

**Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«ВЕРХНЕВОЛЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРОБИОТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «Верхневолжский ГАУ»)**

ФАКУЛЬТЕТ ПРИКЛАДНЫХ И ФУНДАМЕНТАЛЬНЫХ АГРОБИОТЕХНОЛОГИЙ

УТВЕРЖДЕНА
протоколом заседания
методической комиссии факультета
№ 13 от « 06 » 05 2024г

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

«ХИМИЯ»

Направление подготовки / специальность	35.03.04 Агрономия
Направленность(и) (профиль(и))	«Луговые ландшафты и газоны», «Экономика и менеджмент в агрономии», «Технология производства продукции растениеводства»
Уровень образовательной программы	Бакалавриат
Форма(ы) обучения	Очная, заочная
Трудовоемкость дисциплины, ЗЕТ	4
Трудовоемкость дисциплины, час.	144

Разработчик:
Доцент кафедры агрохимии, химии и
экологии

Л.В. Вирзум
(подпись)

Иваново 2024

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Целями освоения дисциплины «Химия» является приобретение обучающимися теоретических, методологических и практических знаний, формирующих современную химическую основу для освоения профилирующих учебных дисциплин и выполнения основных профессиональных задач: проведения агрономических операций, повышения производства доброкачественных продуктов и сырья растительного происхождения, охраны окружающей среды от загрязнений и др.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

В соответствии с учебным планом дисциплина

относится к

Обязательной части образовательной программы

Статус дисциплины

базовая

Обеспечивающие (предшествующие) дисциплины, практики

Школьные курсы физики, химии.

Обеспечиваемые (последующие) дисциплины, практики

«Агрохимия», «Физиология и биохимия растений», «Биологическая защита растений», «Хранение и переработка продукции растениеводства», «Почвоведение с основами географии почв»

3. РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ) (ХАРАКТЕРИСТИКА ФОРМИРОВАНИЯ КОМПЕТЕНЦИЙ)

Шифр и наименование компетенции	Индикатор(ы) достижения компетенции / планируемые результаты обучения	Номер(а) раздела(ов) дисциплины (модуля), отвечающего(их) за формирование данного(ых) индикатора(ов) достижения компетенции
<p>ОПК - 1</p> <p>Способен решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин с применением информационно-коммуникационных технологий</p>	<p>ИД-1_{ОПК-1}</p> <p>Демонстрирует знание основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых задач в области агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции.</p> <p>ИД-2_{ОПК-1}</p> <p>Использует знания основных законов математических и естественных наук для решения стандартных задач в агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции.</p> <p>ИД-3_{ОПК-1}</p> <p>Применяет информационно-коммуникационные технологии в решении типовых задач в области агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции</p>	<p>ВСЕ</p>

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

4.1. Содержание дисциплины (модуля)

4.1.1. Очная форма:

№ п/п	Темы занятий	Виды учебных занятий и трудоемкость, час.				Контроль знаний*	Применяемые активные и интерактивные технологии обучения
		лекции	практические (семинарские)	лабораторные	самостоятельная работа		
1. Введение. Основные законы и понятия химии							
1.1.	Определение химии, как науки. Химические явления и процессы, как проявление химического движения материи. Химический характер биологических законов. Основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газов, Число Авогадро.	2	1		2	КЛ, УО, Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
2. Теория электролитической диссоциации							
2.1.	Классы электролитов. Распространение электролитов в биологических объектах. Диссоциация солей и кислот в почве. Теория электролитической диссоциации. Роль гидратации ионов в биологических системах. Сильные и слабые электролиты.				10	КЛ, УО, Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
3. Кинетика химических процессов.							
3.1.	Основные понятия химической кинетики. Скорость химических реакций. Закон действия масс. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон Вант-Гоффа. Применение правила Вант-Гоффа для прогнозированного хранения продуктов питания. Влияние температуры на скорость биологических процессов. Фотохимические реакции. Фотосинтез в биологических системах. Катализ. Ферменты, как катализаторы биохимических процессов.	2	1		6	УО, КЛ, Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
3.2.	Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.		1		4	УО, Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
4. Растворы							
4.1.	Дисперсные системы. Понятие о коллоид-	2	2	1	5	УО КР.	Семинар.

	ных и истинных растворах. Теплота растворения. Сольваты. Гидраты. Теория растворов. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ.					ВЛР Т Э	Самостоятельная работа с литературой.
4.2.	Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Осмос. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах. Тургор. Плазмолиз. Роль водных растворов в биологических системах. Свойства растворов электролитов.	2	2	1	6	УО, ВЛР Т, Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
4.3.	Протолитическое равновесие в воде. Водородный показатель. Влияние рН - среды и ионной силы раствора на биохимические процессы. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Гидролитические процессы в живом организме.	2	2	1	6	К, ВЛР Т, УО. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
5. Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.							
5.1.	Периодический закон Д. И. Менделеева и его трактовка в свете кванто-механической модели атома. Свойства атомов элементов (радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).	2	2		6	УО, КЛ, ВЛР Т Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
5.2.	Природа химической связи. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей и геометрическая формула молекулы. «Сигма» и «Пи» связи. Ионная связь. Ковалентная связь. Длина, энергия, полярность связи. Водородная связь. Биологическое значение и роль водородной связи.		2		12	КЛ, ВЛР Т, Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
6. Окислительно-восстановительные реакции							
6.1.	Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители, восстановители. Окислительно-восстановительное равновесие. Окислительно-восстановительные потенциалы.	2	2	1	8	КЛ ВЛР Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
7. Органические соединения							
7.1.	Полипептиды и белки. Распространение в природе. Образование из аминокислот. Строение и состав. Структура белка. Качественные реакции. Физические и химические свойства белков. Осаждение, изоэлектрическая точка. Кислотный и ферментативный гидролиз. Проблемы искусственной пищи.		1		6	КЛ, ВЛР Т УО. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
7.2.	Жиры. Распространение в природе. Образование. Строение и состав. Структура жиров. Качественные реакции. Физические и химические свойства.	2	1	2	6	УО. ВЛР Т Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.

7.3	Углеводы. Распространение в природе. Образование. Строение и состав. Структура углеводов. Качественные реакции. Физические и химические свойства						
8. Химия S -,P-, d- элементов (качественный анализ)							
8.1.	Предмет и задачи аналитической химии. Химия S -,P-, d- элементов, биологическое значение, химические свойства.	2	1	4	6	ВЛР, УО Р. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
9. Методы количественного анализа							
9.1	Предмет и задачи аналитической химии. Роль и значение её в сельском хозяйстве. Современные требования к сельскохозяйственному анализу. Титриметрические методы. Методы кислотно-основного титрования. Методы окислительно-восстановительного титрования. Комплексонометрия.			8	6	ВЛР, УО Р. Э	

4.1.2. Заочная форма:

№ п/п	Темы занятий	Виды учебных занятий и трудоемкость, час.				Контроль знаний*	Применяемые активные и интерактивные технологии обучения
		лекции	практические (семинарские)	лабораторные	самостоятельная работа		
3. Введение. Основные законы и понятия химии							
1.1.	Определение химии, как науки. Химические явления и процессы, как проявление химического движения материи. Химический характер биологических законов. Основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газов, Число Авогадро. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов. Проявление закона эквивалентных отношений в живом организме.	1	1		5	КЛ, УО, Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
2. Энергия химических процессов.							
2.1.	Внутренняя энергия. Энтальпия. Энтропия. Свободная энергия. Факторы, определяющие направления химических реакций.				6	КЛ, УО. Т Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
3. Кинетика химических процессов.							
3.1.	Основные понятия химической кинетики. Скорость химических реакций. Закон дей-	1			8	УО, К, КЛ.	Семинар. Самостоя-

	ствия масс. Константа скорости. Молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон Вант-Гоффа. Применение правила Вант-Гоффа для прогнозированного хранения продуктов питания. Влияние температуры на скорость биологических процессов. Фотохимические реакции. Фотосинтез в биологических системах. Катализ. Ферменты, как катализаторы биохимических процессов.					Т, Э	тельная работа с литературой.
3.2.	Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.				6	,УО. Т, Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
4. Растворы							
4.1.	Дисперсные системы. Понятие о коллоидных и истинных растворах. Теплота растворения. Сольваты. Гидраты. Теория растворов. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ.	1	1	1	6	УО КР. ВЛР Т Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
4.2.	Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Осмос. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах. Тургор. Плазмолиз. Роль водных растворов в биологических системах. Свойства растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации. Роль гидратации ионов в биологических системах. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации; константа диссоциации. Закон Оствальда.	1	1	1	6	УО, ВЛР Т, Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
4.3.	Протолитическое равновесие в воде. Водородный показатель. Влияние рН - среды и ионной силы раствора на биохимические процессы. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Гидролитические процессы в живом организме.		1		6	К, ВЛР Т, УО. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
5. Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.							
5.1.	Основные положения и понятия квантовой механики. Электронное облако. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Гунда. Электронные и электронно-графические формулы атомов.		1		6	УО, КЛ, ВЛР Т Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
5.2.	Периодический закон Д. И. Менделеева и его трактовка в свете кванто-механической модели атома. Свойства атомов элементов (радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).				6	КЛ, ВЛР Т, Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
5.3.	Природа химической связи. Метод валент-	1			6	УО, ВЛР	Семинар.

	ных связей. Гибридизация атомных орбиталей и геометрическая формула молекулы. «Сигма» и «Пи» связи. Ионная связь. Ковалентная связь. Длина, энергия, полярность связи. Водородная связь. Биологическое значение и роль водородной связи.						Т. Э	Самостоятельная работа с литературой.
6. Окислительно-восстановительные реакции								
6.1.	Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители, восстановители. Окислительно-восстановительный эквивалент. Окислительно-восстановительные реакции в живом организме. Понятие о биохимических редоксистемах.				6		КЛ ВЛР Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
6.2.	Окислительно-восстановительное равновесие. Окислительно-восстановительные потенциалы.		1		6		КЛ, ВЛР Т. Э	
7. Комплексные соединения								
7.1.	Координационная теория строения комплексных соединений Вернера. Определение понятий: комплексные соединения, центральный атом, лиганды, координационное число, внутренняя, внешняя сфера. Биологическая роль комплексных соединений. Гемоглобин и хлорофилл как комплексные соединения. Особенности присоединения кислорода к иону железа в гемоглобине. Понятие о бионеорганических соединениях, их роль в организме.				10		КЛ, ВЛР Т. УО. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
8. Буферные растворы								
8.1.	Протолитическое равновесие в буферных системах. Расчет pH в буферных растворах. Буферная емкость. Биологическая роль буферных систем.	1	1	1	8		УО. ВЛР Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
9. Химия S -,P-, d- элементов (качественный анализ)								
9.1.	Предмет и задачи аналитической химии. Химия S -,P-, d- элементов, биологическое значение, химические свойства.		1		8		ВЛР, УО Р. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
10. Методы количественного анализа								
10.1	Предмет и задачи аналитической химии. Роль и значение её в сельском хозяйстве. Современные требования к сельскохозяйственному анализу. Титриметрические методы. Методы кислотно-основного титрования. Методы окислительно-восстановительного титрования. Комплексонометрия.		1	1	8		ВЛР, УО Р. Э	

* Указывается форма контроля. Например: УО – устный опрос, К – коллоквиум, Т – тестирование, Р – реферат, Д – доклад, КЗ – кейс-задача.

4.2.1. Очная форма:

Вид занятий	1 курс		2 курс		3 курс		4 курс	
	1 сем.	2 сем.	3 сем.	4 сем.	5 сем.	6 сем.	7 сем.	8 сем.
Лекции	18							
Лабораторные	18							
Практические	18							
Итого контактной работы	54							
Самостоятельная работа	90							
Форма контроля	Э							

4.2.2. Заочная форма:

Вид занятий	1 курс		2 курс		3 курс		4 курс	
	1 сем.	2 сем.	3 сем.	4 сем.	5 сем.	6 сем.	7 сем.	8 сем.
Лекции		6						
Лабораторные		8						
Практические		4						
Итого контактной работы		18						
Самостоятельная работа		126						
Форма контроля		Э						

5. ОРГАНИЗАЦИЯ И УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

5.1. Содержание самостоятельной работы по дисциплине (модулю)

Темы, выносимые на самостоятельную проработку:

1. Определение предмета химии. Химическое единство мира.
2. Фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон сохранения массы, постоянства состава, закон эквивалентных отношений
3. Основные понятия химической термодинамики. Виды систем и функции состояния.
4. Первое начало термодинамики и его следствия..
5. Энтальпия, тепловой эффект, закон Гесса.
6. Второе начало термодинамики, понятие об энтропии и свободной энергии Гиббса.
7. Средняя и истинная скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс для элементарной стадии химической реакции. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Константа скорости реакции.
8. Катализ. Виды катализа, механизм каталитического действия.
9. Химическое равновесие. Динамический характер химического равновесия.
10. Причины образования растворов. Физические и химические силы обуславливающие образование растворов. Сольватация и гидратация. Физико-химическая теория образования растворов Д.И.Менделеева.
11. Способы выражения концентрации растворов.
12. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Активность, ионная сила раствора. Закон разбавления Оствальда.
13. pH и pOH растворов. Буферная емкость буферных растворов. Роль буферных систем в биологических процессах.
14. Атомно-молекулярное учение. Современное представление о строении атома с точки зрения квантовой теории. Квантовые числа, энергетические уровни и подуровни атома, атомные орбитали. Принцип минимальной энергии. Правило Клечковского.

- Принцип Паули. Правило Гунда. Периодичность изменения свойств атомов: радиуса, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности.
15. Природа химической связи Теория образования ковалентной связи: метод валентных связей, теория гибридизации и атомных орбиталей. Кратность и полярность ковалентной связи. Ионная связь, природа образования и свойства. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие, водородная связь.
 16. Структура периодической системы элементов. Природа периодичности свойств элементов.
 17. ОВР. Электронная теория ОВР. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение Нернста. Роль ОВР в почвах и растительных клетках.
 18. Устойчивость комплексных соединений в растворах. Хелаты, внутрикомплексные соединения. Факторы, влияющие на устойчивость комплексных соединений в растворах.
 19. Химия S- элементов: водород, элементы IA-, IIA- подгруппы общие свойства. Химия P-элементов. IIIA-, IVA-, VA- подгруппы общие свойства. Химия d-элементов. Общие свойства и особенности переходных металлов.
 20. Предмет и задачи аналитической химии в сельскохозяйственном производстве. Роль аналитической химии в охране окружающей среды. Понятия об экологическом мониторинге и предельно допустимых концентрациях.
 21. Понятия об аналитическом сигнале и аналитической реакции. Особенности аналитических сигналов в титриметрическом, потенциометрическом и фотометрическом методах анализа.
 22. Статистическая обработка результатов анализа. Оценка правильности результатов в аналитической химии. Критерий воспроизводимости результатов. Виды погрешностей анализа.
 23. Классификация методов анализа. Количественный анализ. Химические и инструментальные методы анализа. Инструментализация как главный путь развития аналитической химии. Выбор метода анализа.
 24. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрическом анализе. Измерительная посуда. Способы выражения состава растворов и вычисление в различных методах титриметрического анализа. Титрование. Точка эквивалентности и конечная точка титрования. Стандартные и стандартизированные растворы. Первичные стандарты и требования, предъявляемые к ним. Фиксаналы. Вторичные (стандартизированные) растворы. Точность титриметрического анализа. Источники погрешностей.
 25. Титриметрический анализ. Сущность метода. Прямое и обратное титрование, титрование заместителя. Методы титриметрического анализа.
 26. Кислотно-основное равновесие. Протолитическая теория кислот и оснований. Константы кислотности и основности, ионное произведение растворителя. Величина pH как условие проведения аналитических реакций. Буферные растворы, их использование в аналитической химии. Гидролиз солей, его роль в анализе. Факторы, влияющие на глубину протекания гидролитических реакций.
 27. Кислотно-основное титрование. Сущность метода. Первичные стандарты для растворов кислот и щелочей. Стандартизация растворов кислот и щелочей. Точка нейтральности, точка эквивалентности и конечная точка титрования. Вычисление pH в различные моменты титрования и построение кривых титрования сильных и слабых кислот и оснований. Роль индикаторов в методе кислотно-основного титрования. Тео-

- рия индикаторов. Интервал перехода окраски индикатора. Показатель титрования индикатора. Распространенные индикаторы. Выбор индикатора для установления конечной точки титрования. Ошибки титрования
28. Окислительно-восстановительные реакции и их применение в анализе. Основные неорганические и органические окислители и восстановители, используемые в анализе. Количественная характеристика полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Влияние pH, комплексообразования и, образования осадков на глубину их протекания. Использование реакций окисления-восстановления.
 29. Окислительно-восстановительное титрование. Методы анализа: перманганатометрия, йодометрия, дихроматометрия. Перманганатометрия. Йодометрия. Индикаторы, применяемые в окислительно-восстановительных методах: специфические и окислительно-восстановительные.
 30. Комплексные соединения и органические реагенты. Свойства комплексных соединений, используемые в аналитической химии. Использование комплексообразования для определения, маскирования ионов, для растворения осадков, для изменения потенциала и др. Особенности комплексообразующих органических реагентов. Основные направления использования органических реагентов в химическом анализе, наиболее распространенные химические реагенты.
 31. Комплексонометрическое титрование. Комплексоны. Общие свойства комплексона-тов. Использование комплексона-III. Хелатометрия. Индикаторы. Определение общей жесткости воды.
 32. Инструментальные методы анализа. Методы электрохимического, спектрального, фотометрического анализа. Спектрофотометрия и колориметрия, их особенности. Принципиальные схемы устройства спектрофотометра и фотоколориметра. Способы монохроматизации света. Основы спектрофотометрического анализа растворов. Чувствительность метода. Способы определения концентрации вещества — графические и расчетные. Области применения спектрофотометрии и колориметрии.

5.2. Контроль самостоятельной работы

Оценка результатов самостоятельной работы организуется следующим образом:

- проработка учебного материала (по конспектам, учебной и научной литературе, электронных учебных ресурсов);
- изучение тем теоретического курса, запланированных для самостоятельного освоения;
- написание рефератов и выступления с докладами на практических занятиях.
- тестовые опросы (промежуточные)
- выполнение контрольных работ, устные опросы, коллоквиумы,
- защита отчетов по лабораторным работам.
- выступление и защита реферата
- сдача экзамена.

5.3. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы

При выполнении самостоятельной работы рекомендуется использовать основную и дополнительную литературу, методические указания и разработки кафедры, а так же интернет-ресурсы (см.п.6.1. – 6.6).

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

6.1. Основная учебная литература, необходимая для освоения дисциплины

1. Г.П. Хомченко , И.К. Цитович. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2013. 464 с.(50)
2. Д.К. Князев, С.Н. Смартыгин. Неорганическая химия. М.: Дрофа, 2005. 591с.(94)
3. Курс аналитической химии: учебник для студ. вузов / И.К. Цитович. – 10-е изд. стер. – СПб.: Лань, 2009 – 496 с.(194)
4. Неорганическая химия. Биогенные и абиогенные элементы: учеб. пособие для студ. вузов / под ред. В.В.Егорова. – СПб.: Лань,2009 – 320 с.(20)

6.2. Дополнительная учебная литература, необходимая для освоения дисциплины

1. В.В.Вольхин. Общая химия. Основной курс. СПб.: Лань. 2008. 464 с.(20)
2. Егоров В.В. Теоретические основы неорганической химии. М.: Лань. 2008. 192 с.(207)
3. Кусакина, Н.А. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа. [Электронный ресурс] / Н.А. Кусакина, Т.И. Бокова, Г.П. Юсупова. — Электрон. дан. — Новосибирск : НГАУ, 2010. — 118 с. — Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/4555> — Загл. с экрана.
4. Егоров, В.В. Теоретические основы неорганической химии. Краткий курс для студентов сельскохозяйственных вузов. [Электронный ресурс] — Электрон. дан. — СПб. : Лань, 2017. — 192 с. — Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/91304> — Загл. с экрана.
5. Барковский, Е.В. Основы химии биогенных элементов. [Электронный ресурс] / Е.В. Барковский, С.В. Ткачев. — Электрон. дан. — Минск : "Вышэйшая школа", 2011. — 192 с. — Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/65488> — Загл. с экрана.

6.3. Ресурсы сети «Интернет», необходимые для освоения дисциплины

- 1.Образовательные сайты по неорганической химии с флеш - анимацией:
<https://infourok.ru/flesh-animacii-po-neorganicheskoj-himii-463729.htm>
2. http://lotoskay.ucoz.ru/load/flesh_animacii/neorganicheskaja_khimija/184
3. Единое окно доступа к образовательным ресурсам <http://window.edu.ru>

6.4. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

- 1) Наумова И.К., Шутова Т.А., Шаповалова Т.А. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Иваново: Ивановская ГСХА. 2005 Методическое пособие
- 2) Наумова И.К., Шутова Т.А., Шаповалова Т.А. Строение атома. Химическая связь. Ивановская ГСХА. им. академика Д.К. Беляева , 2008 Методическое пособие
- 3) Наумова И.К., Шаповалова Т.А., Кузьмина Т.А. Растворы электролитов Ивановская ГСХА. им. академика Д.К. Беляева, 2014 г. Учебное пособие
- 4) Наумова И.К., Шаповалова Т.А. Классы неорганических соединений Ивановская ГСХА. им. академика Д.К. Беляева, 2015 г. Учебное пособие

- 5) И.К. Наумова, Т.А. Шаповалова. Лабораторно – практические работы по аналитической химии. Количественный анализ: учебно-метод. пособие /сост. – Иваново: ИГСХА. 2010 -52с.
- 6) Наумова И.К., Шутова Т.А., Дельцова Л.Н., Шаповалова Т.А. Аналитическая химия. Методы качественного и количественного анализа. Иваново: ИГСХА, 2008. Учебное пособие.
- 7) Наумова И.К., Субботкина И.Н. Окислительно-восстановительные реакции. Ивановская ГСХА. им. академика Д.К. Беляева, 2015 г. Учебное пособие
- 8) Наумова И.К., Шаповалова Т.А. Биогенные элементы. Качественное определение. Ивановская ГСХА. им. академика Д.К. Беляева, 2016 г. Учебно-метод пособие

6.5. Информационные справочные системы, используемые для освоения дисциплины (модуля) (при необходимости)

- 1) Электронно-библиотечная система «Лань»;

6.6. Программное обеспечение, используемое для освоения дисциплины

- Операционная система типа Windows
- Пакет программ общего пользования Microsoft Office
- Интернет-браузеры

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА, НЕОБХОДИМАЯ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

№ п/п	Наименование специальных помещений* и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность специальных помещений и помещений для самостоятельной работы
1	Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа	укомплектована специализированной (учебной) мебелью, набором демонстрационного оборудования и учебно-наглядными пособиями, обеспечивающими тематические иллюстрации, соответствующие рабочей программе дисциплины, а также техническими средствами обучения (в том числе, переносными), служащие для представления учебной информации большой аудитории
2.	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа, для групповых и индивидуальных консультаций, для текущего контроля и промежуточной аттестации	укомплектована специализированной (учебной) мебелью, переносными техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации и лабораторным оборудованием (аптечка индивидуальная, 1 вытяжной шкаф, весы аналитические ВЛР-200 (6 шт), весы технические (2 шт), ФЭК-56, сушильный шкаф) комплекты лабораторной химической посуды, плитка электрическая.
3.	Учебная аудитория для проведения занятий семинарского типа, практических занятий, для групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации.	укомплектована специализированной (учебной) мебелью, переносными техническими средствами обучения и лабораторным оборудованием (аптечка индивидуальная 1 вытяжной шкафа, весы аналитические ВЛР-200 (6 шт), весы технические (1 шт), ФЭК-56, сушильный шкаф) комплекты лабораторной химической посуды, плитка электрическая.
4.	Помещение для самостоятельной работы	укомплектовано специализированной (учебной) мебелью, оснащено компьютерной техникой с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечено доступом в электронную информационно-образовательную среду организации
5	Помещение для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования	Укомплектовано специализированной мебелью для хранения оборудования и техническими средствами для его обслуживания

Приложение № 1
к рабочей программе по дисциплине (модулю)

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

«Химия»

1. Перечень компетенций, формируемых на данном этапе

1.1. Очная форма:

Шифр и наименование компетенции	Индикатор(ы) достижения компетенции / планируемые результаты обучения	Форма контроля*	Оценочные средства
1	2	3	4
<p style="text-align: center;">ОПК - 1</p> <p>Способен решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин с применением информационно-коммуникационных технологий</p>	<p>ИД-1_{ОПК-1}</p> <p>Демонстрирует знание основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых задач в области агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции.</p>	<p><i>К, УО, Т, Э, 1 сем</i></p>	<p>1. Комплекты тестовых заданий (Т),</p> <p>2. комплекты контрольных заданий по вариантам (КР),</p> <p>3. вопросы по темам (разделам) дисциплины (К)</p> <p>4. темы лабораторных работ.</p> <p>5. Темы рефератов.</p> <p>6. Комплекты экзаменационных вопросов, экз. билеты</p>
	<p>ИД-2_{ОПК-1}</p> <p>Использует знания основных законов математических и естественных наук для решения стандартных задач в агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции.</p>	<p><i>К, УО, Т, Р, ВЛР Э, 1 сем</i></p>	
	<p>ИД-3_{ОПК-1}</p> <p>Применяет информационно-коммуникационные технологии в решении типовых задач в области агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции</p>	<p><i>К, УО, Т, Р, ВЛР Э, 1 сем</i></p>	

УО – устный опрос, КЛ – конспект лекции, КР – контрольная работа, ВЛР – выполнение лабораторной работы, К – коллоквиум, Т – тестирование, Р – реферат, Э – экзамен, З – зачет.

1.2. Заочная форма:

Шифр и наименование компетенции	Индикатор(ы) достижения компетенции / планируемые результаты обучения	Форма контроля*	Оценочные средства
1	2	3	4
<p style="text-align: center;">ОПК - 1</p> <p>Способен решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических, естественнонаучных и общепро-</p>	<p>ИД-1_{ОПК-1}</p> <p>Демонстрирует знание основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых задач в области агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции.</p>	<p><i>К, УО, Т, КР Э, 1 курс 2 сем.</i></p>	<p>1. Комплекты тестовых заданий (Т),</p> <p>2. комплекты контрольных заданий по вариантам (КР),</p> <p>3. вопросы по</p>

профессиональных дисциплин с применением информационно-коммуникационных технологий	ИД-2 _{ОПК-1} Использует знания основных законов математических и естественных наук для решения стандартных задач в агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции.	<i>К, УО,Т, КР</i> Э, 1 курс 2 сем.	темам (разделам) дисциплины (К) 4. темы лабораторных работ. 5. Комплекты экзаменационных вопросов, экз. билеты
	ИД-3 _{ОПК-1} Применяет информационно-коммуникационные технологии в решении типовых задач в области агрономии, производства, переработки и хранения сельскохозяйственной продукции	<i>К, УО,Т, КР</i> Э, 1 курс 2 сем.	

2. Показатели и критерии оценивания сформированности компетенций на данном этапе их формирования

Показатели	Критерии оценивания*			
	неудовлетворительно	удовлетворительно	хорошо	отлично
	не зачтено	зачтено		
Полнота знаний	Уровень знаний ниже минимальных требований, имели место грубые ошибки	Минимально допустимый уровень знаний, допущено много негрубых ошибок	Уровень знаний в объеме, соответствующем программе подготовки, допущено несколько негрубых ошибок	Уровень знаний в объеме, соответствующем программе подготовки, без ошибок
Наличие умений	При решении стандартных задач не продемонстрированы основные умения, имели место грубые ошибки	Продemonстрированы основные умения, решены типовые задачи с негрубыми ошибками, выполнены все задания, но не в полном объеме	Продemonстрированы все основные умения, решены все основные задачи с негрубыми ошибками, выполнены все задания в полном объеме, но некоторые с недочетами	Продemonстрированы все основные умения, решены все основные задачи с отдельными несущественными недочетами, выполнены все задания в полном объеме
Наличие навыков (владение опытом)	При решении стандартных задач не продемонстрированы базовые навыки, имели место грубые ошибки	Имеется минимальный набор навыков для решения стандартных задач с некоторыми недочетами	Продemonстрированы базовые навыки при решении стандартных задач с некоторыми недочетами	Продemonстрированы навыки при решении нестандартных задач без ошибок и недочетов
Характеристика сформированности компетенции	Компетенция в полной мере не сформирована. Имеющихся знаний, умений, навыков недостаточно для решения практических (профессиональных) задач	Сформированность компетенции соответствует минимальным требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков в целом достаточно для решения практических (профессиональных) задач, но требуется дополнительная практика по	Сформированность компетенции в целом соответствует требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков и мотивации в целом достаточно для решения стандартных практических (профессиональных) задач	Сформированность компетенции полностью соответствует требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков и мотивации в полной мере достаточно для решения сложных практических (профессиональных) задач

		большинству прак- тических задач		
Уровень сформированности компетенций	Низкий	Ниже среднего	Средний	Высокий

* Преподаватель вправе изменить критерии оценивания в соответствии с ФГОС ВО и особенностями ОПОП.

3. Оценочные средства

По нижеприведенной схеме приводятся типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих сформированность компетенций на данном этапе (см. таблицу 1).

3.1. Тест

3.1.1 Вопросы тестов закрытого типа 1 из 4:

(выбрать один правильный ответ из четырех предложенных)

Тест № 1 (тема 1)

Тема «Электролитическая диссоциация веществ»

- К электролитам относится:
 - сахар
 - оксид меди (II)
 - оксид углерода (IV)
 - соляная кислота
- Формула слабого электролита:
 - CuCl_2
 - HCl
 - H_2SO_4
 - H_2S
- Вещества, которые при диссоциации образуют в качестве катионов ионы водорода, являются
 - кислотами
 - солями
 - щелочами
 - оксидами
- Вещество, которое в растворе полностью распадается на ионы.
 - аммиак
 - вода
 - серная кислота
 - гидроксид цинка
- Все ионы являются анионами в ряду:
 - Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^-
 - H^+ , Na^+ , Ca^{2+}
 - Cl^- , H^+ , K^+
 - CO_3^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^-
- Наибольшее число катионов образуется при диссоциации 1 моль
 - AlCl_3
 - H_2S
 - Na_3PO_4
 - $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- Одновременно находиться в водном растворе **не могут** ионы
 - Zn^{2+} и OH^-
 - Zn^{2+} и Cl^- ,
 - Na^+ и SO_4^{2-}
 - K^+ и NO_3^-
- Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата железа (III) равна
 - 3
 - 4
 - 5
 - 6
- К неэлектролитам относится:
 - сахар
 - хлорид натрия
 - гидроксид натрия
 - серная кислота
- Формула сильного электролита
 - H_2SO_3
 - CaCO_3
 - HNO_3
 - $\text{Cu}(\text{OH})_2$

11. Вещества, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы, являются
а) кислотами б) солями в) щелочами г) оксидами
12. Вещество, которое в растворе полностью распадается на ионы.
а) вода в) соляная кислота
б) оксид углерода (IV) г) гидроксид алюминия
13. Все ионы являются катионами в ряду:
а) Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- в) H^+ , Na^+ , Ca^{2+}
б) Cl^- , H^+ , K^+ г) CO_3^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^-
14. Наибольшее число анионов образуется при диссоциации 1 моль
а) AlCl_3 б) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ в) Na_2CO_3 г) Na_2S
15. Одновременно находиться в водном растворе **не могут** ионы
а) Ba^{2+} и SO_4^{2-} б) Zn^{2+} и Cl^- , в) Na^+ и OH^- г) K^+ и NO_3^-
16. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации нитрата алюминия равна
а) 3 б) 4 в) 5 г) 6
17. К электролитам относится:
а) вода б) хлорид меди (II) в) сахар г) оксид углерода (IV)
18. Формула слабого электролита:
а) CuCl_2 б) NaCl в) H_2SO_4 г) H_2CO_3
19. Вещества, которые при диссоциации образуют в качестве катионов ионы водорода, являются
а) кислотами б) солями в) щелочами г) оксидами
20. Вещество, которое в растворе полностью распадается на ионы.
а) соляная кислота в) гидроксид железа(III)
б) вода г) гидроксид цинка
21. Все ионы являются анионами в ряду:
а) CO_3^{2-} , Ca^{2+} , NO_3^- в) Ca^{2+} , H^+ , Na^+
б) Cl^- , H^+ , K^+ г) Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^-
22. Наибольшее число катионов образуется при диссоциации 1 моль
а) Na_2S б) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ в) K_3PO_4 г) AlCl_3
23. Одновременно находиться в водном растворе **не могут** ионы
а) Ba^{2+} и SO_4^{2-} б) Zn^{2+} и Cl^- , в) Na^+ и SO_4^{2-} г) K^+ и NO_3^-
24. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата алюминия равна
а) 3 б) 4 в) 5 г) 6
25. К неэлектролитам относится:
а) гидроксид натрия в) хлорид натрия

- б) оксид углерода (IV) г) серная кислота
26. Формула сильного электролита
 а) H_2SO_4 б) CaCO_3 в) H_2S г) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
27. Вещества, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы, являются
 а) солями б) кислотами в) щелочами г) оксидами
28. Вещество, которое в растворе полностью распадается на ионы.
 а) оксид железа (III) в) карбонат кальция
 б) оксид углерода (IV) г) гидроксид натрия
29. Все ионы являются катионами в ряду:
 а) Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- в) H^+ , K^+ , Na^{2+}
 б) H^+ , K^+ , Cl^- г) NO_3^- , CO_3^{2-} , Ca^{2+}
30. Наибольшее число анионов образуется при диссоциации 1 моль
 а) FeCl_3 б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ в) Na_2CO_3 г) Na_2S
31. Одновременно находиться в водном растворе **не могут** ионы
 а) Na^{2+} и SO_4^{2-} б) Zn^{2+} и Cl^- , в) Al^{3+} и OH^- г) K^+ и NO_3^-
32. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации нитрата железа (III) равна
 а) 3 б) 4 в) 5 г) 6

3.1.2. Методические материалы

Тестирование для текущей оценки успеваемости студентов проводится в форме бумажного теста. Студенту предлагается ответить на 14 вопросов закрытого типа 1 из 4-х.

Общее время, отведенное на тест 20 минут

Тест проверяется в ручном режиме и оценка сообщается студенту не позднее занятия следующего за тем, на котором проводился тест.

3.2. Устный опрос

3.2.1. Перечень вопросов для устного опроса по следующим темам:

Тема «Основные законы и понятия химии»

1. Химические явления и процессы, как проявление химического движения материи.
2. Химический характер биологических законов.
3. Основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газов, Число Авогадро. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности.
4. Закон эквивалентов. Проявление закона эквивалентных отношений в живом организме.

Тема «Кинетика химических процессов»

1. Основные понятия химической кинетики.
2. Скорость химических реакций.
3. Закон действия масс. Константа скорости. Молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
4. Закон Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Применение правила Вант-Гоффа для прогнозирования хранения лекарственных препаратов. Влияние температуры на скорость биологических процессов.
5. Фотохимические реакции. Фотосинтез в биологических системах. Катализ. Ферменты, как катализаторы биохимических процессов.
6. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Тема «Растворы»

1. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ. Растворимость газов в крови и тканевых жидкостях.
2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константа растворителя..
3. Осмос. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах. Тургор. Плазмолиз.
4. Роль водных растворов в биологических системах.
5. Свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент его физический смысл.
6. Теория электролитической диссоциации. Роль гидратации ионов в биологических системах. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации; константа диссоциации.
7. Протолитическое равновесие в воде. Водородный показатель. Равновесие состояния в растворах амфолитов. Влияние pH - среды и ионной силы раствора на биохимические процессы.
8. Протолитическое равновесие в реакциях сольволиза. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Гидролитические процессы в живом организме.

3.2.2 Методические материалы

Критерии оценки устного опроса

«отлично» выставляется обучающемуся, если он четко выражает свою точку зрения по рассматриваемым вопросам, приводя соответствующие фактические доводы и примеры.

«хорошо» выставляется обучающемуся, если он допускает отдельные небольшие неточности погрешности при ответе.

«удовлетворительно» выставляется обучающемуся, если он обнаруживает пробелы в знаниях фактического и основного учебно-программного материала изучаемой дисциплины.

«неудовлетворительно» выставляется обучающемуся, если он обнаруживает существенные пробелы в знаниях основных теоретических положений учебной дисциплины, неумение с помощью преподавателя получить правильное решение конкретной практической задачи из числа предусмотренных рабочей программой учебной дисциплины.

3.3. Устный опрос (Коллоквиум)

3.3.1. Перечень вопросов для устного опроса коллоквиума 1,2.

Коллоквиум 1

1. Химические явления и процессы, как проявление химического движения материи.
2. Химический характер биологических законов.

3. Основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газов, Число Авогадро. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности.
4. Закон эквивалентов. Проявление закона эквивалентных отношений в живом организме.
5. Основные понятия химической кинетики.
6. Скорость химических реакций.
7. Закон действия масс. Константа скорости. Молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
8. Закон Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Применение правила Вант-Гоффа для прогнозирования хранения лекарственных препаратов. Влияние температуры на скорость биологических процессов.
5. Фотохимические реакции. Фотосинтез в биологических системах. Катализ. Ферменты, как катализаторы биохимических процессов.
6. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
7. Из оксидов BaO , K_2O , TiO_2 , CaO , Al_2O_3 , MgO , ZnO выберите два оксида с наиболее выраженными основными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов
12. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз.
13. Определить число молей и число моль эквивалентов: 10 г серной кислоты, и 50 г сульфата хрома(III).

Коллоквиум 2

1. Способы выражения концентрации растворов. Растворимость твердых, жидких и газообразных веществ. Растворимость газов в крови и тканевых жидкостях.
2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Эбулиоскопическая и криоскопическая константа растворителя.
3. Осмос. Осмотическое давление. Роль осмотического давления в биологических системах. Тургор. Плазмолиз.
4. Роль водных растворов в биологических системах.
5. Свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент его физический смысл.
6. Теория электролитической диссоциации. Роль гидратации ионов в биологических системах. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации; константа диссоциации.
7. Протолитическое равновесие в воде. Водородный показатель. Равновесие состояния в растворах амфолитов. Влияние pH - среды и ионной силы раствора на биохимические процессы.
8. Протолитическое равновесие в реакциях сольволиза. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Гидролитические процессы в живом организме.
9. Основные положения и понятия квантовой механики. Электронное облако. Характеристика энергетического состояния электрона квантовыми числами.
10. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Принцип Паули. Правило Гунда.
11. Электронные и электронно-графические формулы атомов. Ядро атома.
12. Периодический закон Д. И. Менделеева и его трактовка в свете кванто-механической модели атома. Свойства атомов элементов (радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).
13. Природа химической связи. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей и геометрическая формула молекулы. «Сигма» и «Пи» связи.
14. Ионная связь. Ковалентная связь. Дипольный момент. Длина связи, энергия связи, полярность связи.
15. Водородная связь. (межмолекулярная и внутримолекулярная). Биологическое значение и роль водородной связи.

3.3.2. Методические материалы

Критерии оценки коллоквиума «отлично», высокий уровень

Обучающийся показал прочные знания основных положений по теме коллоквиума в рамках раздела учебной дисциплины, умение самостоятельно решать практические задачи, делать обоснованные выводы.

«хорошо», повышенный уровень

Обучающийся показал прочные знания основных положений по теме коллоквиума в рамках раздела учебной дисциплины, умение самостоятельно решать конкретные практические задачи, предусмотренные рабочей программой, ориентироваться в рекомендованной справочной литературе, умеет правильно аргументировать полученные результаты.

«удовлетворительно», пороговый уровень

Обучающийся показал знание основных положений темы в пределах соответствующего раздела учебной дисциплины, умение получить с помощью преподавателя правильное решение конкретной практической задачи из числа предусмотренных в теме, знакомство с рекомендованной учебной литературой.

3.4. Реферативные работы

3.4.1. СПИСОК ТЕМ РЕФЕРАТОВ

1. Химия S – элементов, биологическое значение.
2. Химия P – элементов, биологическое значение.
3. Химия d – элементов, биологическое значение.

3.4.2. Методические материалы

ПРАВИЛА ОФОРМЛЕНИЯ И ПОРЯДКЕ ЗАЩИТЫ РЕФЕРАТА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

«Химия неорганическая и аналитическая»

Обучающийся выбирает тему реферата из предложенного списка (пункт программы 5.1.) . В течение семестра должен быть подготовлен один реферат. Защита рефератов проходит на занятии, согласно календарно-тематическому плану.

Требования к оформлению реферата

В верхней части титульного листа указывается название учебного заведения, в котором проводится защита реферата. В центре листа размещаются название учебного предмета и формулировка темы; чуть ниже - фамилия, имя и отчество обучающегося и его принадлежность к курсу и факультету, фамилия, имя и отчество преподавателя. Внизу по центру указываются название населенного пункта, в котором написан реферат, и год его написания.

За титульным листом реферата следует его оглавление, которое состоит из четырех основных частей: введения, основной части, заключения и списка использованной для написания реферата литературы. При наличии приложений информация о них должна содержаться в оглавлении.

Во введении реферата указываются цель работы (или несколько целей), а также задачи, которые требуется решить для ее достижения. Объем введения может составлять две-три страницы текста,

Основная часть реферата содержит материал, который отобран обучающимся для рассмотрения проблемы. Он может быть разделен на параграфы. Средний объем основной части реферата - 10-15 страниц.

В заключении реферата обучающийся самостоятельно формулирует выводы. Объем заключения - 1-2 страницы.

В списке использованной для написания реферата литературы в алфавитной последовательности указываются все источники, которыми пользовался обучающийся при подготовке работы, согласно требованиям ГОСТ.

Процедура защиты реферата

Защита реферата проводится согласно календарно-тематическому плану занятий.

Реферат представляется к защите на листах формата А4. Текст на них должен быть отпечатан на компьютере. В исключительном случае допускается защита реферата, представленного в рукописном варианте. Процедура защиты реферата на экзамене представляет собой:

- выступление автора реферата (до 10 минут), в ходе которого обучающийся должен показать свободное владение материалом по заявленной теме;

- ответы на вопросы преподавателя и студентов группы.

Подготовка и защита реферата оценивается в баллах:

1. Оформление (максимально 4 балла)

1 балл – реферат распечатан из сети интернет, с указанием своей фамилии

2 балла – реферат распечатан из сети интернет, составлено содержание или список литературы

3 балла – самостоятельно написанный реферат, отсутствуют ссылки на источники используемой литературы в тексте.

4 балла – реферат оформлен по всем требованиям.

2. Выступление с докладом (максимально 4 балла)

1 балл – студент, не отрываясь читает доклад

2 балла – студент читает доклад, иногда отрываясь от текста, дает пояснения

3 балла – студент докладывает самостоятельно, иногда используя записи

4 балла – студент свободно владеет материалом, не использует при ответе записи.

3. Ответы на вопросы преподавателя и однокурсников. (максимально 4 балла)

1 балл – студент ищет ответ в реферате и зачитывает его.

2 балла – Студент дает односложный ответ (да/нет)

3 балла – Студент отвечает на большинство вопросов, сопровождает пояснениями.

4 балла – Ответы даны на все поставленные вопросы. с пояснениями. Свободно ориентируется в теме.

3.5. Лабораторные работы

3.5.1. В рабочей программе прохождения дисциплины предусмотрено выполнение 10 лабораторных работ. Примеры лабораторных работ представлены ниже

Лабораторная работа № 1. Качественные реакции на катионы и анионы биогенных элементов. S- элементы.

Опыт № 1. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку помещают 6-8 капель раствора перманганата калия KMnO_4 и 2-3 капли двухнормального 2Н раствора серной кислоты H_2SO_4 . затем добавьте 3-4 капли 10% раствора

пероксида водорода H_2O_2 . Как изменится цвет раствора, записать в журнале. Составить окислительно-восстановительное уравнение данной реакции.

Опыт № 2. Гидролиз карбоната натрия.

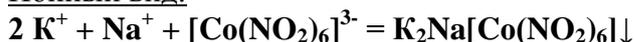
В пробирку помещают 8-10 капель дистил. воды и 1 каплю фенол-фталеина, затем микрошпателем добавляют несколько кристалликов Na_2CO_3 , размешивают.

Отметить в какой цвет окрасится раствор фенол-фталеина. Записать уравнение гидролиза карбоната натрия в ионном и молекулярном виде.

Опыт № 3. Обнаружение катиона K^+

Гексанитрокобальтат /III/ натрия - $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ в слабокислой и нейтральной среде образует с солями калия кристаллический осадок $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Ионный вид:



В пробирку вносят 2 капли концентрированного раствора хлорида калия KCl и 2 капли свежеприготовленного концентрированного раствора $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Выпадает осадок $\text{NaK}_2[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Если осадок не образуется, то протирают стенки пробирки стеклянной палочкой. Записать цвет образовавшегося осадка.

Написать уравнение реакции в молекулярной форме.

Опыт № 4. Обнаружение катиона Mg^{+2}

А) Едкие щелочи выделяют из раствора солей магния белый амфорный осадок гидроксида $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Ионный вид: $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$

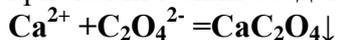
В пробирку вносят 4 капли раствора хлорида магния MgCl_2 и 2-3 капли раствора гидроксида натрия NaOH , происходит выпадение осадка. Отметить цвет осадка. Записать уравнение реакции в молекулярной форме.

Б) Гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 является характерным реактивом на ионы магния. В растворах содержащих хлорид аммония, в присутствии аммиака (аммиачно-буферная смесь) образуется кристаллический осадок магний-аммоний-фосфат. Ионный вид: $\text{Mg}^{2+} + \text{NH}_4^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Mg NH}_4\text{PO}_4 \downarrow$

К 5-6 каплям раствора хлорида магния MgCl_2 прибавляют 2 капли хлорида аммония NH_4Cl , затем 2 капли раствора аммиака и по каплям раствор натрия гидрофосфата Na_2HPO_4 . Выпадает кристаллический осадок. Отметить цвет осадка. Записать уравнение реакции в молекулярной форме.

Опыт № 5. Реакция обнаружения катиона Ca^{+2}

Оксалат аммония – $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ – образует с солями кальция мелко-кристаллический осадок CaC_2O_4 . Ионный вид:



К 5-6 каплям раствора CaCl_2 прилить 5-6 капель раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ реактива. Образуется осадок. Отметить цвет осадка. Записать уравнение реакции в молекулярной форме.

Лабораторная работа № 2. Количественный анализ. Титриметрия.

Определение карбонатной /временной/ жесткости воды

Жесткость воды обусловлена присутствием в ней солей магния и кальция. жесткость воды выражается количеством миллиэквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся в I литре воды. Один миллиэквивалент жесткости отвечает 20,04 мг/л ионов кальция или 12,16 мг/л ионов магния. Мягкая вода содержит < 4 мэкв/л. ионов кальция и магния, среднежесткая - 4-8 мэкв/л, жесткая 8-12 мэкв/л. Суммарное содержание различных

солей кальция и магния обуславливает **общую жесткость** воды. Общая жесткость воды подразделяется на карбонатную и некарбонатную. **Некарбонатная** (постоянная) жесткость воды создается присутствием в ней хлоридов и сульфатов магния и кальция, а **карбонатная** (временная) - содержанием в воде гидрокарбонатов этих металлов. Вследствие гидролиза гидрокарбонатов вода имеет щелочную реакцию, поэтому может быть оттитрована кислотой в присутствии одного из кислотно-основных индикаторов (метод ацидиметрии).

Ход работы:

1) Напишите уравнения реакции гидролиза гидрокарбонатов и их взаимодействия с кислотой.

1) Соберите установку для титрования воды хлороводородной кислотой.

2) Пипеткой на 100 мл поместите исследуемую воду в коническую колбу, добавьте к исследуемой воде 2-3 капли метилового оранжевого. При наличии бикарбонатов жидкость окрасится в желтый цвет.

3) Оттитруйте приготовленную пробу раствором соляной кислоты до перехода желтой окраски индикатора в оранжевую. Титрование выполните не менее трех раз до получения значений, отличающихся не более, чем на 0.1 мл.

4) Рассчитайте среднее объема хлороводородной кислоты, затраченного на титрование:

$$V^{cp} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$$

5) Рассчитайте карбонатную жесткость воды (ммоль/л):

$$Ж_k = \frac{C_{эк}(HCl) \cdot V(HCl) \cdot 1000}{V_{H_2O}}$$

6) Пользуясь таблицей классификации воды по жесткости, сделайте вывод, к какой группе относится исследуемая вода.

7) Запишите полученные результаты в таблицу:

Таблица 4.1. Результаты титрования пробы воды раствором *HCl*

3.5.2. Методические материалы

В ходе выполнения лабораторных работ следует четко следовать методике выполнения и строго соблюдать технику безопасности. По итогам выполненной работы оформляется отчет.

Оформление лабораторной и практической работы

Правильно оформленная лабораторная работа должны содержать в себе разделы:

- Название работы
- Оборудование.
- Цель работы.
- Ход выполнения работы.
- Результаты наблюдений и вычислений в виде таблиц.
- Уравнения химических реакций (при необходимости).

Вывод (должен соответствовать цели работы).

Критерии оценивания лабораторной и практической работы

- Оценка «отлично» ставится, если:
 - а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы;

- б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами;
 - в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места и порядок на столе, экономно используются реактивы).
 - **Оценка «хорошо»** ставится, если :
 - а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы;
 - б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами.
 - **Оценка «удовлетворительно»** ставится, если допущены одна-две существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью учителя.
 - **Оценка «неудовлетворительно»** ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию учителя.
- Во всех случаях оценка снижается, если обучающийся не соблюдал правила техники безопасности.

3.6.Оценочные средства к экзамену.

3.6.1.1. Вопросы, выносимые на экзамен

1. Современная теория строения атома.
2. Основные положения протекания химических реакций с точки зрения термодинамики.
3. Качественный анализ.
4. Планетарная и квантово-механическая модель строения атома.
5. Понятие энтальпии.
6. Какие вещества могут являться окислителями: перманганат калия, соляная кислота, перекись водорода, серная кислота.
7. Водородный показатель.
8. Дробный и систематический анализ.
9. Постулаты Бора.
10. Закон Гесса.
11. Влияние различных факторов на гидролиз.
12. Количественный анализ.
13. Дисперсные системы.
14. Квантовые числа.
15. Основные понятия термодинамики.
16. Написать и уравнять методом электронного баланса реакцию: взаимодействие водорода с азотом.
17. Ионное равновесие воды.
18. Общие принципы и виды количественного анализа.
19. Водородный показатель раствора равен 3, определить концентрацию ионов гидроксидов в растворе.
20. Физический смысл квантовых чисел и их цифровых значений.
21. Понятие энтропии.
22. К какому типу реакций относится реакция взаимодействия меди с серной кислотой: написать ее и аргументировать ответ.
23. Виды гидролиза.

24. Гравиметрический метод анализа.
25. Написать и уравнять методом электронного баланса реакцию: взаимодействие водорода с азотом.
26. Описание электронной структуры набором квантовых чисел.
27. Энергия Гиббса.
28. Рассчитать M_2 окислителя и восстановителя для реакции: цинк + азотная кислота.
29. Написать уравнения гидролиза по первой ступени: хлорида калия, ацетата натрия. Указать характер среды.
30. Найти массу щелочи (кон), необходимую для полной нейтрализации 10г серной кислоты.
31. Титриметрический анализ.
32. Полимеры и олигомеры.
33. Комплементарность.
34. К какому типу реакций относится реакция взаимодействия меди с серной кислотой: написать ее и аргументировать ответ.
35. Принцип Паули и запрет Паули.
36. Понятие скорости химической реакции.
37. Окисление и восстановление. Привести примеры.
38. Написать реакции гидролиза по первой ступени: KCN, - сульфата цинка.
39. Правила квантовой механики.
40. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
41. Гидролиз солей.
42. Укажите, какие вещества могут являться восстановителями: хлор молекулярный, анион хлора, перекись водорода, серная кислота.
43. Закон эквивалентов для реагирующих веществ.
44. Химическое и фазовое равновесие.
45. Принцип минимума энергии и правило Хунда.
46. Закон действующих масс для гомогенных реакций.
47. Порядок уравнивания ОВР.
48. Метод нейтрализации.
49. Понятие о высокомолекулярных соединениях.
50. Правило Клечковского и получение энергетического ряда Клечковского.
51. Закон действующих масс для гетерогенных реакций.
52. Условия образования и растворения осадков.
53. Укажите окислитель и восстановитель в реакции: взаимодействие железа с серной кислотой.
54. Напишите гидролиз, укажите характер среды: хлорид натрия, хлорид аммония.
55. Точка эквивалентности.
56. Основные понятия качественного и количественного анализа.

3.6.1.2. Примеры задач, выносимых на экзамен:

1. Какое количество осадка образуется при взаимодействии 100 г нитрата серебра с 50 г соляной кислоты?
2. Концентрация ионов водорода в растворе 10⁻³ моль/л. Рассчитайте гидроксильный показатель.
3. Сколько литров воды необходимо добавить к 1,5 л 0,5 н раствора хлорида натрия, чтобы получить 0,1 н раствор.
4. Найти массу щелочи (кон), необходимую для полной нейтрализации 10 г серной кислоты.
5. Вычислить процентную концентрацию 1 н раствора хлорида натрия (плотность 1,2 г/мл).

6. Сколько литров воды необходимо добавить к 1,5 л 0,5 н раствора хлорида натрия, чтобы получить 0,1 н раствор.
7. Рассчитать Мэ окислителя и восстановителя для реакции: цинк + азотная кислота.
8. Водородный показатель раствора равен 3, определить концентрацию ионов гидроксила в растворе.
9. Определить объем 0,5 н серной кислоты, необходимый для нейтрализации 150 мл 0,1 н раствора КОН?
10. Найти массу щелочи (кон), необходимую для полной нейтрализации 10 г серной кислоты.
11. Написать уравнения реакций гидролиза солей по 1 ступени в молекулярном и ионном виде: - сульфата алюминия, - K₂S.
12. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз.
13. Определить число молей и число моль эквивалентов: 10 г серной кислоты, И 50 г сульфата хрома(III).
14. Вычислить, сколько глицерина C₃H₅(OH)₃ нужно растворить в 200 г воды, чтобы раствор замерзал при — 5°C. Криоскопическая постоянная воды 1,86 град.
15. Из скольких атомов состоит молекула йода в спиртовом растворе, если раствор 6,35 г йода в 100 г этанола кипит при 78,59°C?
16. Сколько граммов глюкозы C₆H₁₂O₆ было растворено в 0,5л воды, если температура кипения полученного раствора составила 102°C?
17. Чему равна температура замерзания раствора AlCl₃ с молярной концентрацией эквивалента 0,3 моль/л, если его степень диссоциации равна 60%?
18. В каком количестве воды надо растворить 6,84 г глюкозы C₆H₁₂O₆, чтобы давление пара воды, равное при 65°C 250 гПа, снизилось до 248 гПа?
19. Найдите относительную молярную массу неэлектролита, если его 10%-ный раствор кипит при 100,6°C.
20. Сколько воды надо прибавить к 2 л раствора сахара, чтобы понизить его осмотическое давление в 3 раза?
21. Рассчитайте массовую долю хлорида натрия в физиологическом растворе, осмотическое давление которого при 25°C составляет 762,7 кПа ($\alpha=1$, $\rho=1\text{г/см}^3$).
22. Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах между серной кислотой и гидроксидом калия.
23. Напишите все возможные уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах между следующим кислотами и основаниями:
NaOH, Mg(OH)₂, H₂SO₃, H₃PO₄
24. Составьте по три молекулярных уравнений реакций, которые выражаются ионно – молекулярными уравнениями:
а) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3$
б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
25. Вычислить концентрацию ионов OH[–] и NH₄⁺ в 0,5 М растворе NH₄OH, если константа диссоциации K = 1,8×10^{–5}.
26. Сколько граммов ионов Ba²⁺ содержится в 200 мл насыщенного раствора карбоната бария, если $\text{PP}_{\text{BaCO}_3} = 8 \times 10^{-9}$.
27. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

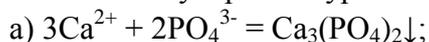
а) хлоридом кобальта и сульфидом калия;

б) гидросиликатом калия и гидроксидом калия.

Чему равна концентрация каждого иона в насыщенном растворе сульфида серебра?

28. Какое из веществ: гидрокарбонат калия, сульфат кадмия, гидроксид бария будет взаимодействовать с серной кислотой? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

29. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:



Чему равна растворимость сульфида кадмия в моль/л и г/моль?

30. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а) сульфат железа и нитрат стронция;

б) нитрит натрия и соляная кислота.

31. Что называется ионным произведением воды? Чему оно равно? Дайте вывод выражения ионного произведения воды. Как влияет температура на ионное произведение воды?

32. Сколько граммов гидроксида натрия находится в состоянии полной диссоциации в 100 мл раствора, pH которого равен 13?

33. Рассчитать молярную концентрацию ионов водорода и гидроксида в растворе гидроксида натрия с pH = 12,5.

34. Найдите водородный показатель концентрированного раствора сильного электролита – 0,205 М HCl.

35. К 150 г 20% раствора сахарозы добавили 45 г глюкозы. Рассчитайте массовые доли углеводов в новом растворе.

36. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н раствора кислоты потребовалось 6 мл раствора едкого натра. Определить нормальную концентрацию раствора едкого натра.

37. Нормальная концентрация раствора KNO₃ равна 0,2 моль/л. Найти процентную концентрацию раствора KNO₃ и молярную концентрацию раствора KNO₃. Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

38. Вычислите молярную и молярную концентрацию эквивалента 20 % раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/мл.

39. Чему равна нормальность 30% раствора NaOH плотностью 1,328 г/мл? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите массовую долю полученного раствора.

40. К 3 л 10 % раствора HNO₃ плотностью 1,054 г/мл прибавили 5 л 2 % раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/мл. Вычислите массовую долю в процентах и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 8 л.

41. Определить молярность, нормальность, молярность и титр 4 % раствора FeSO₄ объем которого равен 1,5 л, плотность 1037 кг/м³

42. Сколько граммов раствора с массовой долей серной кислоты 96% необходимо влить в 1 л воды, чтобы получить раствор с массовой

43. Сколько мл 0,5 М и 0,1 М растворов азотной кислоты следует взять для приготовления 1000 мл 0,2 М раствора.

44. Составить электронные формулы и представить графически размещение электронов по квантовым ячейкам для указанных элементов. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин-валентности. Углерод, хлор.

45. Составьте электронные формулы и представьте графически размещение электронов по квантовым ячейкам для указанных элементов. Проанализируйте возможности разъединения спаренных электронов при возбуждении атомов с образованием валентных электронов в соответствии с теорией спин-валентности.

46. Какое квантовое число определяет количество орбиталей в данном подуровне атома? Чему равно число орбиталей на s-, p-, d— и f— подуровнях?

47. Напишите значения всех четырех квантовых чисел для трех любых электронов на 4p-подуровне. Значениями какого квантового числа различаются три электрона указанного подуровня? Почему максимальное число электронов на p-подуровне равно 6?

48. Представьте электронные структуры Zn^{2+} ; S^{6+}

49. Как изменяются свойства гидроксидов элементов в периодах и группах с увеличением порядкового номера? Почему?

50. Какова современная формулировка Периодического закона? В чем причина периодической зависимости свойств элементов и образуемых ими соединений от заряда ядра атомов?

51. Проанализируйте изменения величины зарядов ядер, радиусов. Атомов, электроотрицательностей и степеней окисления 4 периода. Каковы закономерности этих изменений при движении — по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металличность элементов и характер их оксидов и гидроксидов?

52. Составьте формулы оксидов и гидроксидов марганца. Как изменяется кислотно-основной и окислительно-восстановительный характер этих соединений? Подчиняются ли эти соединения общей закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов?

53. Из оксидов As_2O_3 , P_2O_5 , GeO_2 , SO_3 , Al_2O_3 , V_2O_5 выберите два оксида с наиболее выраженными кислотными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.

54. Из оксидов BaO , K_2O , TiO_2 , CaO , Al_2O_3 , MgO , ZnO выберите два оксида с наиболее выраженными основными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.

55. Приведите современную формулировку периодического закона. Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, помещены соответственно перед калием, хотя имеют большую атомную массу. Как называются пары таких элементов?

56. Для гидросульфата натрия постройте графическую формулу и укажите виды химической связи в молекуле: ионная, ковалентная, полярная, ковалентная неполярная, координационная, металлическая, водородная.

57. Постройте графическую формулу нитрита аммония и укажите виды химической связи в этой молекуле. Покажите, какие (какая) связи «рвутся» при диссоциации.

Объясните, что такое *водородная связь*? Приведите примеры ее влияния на свойства вещества.

58. Укажите виды химической связи в следующих молекулах: CH_3Br , CaO , J_2 , NH_4Cl . Каковы основные свойства данных видов связи? 59. Какая связь называется s- и какая — p-связью? Какая из них менее прочная? Изобразите структурные формулы этана C_2H_6 , этилена C_2H_4 и ацетилена C_2H_2 . Отметьте s- и p-связи на структурных схемах углеводородов.

60. Какие силы межмолекулярного взаимодействия называются диполь-дипольными (ориентационными), индукционными и дисперсионными? Объясните природу этих сил. Какова природа преобладающих сил межмолекулярного взаимодействия в каждом из следующих веществ: H_2O , HBr , Ar , N_2 , NH_3 ?

3.6..2. Методические материалы

Условия и порядок проведения экзамена даны в Приложении № 2 к положению ПВД-07 «О проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся».

На подготовку ответа обучающемуся предоставляется не более одного академического часа. На устный ответ обучающегося по вопросам экзаменационного билета отводится не более 10 мин, и не более 5 минут на ответы на дополнительные вопросы экзаменатора.

Обучающийся, испытывающий затруднения при подготовке к ответу по выбранному билету, имеет право получить второй билет с соответствующим продлением времени на подготовку.

Отметка "**Отлично**" ставится студенту давшему подробный ответ на оба теоретических вопроса, а также правильно решившему и подробно объяснившему задачу.

Отметка "**Хорошо**" ставится при полном ответе на вопросы экзаменационного билета, но допускались некоторые неточности в формулировках или не полностью объяснен ответ, и решившему задачу.

Отметка "**Удовлетворительно**" ставится при неполном ответе на теоретические вопросы экзаменационного билета и попытке решить задачу (или правильный и подробный ответ на теоретические вопросы, но отсутствует решение задачи).

Бально-рейтинговая оценка знаний обучающихся составлена в соответствии с ПВД-07 «О проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся».

Оценивание результатов промежуточной аттестации:

Оценка	Количество баллов
"неудовлетворительно"	0 - 23
"удовлетворительно"	24 - 29
"хорошо"	30 - 35
"отлично"	36 - 40

Итоговая бально-рейтинговая оценка:

Определяется путем суммирования баллов, полученных по результатам текущего контроля в семестре, бонусных баллов и баллов, полученных на экзамене.

Итоговая рейтинговая	Традиционная оценка	Оценка (ECTS)	Градация
----------------------	---------------------	---------------	----------

оценка			
0 - 59	неудовлетворительно	F	неудовлетворительно
60 - 64	удовлетворительно	E	посредственно
65 - 74		D	удовлетворительно
75 - 84	хорошо	C	хорошо
85 - 89		B	очень хорошо
90 - 100	отлично	A	отлично

Традиционная оценка вместе с итоговой бально-рейтинговой оценкой выставляется в зачетно-экзаменационную ведомость.

Контроль за успеваемостью обучающихся осуществляется в соответствии с ПВД-07 «О проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся».