

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

**ФАКУЛЬТЕТ ВЕТЕРИНАРНОЙ МЕДИЦИНЫ И BIOTEХНОЛОГИИ
В ЖИВОТНОВОДСТВЕ**

УТВЕРЖДЕНА
протоколом заседания
методической комиссии факультета
№ 05 от «10» мая 2023 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

«НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Направление подготовки / специальность	19.03.03 Продукты питания животного происхождения
Направленность(и) (профиль(и))	«Технология молока, пробиотических молочных продуктов и сыров» «Технология мяса и мясных продуктов»
Уровень образовательной программы	Бакалавриат
Форма(ы) обучения	Очная, заочная
Трудоемкость дисциплины, ЗЕТ	4
Трудоемкость дисциплины, час.	144

Разработчик:

Старш.препод. агрохимии, химии и экологии

Шаповалова Т.А.

(подпись)

СОГЛАСОВАНО:

Заведующий кафедрой агрохимии, химии и экологии

Уткин А.А.

(подпись)

Иваново 2023

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Цель освоения дисциплины: дать студентам теоретические, методологические и практические знания, формирующие современную химическую основу для освоения профилирующих учебных дисциплин и выполнения основных профессиональных задач: повышения производства доброкачественных продуктов и сырья животного 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

«Органическая химия», «Биологическая химия», «Ветеринарно-санитарная экспертиза сырья и продуктов животного происхождения», «Технохимический контроль животноводческого сырья и продуктов его переработки», «Физико-химические методы анализа», «Пищевые и биологически активные добавки» и др.

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
ОПК-2. Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности	ИД-1 _{ОПК-2} Демонстрирует знание основных законов и методов исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности. ИД-2 _{ОПК-2} Использует знания основных законов и методов исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности. ИД-3 _{ОПК-2} Применяет основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	ВСЕ

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. Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов. Проявление закона эквивалентных отношений в живом организме.	4	1		4	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.	2			2	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. Константа скорости. Молекулярность реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон Вант-Гоффа. Применение правила Вант-Гоффа для прогнозирования хранения продуктов питания. Влияние температуры на скорость биологических процессов. Фотохимические реакции. Фотосинтез в биологических системах. Катализ. Ферменты, как катализаторы биохимических процессов.	2	1		4	УО, К, КЛ. Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
3.2.	Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	2	1		4	, УО. Т, Э	Семинар. Самостоятельная работа с

							литерату- рой.
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.	2	2	1	4	УО КР. ВЛР Т Э	Семинар. Самостоя- тельная работа с литерату- рой.
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.	4	2	1	4	УО, ВЛР Т, Э	Семинар. Самостоя- тельная работа с литерату- рой.
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 процес- сы в живом организме.	2	2	1	6	К, ВЛР Т, УО. Э	Семинар. Самостоя- тельная работа с литерату- рой.
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.	4	2		4	УО, КЛ, ВЛР Т Э	Семинар. Самостоя- тельная работа с литерату- рой.
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).	2	1		4	КЛ, ВЛР Т, Э	Семинар. Самостоя- тельная работа с литерату- рой.
5.3.	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	1		4	УО, ВЛР Т. Э	Семинар. Самостоя- тельная работа с литерату- рой.
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.	2	1	1	4	КЛ ВЛР Т. Э	Семинар. Самостоя- тельная работа с литерату- рой.

6.2.	Окислительно-восстановительное равновесие. Окислительно-восстановительные потенциалы.	2	1		4	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.	2	1		6	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.	2	1	2	6	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.	2	1	4	6	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.			8	6	ВЛР, УО Р. Э	
		36	18	18	72		

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		
2. Введение. Основные законы и понятия химии							
1.1.	Определение химии, как науки. Химические	1	1		7	КЛ, УО, Т. Э	Семинар. Самостоя-

	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.						тельная 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 действия 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.	1			8	УО, К, КЛ. Т. Э	Семинар. Самостоятельная 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	6	УО, ВЛР Т, Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
4.3.	Протолитическое равновесие в воде. Водородный показатель. Влияние pH - среды и			1	6	К, ВЛР Т, УО. Э	Семинар. Самостоя-

	ионной силы раствора на биохимические процессы. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Гидролитические процессы в живом организме.						тельная работа с литературой.
5. Структура 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		9	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 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.	1			6	УО, ВЛР Т. Э	Семинар. 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.			1	8	КЛ ВЛР Т. Э	Семинар. Самостоятельная работа с литературой.
6.2.	Окислительно-восстановительное равновесие. Окислительно-восстановительные потенциалы.		1		8	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.

									рой.
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.			2	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	36							
Лабораторные	18							
Практические	18							
Итого контактной работы	72							
Самостоятельная работа	72							
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 рН 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 рН в различные моменты титрования и построение кривых титрования сильных и слабых кислот и оснований. Роль индикаторов в методе кислотно-основного титрования. Теория 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 рН, 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. Комплексометрическое 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.б.1. – б.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_neorganicheskoy_himii-463729.htm
2. http://lotoskay.ucoz.ru/load/flesh_animacii/neorganicheskaja_khimija/184

3. Библиотека ИвГСХА http://www.ivgsha.ru/about_the_university/library/

4. 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 неорганическая и аналитическая»

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
ОПК-2. Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности	ИД-1ОПК-2 Демонстрирует знание основных законов и методов исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	К, УО, Т, Р Э, 1-й сем	Комплекты тестов, задания для контрольных работ, коллоквиумов. Комплект экзаменационных вопросов
	ИД-2ОПК-2 Использует знания основных законов и методов исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	УО, Т, ВЛР, К, Э, 1-й сем	Комплекты тестов, задания для контрольных работ, коллоквиумов. Комплект экзаменационных вопросов
	ИД-3ОПК-2 Применяет основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	УО, Т, ВЛР, К, Э, 1-й сем	Комплекты тестов, задания для контрольных работ, коллоквиумов. Комплект экзаменационных вопросов

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

1.2. Заочная форма:

Шифр и наименование компетенции	Индикатор(ы) достижения компетенции / планируемые результаты обучения	Форма контроля*	Оценочные средства
1	2	3	4
ОПК-2. Способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессио-	ИД-1ОПК-2 Демонстрирует знание основных законов и методов исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	К, УО, Т, Р Э, 2-й сем	Комплекты тестов, задания для контрольных работ, коллоквиумов. Комплект экзаменационных вопросов

нальной деятельности	ИД-2ОПК-2 Использует знания основных законов и методов исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	УО, Т, ВЛР, К, Э, 2-й сем	Комплекты тестов, задания для контрольных работ, коллоквиумов. Комплект экзаменационных вопросов
	ИД-3ОПК-2 Применяет основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности.	УО, Т, ВЛР, К, Э, 2-й сем	Комплекты тестов, задания для контрольных работ, коллоквиумов. Комплект экзаменационных вопросов

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 незначительными 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	Сформированность компетенции в целом соответствует требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков и мотивации в целом достаточно для решения стандартных практических (профессиональных) задач, но	Сформированность компетенции полностью соответствует требованиям. Имеющихся знаний, умений, навыков и мотивации в полной мере достаточно для решения сложных практических (профессиональных) задач, но

		требуется дополнительная практика по большинству практических задач	нальных) задач	фессиональных) 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

- а) H_2SO_3 б) CaCO_3 в) HNO_3 г) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
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:

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. 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.

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, K₂O, TiO₂, CaO, Al₂O₃, 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.

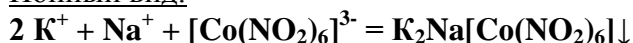
В пробирку помещают 8-10 капель дистил. воды и 1 каплю фенол-фталеина, затем микрошпателем добавляют несколько кристалликов Na_2CO_3 , размешивают.

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: $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$

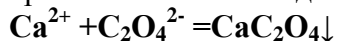
В пробирку вносят 4 капли раствора хлорида магния MgCl_2 и 2-3 капли раствора гидроксида натрия NaOH , происходит выпадение осадка. Отметить цвет осадка. Записать уравнение реакции в молекулярной форме.

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 гидроксидов 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:

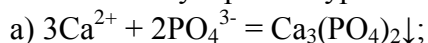
а) хлоридом кобальта и сульфидом калия;

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, рН которого равен 13?

33. Рассчитать молярную концентрацию ионов водорода и гидроксида в растворе гидроксида натрия с рН = 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 KNO_3 равна 0,2 моль/л. Найти процентную концентрацию раствора KNO_3 и молярную концентрацию раствора KNO_3 . 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 HNO_3 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 FeSO_4 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 балльно-рейтинговая оценка:

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

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

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».