии Гиббса в стандартных условиях</p>

№ задания	Условие задачи (формулировка задания)
	<p>ΔG^0 $\Delta G^0(\text{BaO}) = -1139 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0(\text{Ba}) = 0 \text{ кДж/моль}$ $\Delta G^0(\text{реак}) = -394,4 \text{ кДж} - 2(-1139) \text{ кДж} = 1883,6 \text{ кДж} > 0$, протекание реакции термодинамически невозможно.</p> <p>3. Для реакции $2\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{Zn}$ рассчитаем изменение энергии Гиббса. $\Delta G^0(\text{реак}) = 2\Delta G^0(\text{Zn}) + \Delta G^0(\text{CO}_2) - \Delta G^0(\text{C}) - 2\Delta G^0(\text{ZnO})$.</p> <p>Пользуясь справочными данными, найдем значения энергии Гиббса в стандартных условиях ΔG^0 $\Delta G^0(\text{Zn}) = 0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0(\text{CO}_2) = -394,4 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0(\text{ZnO}) = -320,7 \text{ кДж/моль}$ $\Delta G^0(\text{реак}) = -394,4 \text{ кДж} - 2(-320,7) \text{ кДж} = 247 \text{ кДж} > 0$, протекание реакции термодинамически невозможно.</p>
60	<p>Ситуация. 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>Задание: В какой из двух реакций поглощается больше теплоты в стандартных условиях? $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Al}$ $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Zn}$</p> <p>Решение: 1. Для расчета стандартной энтальпии реакции применяют следствие из закона Гесса. $\Delta H(\text{реак}) = \sum \Delta H_{(\text{прод.})} - \sum \Delta H_{(\text{исх. в-в})}$ Для реакции $2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{Al}$ выражение принимает вид $\Delta H^0(\text{реак}) = 3\Delta H^0(\text{CO}_2) + 4\Delta H^0(\text{Al}) - 2\Delta H^0(\text{Al}_2\text{O}_3) - 3\Delta H^0(\text{C})$ Пользуясь справочными данными, найдем значения изменения энтальпии в стандартных условиях ΔH^0 $\Delta H^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0(\text{Al}) = 0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1676 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0(\text{реак}) = 3(-393,5) \text{ кДж} - 2(-1676) \text{ кДж} = 2171,5 \text{ кДж}$ 2. Для реакции $2\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{Zn}$ выражение принимает вид $\Delta H^0(\text{реак}) = \Delta H^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H^0(\text{Zn}) - 2\Delta H^0(\text{ZnO}) - \Delta H^0(\text{C})$ Пользуясь справочными данными, найдем значения изменения энтальпии в стандартных условиях ΔH^0 $\Delta H^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0(\text{Zn}) = 0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0(\text{ZnO}) = -350,6 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0(\text{C}) = 0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0(\text{реак}) = -393,5 \text{ кДж} - 2(-350,6) \text{ кДж} = 307,7 \text{ кДж}$. Больше теплоты поглощается в (1) реакции.</p>

Критерии и шкалы оценки:

Процентная шкала **0-100 %**; отметка в системе

«неудовлетворительно, удовлетворительно, хорошо, отлично»

0-59,99% - неудовлетворительно;

60-74,99% - удовлетворительно;

75- 84,99% -хорошо;

85-100% - отлично.

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.

Для оценки знаний, умений, навыков обучающихся по дисциплине применяется рейтинговая система. Итоговая оценка по дисциплине определяется на основании определения среднеарифметического значения баллов по каждому заданию.

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
ОПК-1 – Способен изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях					
Знает	фундаментальные законы химии и их роль в химических процессах, происходящих при анализе биологических объектов, основные закономерности протекания химических процессов, происходящих при использовании биологических объектов	Изложение фундаментальных законов химии и основных закономерностей протекания химических процессов, концепций и методов современных направлений химии	Изложены фундаментальные законы химии и основные закономерности протекания химических процессов, концепций и методов современных направлений химии	Зачтено / 60-100 Удовлетворительно / 60-74,9	Освоена (базовый)
			Не изложены фундаментальные законы химии и основные закономерности протекания химических процессов, концепций и методов современных направлений химии	Хорошо / 75-84,9 Отлично / 85-100	Освоена (повышенный)
				Не зачтено / 0-59	Не освоена (недостаточный)
Умеет	Задача (защита лабораторной работы, экзамен), тестовые задания	Правильность решения задач профессиональной деятельности, выполнение лабораторных работ по химии; умение обобщать и делать выводы из результатов исследований	Правильно выбрана методика решения, проведен верный расчет, представлены пояснения	Зачтено / 60-100 Удовлетворительно / 60-74,9	Освоена (базовый)
			Неправильно выбрана методика решения и/или проведен неверный расчет не представлены пояснения	Хорошо / 75-84,9 Отлично / 85-100	Освоена (повышенный)
				Не зачтено / 0-59	Не освоена (недостаточный)
Владеет	Кейс-задача (экзамен)	Демонстрация навыков использования основных законов неорганической химии при изучении и анализе биологических объектов и процессов	Приведена демонстрация навыков использования основных законов неорганической химии и разработки мероприятий по совершенствованию технологических процессов	Зачтено / 60-100 Удовлетворительно / 60-74,9	Освоена (базовый)
			Не приведена демонстрация навыков использования основных законов неорганической химии и разработки мероприятий по совершенствованию технологических процессов	Хорошо / 75-84,9 Отлично / 85-100	Освоена (повышенный)
				Не зачтено / 0-59	Не освоена (недостаточный)