

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

РАБОЧАЯ УЧЕБНАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Б2.Б.4.1 Неорганическая и аналитическая химия

Направление подготовки: 111100.62 Зоотехния

Профиль подготовки: Кормление животных и технология кормов. Диетология

Квалификация (степень) выпускника: бакалавр

Нормативный срок обучения: 4 года

Форма обучения: очная

1. Цели освоения дисциплины

- Целями освоения дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия» являются:
- достижение определенного минимума знаний в области неорганической химии, которые помогли бы студентам успешно освоить профилирующие дисциплины;
 - способствование развитию химического и экологического мышления у выпускников направления подготовки «Бакалавр зоотехнии» факультета ветеринарной медицины и биотехнологии;
 - формирование у студентов естественнонаучных представлений о веществах и химических процессах в природе, о применении различных химических соединений в производстве, быту и при защите окружающей среды.

2. Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Неорганическая и аналитическая химия» включена в базовую часть цикла математических и естественнонаучных дисциплин. Требования к предшествующим знаниям представлены в таблице 2.1. Перечень дисциплин, для которых дисциплина «Неорганическая и аналитическая химия» является основополагающей, представлен в таблице 2.2.

Таблица 2.1. Требования к пререквизитам дисциплины

Дисциплина	Модуль	Знать, уметь, владеть
Программа общего и среднего образования	-	-

Таблица 2.2. Требования к постреквизитам дисциплины

Дисциплина	Модуль
Органическая химия	Классификация веществ.
Биохимия	Химический состав организмов
Физиология животных	Водно-минеральный обмен
Кормление животных	Современные методы определения питательности кормов

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

3.1. Компетенции, формируемые в результате освоения дисциплины:

- владением культурой мышления, способностью к обобщению, анализу, восприятию информации, постановке цели и выбору путей ее достижения (ОК - 1);
- стремлением к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства (ОК - 6);
- использованием основных положений и методов химии при решении социальных и профессиональных задач (ОК - 9);
- использованием основных законов неорганической и аналитической химии в профессиональной деятельности (ОК - 11);

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

- химические системы, методы и средства химических исследований;

- теоретические основы строения и классификации неорганических веществ и их превращений; основные методы идентификации отдельных компонентов;
- закономерности процессов, протекающих в природе и на техногенных объектах;
- практическое применение неорганических веществ и химических технологий в быту, химической промышленности, сельскохозяйственном производстве, экологической практике.

Уметь:

- осваивать самостоятельно новые разделы фундаментальных наук, используя достигнутый уровень знаний;
- на основе изученных теорий и законов устанавливать причинно-следственные связи между строением, свойствами, применением веществ, делать выводы и обобщения;
- раскрывать на примерах взаимосвязь теории и практики;
- составлять уравнения молекулярных, ионных, окислительно-восстановительных реакций, производить вычисления по известным данным, решать задачи с производственным содержанием, составлять схемы, графики, производить лабораторные операции;
- осуществлять подбор химических методов качественного и количественного анализа для определения отдельных компонентов;

Владеть:

- физико-химическими и биологическими методами анализа;
- химической терминологией;
- навыками работы с химическими реактивами, химической посудой и лабораторным оборудованием;
- навыками в решении теоретических и практических проблем, связанных с использованием химических знаний в быту и производственной практике.

4. Организационно-методические данные дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия» составляет 3 ЗЕ (108 часов), их распределение по видам работ и по семестрам представлено в таблице 4.1.

Таблица 4.1. Распределение трудоемкости дисциплины по видам работ и по семестрам

Вид учебной работы	Трудоемкость			
	ЗЕ	час.	I семестр	
			ЗЕ	час.
Общая трудоемкость	3	108	3	108
Аудиторная работа (АР)	1,22	44	1,22	44
в т.ч. лекции (Л)	0,4	14	0,4	14
в т.ч. в интерактивной форме	0,28	10	0,28	10
лабораторные работы (ЛР)	0,82	30	0,82	30
практические занятия (ПЗ)	-	-	-	-
семинары (С)	-	-	-	-
Самостоятельная работа (СР)	1,03	37	1,03	37
в т.ч. курсовые работы (проекты) (КР, КП)	-	-	-	-
рефераты (Р)	-	-	-	-
эссе (Э)	-	-	-	-
индивидуальные домашние задания (ИДЗ)	0,36	13	0,36	13
самостоятельное изучение отдельных вопросов (СИВ)	0,28	10	0,28	10
подготовка к занятиям (ПкЗ)	0,39	14	0,39	14
другие виды работ	-	-	-	-
Промежуточная аттестация				
в т.ч. экзамен (Эк)	0,75	27	0,75	27
дифференцированный зачет (ДЗ)		-		-
зачет (З)		-		-

** указать дополнительные виды самостоятельной работы, предусматриваемые рабочей учебной программой дисциплины*

5. Структура и содержание дисциплины

Дисциплина «Неорганическая и аналитическая химия» состоит из 4-х модулей. Структура дисциплины представлена в таблице 5.1.

Таблица 5.1. Структура дисциплины

№ п/п	Наименования модулей и модульных единиц	Семестр	Трудоемкость, ЗЕ	Трудоемкость по видам учебной работы, час.												Коды формируемых компетенций
				<i>общая трудо- емкость</i>	<i>аудиторная работа</i>	<i>лекции</i>	<i>лабораторная работа</i>	<i>практические занятия</i>	<i>семинары</i>	<i>самостоятель- ная работа</i>	<i>курсовые рабо- ты (проекты)</i>	<i>индивидуальные домашние зада- ния</i>	<i>самостоятельное изучение вопро- сов</i>	<i>подготовка к занятиям</i>	<i>другие виды работ</i>	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
1.	Модуль 1 Химия в системе естест- веннонаучных дисцип- лин. Основные понятия и законы химии. Строение атома и вещества.	1	0,64	23,0	14	4	10	-	-	9,0	-	3,0	3,0	3,0	-	ОК-1, ОК-6, ОК-9
1.1	Модульная единица 1 Предмет и задачи химии. Ис- тория развития химических знаний. Стехиометрические законы	1		3,0	3,0	1,0	2,0	-	-	-	-	-	-	-	-	ОК-1
1.2	Модульная единица 2 Строение атома и периодиче- ский закон	1		6,0	3,0	1,0	2,0	-	-	3,0	-	1,0	1,0	1,0	-	ОК-1
1.3	Модульная единица 3 Химическая связь. Строение вещества	1		4,5	3,0	1,0	2,0	-	-	1,5	-	0,5	0,5	0,5	-	ОК-1, ОК-6
1.4	Модульная единица 4 Энергетика и направление химических процессов	1		4,5	3,0	1,0	2,0	-	-	1,5	-	0,5	0,5	0,5	-	ОК-1, ОК-9
1.5	Модульная единица 5 Химическая кинетика. Ката- лиз.	1		5,0	2,0	-	2,0	-	-	3,0	-	1,0	1,0	1,0	-	ОК-1,
2.	Модуль 2 Растворы. Реакции, про-	1	0,58	21,0	12	4	8	-	-	9,0	-	3,0	2,0	4,0	-	ОК-1, ОК-6, ОК-11,

№ п/п	Наименования модулей и модульных единиц	Семестр	Трудоемкость, ЗЕ	Трудоемкость по видам учебной работы, час.												Коды формируемых компетенций
				общая трудо- емкость	аудиторная работа	лекции	лабораторная работа	практические занятия	семинары	самостоятель- ная работа	курсовые рабо- ты (проекты)	индивидуальные домашние зада- ния	самостоятельное изучение вопро- сов	подготовка к занятиям	другие виды работ	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
	текающие в растворах															
2.1	Модульная единица 6 Химическое равновесие. Фак- торы, влияющие на смещение равновесия	1		5,5	3,0	1,0	2,0	-	-	2,5	-	1,0	0,5	1,0	-	ОК-1
2.2	Модульная единица 7 Общая характеристика рас- творов. Растворимость ве- ществ. Способы выражения концентрации растворов.	1		5,0	3,0	1,0	2,0	-	-	2,0	-	0,5	0,5	1,0	-	ОК-6, ОК-11
2.3	Модульная единица 8 Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные урав- нения.	1		5,0	3,0	1,0	2,0	-	-	2,0	-	0,5	0,5	1,0	-	ОК-1, ОК-6
2.4	Модульная единица 9 Ионное произведение воды, рН. Методы определения рН.	1		5,5	3,0	1,0	2,0	-	-	2,5	-	1,0	0,5	1,0	-	ОК-1, ОК-11
3.	Модуль 3 Гидролиз солей. ОВР. Качественный анализ	1	0,64	23,0	12	4	8	-	-	11,0	-	4,0	3,0	4,0	-	ОК-1, ОК-6, ОК-9
3.1	Модульная единица 10 Гидролиз солей	1		5,0	2,0	-	2,0	-	-	3,0	-	1,0	1,0	1,0	-	ОК-1, ОК-6
3.2	Модульная единица 11 Окислительно- восстановительные реакции. Направления ОВР	1		6,5	4,0	2,0	2,0	-	-	2,5	-	1,0	0,5	1,0	-	ОК-1, ОК-6, ОК-9

№ п/п	Наименования модулей и модульных единиц	Семестр	Трудоемкость, ЗЕ	Трудоемкость по видам учебной работы, час.												Коды формируемых компетенций
				общая трудо- емкость	аудиторная работа	лекции	лабораторная работа	практические занятия	семинары	самостоятель- ная работа	курсовые рабо- ты (проекты)	индивидуальные домашние зада- ния	самостоятельное изучение вопро- сов	подготовка к занятиям	другие виды работ	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
3.3	Модульная единица 12 Классификация ионов на ана- литические группы. Качест- венные реакции на катионы и анионы	1		4,5	2,0	-	2,0	-	-	2,5	-	1,0	0,5	1,0		ОК-1, ОК-6
3.4	Модульная единица 13 Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования	1		7,0	4,0	2,0	2,0	-	-	3,0	-	1,0	1,0	1,0	-	ОК-1
4.	Модуль 4 Методы коли- чественного анализа	1	0,39	14,0	6,0	2,0	4,0	-	-	8,0	-	3,0	2,0	3,0	-	ОК-1, ОК-9, ОК-11
4.1	Модульная единица 14 Окислительно- восстановительное титрова- ние. Перманганатометрия	1		9,0	4,0	2,0	2,0	-	-	5,0	-	3,0	1,0	1,0	-	ОК-1, ОК-9, ОК-11
4.2	Модульная единица 15 Комплексные соединения. Комплексонометрическое тит- рование. Определение общей жесткости воды.	1		5,0	2,0	-	2,0	-	-	3,0	-	-	1,0	2,0	-	ОК-1, ОК-9, ОК-11
5.	Реферат	1		×	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×
6.	Эссе	1		×	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×
7.	Промежуточная атте- стация (Экзамен)		0,75	27,0	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×	×
8.	Всего в семестре	1	3	108	44	14	30	-	-	37	-	10	8	14		×

5.2. Содержание модулей дисциплины

5.2.1. Модуль 1 Химия в системе естественнонаучных дисциплин. Основные понятия и законы химии. Строение атома и вещества.

5.2.1.1. Темы и перечень вопросов лекций

Л-1 Предмет и задачи химии. История развития химических знаний. Основные понятия и законы химии (2ч.).

1. Представление о дифференциации и интеграции естественных наук.
2. Химия – одна из фундаментальных наук о природе.
3. Предмет и задачи химии.
4. Химическое и сельскохозяйственное производства и проблема охраны биосферы.
5. Основное содержание атомно-молекулярного учения.
6. Простые и сложные вещества. Химический элемент. Валентность.
7. Атомные и молекулярные массы. Моль. Постоянная Авогадро. Молярная масса.
8. Стехиометрические законы:
 - закон сохранения массы веществ;
 - закон постоянства состава веществ;
 - закон Авогадро;
 - закон эквивалентов.

Л-2 (в интерактивной форме) Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева. Химическая связь. Строение молекул (2ч.).

1. Состав атомов. Изотопы и изобары.
2. Квантово-механическая модель атома.
 - главное квантовое число;
 - орбитальное квантовое число;
 - магнитное квантовое число;
 - спиновое квантовое число.
3. Распределение электронов в атоме:
 - Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;
 - Принцип Паули;
 - Правило Хунда.
4. Электронные конфигурации атомов и ионов. Способы записи электронных конфигураций.
5. Периодический закон. Явление периодичности с точки зрения строения атома. Структура периодической системы.
6. Теория химического строения. Типы и виды химической связи.
7. Гибридизация атомных орбиталей. Форма молекулы.

5.2.1.2. Темы лабораторных работ

ЛР-1 Стехиометрические законы

1. Понятие химический элемент. Простое и сложное вещество. Определение относительных атомных и молекулярных масс. Основные положения атомно-молекулярного учения.
2. Количество вещества, моль. Молярная масса.
3. Закон сохранения массы веществ. Расчеты по уравнениям химических реакций.
4. Закон Авогадро. Молярный объем. Определение молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии.
5. Химический эквивалент. Молярная масса эквивалента. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.

ЛР-2 Строение атома и периодический закон.

1. Элементарные частицы, их заряды. Атомное ядро. Массовые числа. Изотопы, изобары.
2. Двойственная природа электрона. Квантово-механические представления об электроны.
3. Квантовые числа.
4. Строение электронных оболочек. Последовательность заполнения электронных слоев. (правило Клечковского, Принцип Паули, Правило Хунда).
5. Электронные формулы элементов.

6. периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.
7. Объяснение свойств элементов с точки зрения строения атома.

ЛР-3 Химическая связь. Строение вещества

1. Образование химической связи – форма выигрыша энергии.
2. Распределение электронной плотности и изменение энергии при сближении атомов водорода с параллельными и антипараллельными спинами..
3. Механизмы образования ковалентной связи:
 - обменный (на примере молекул хлора, хлороводорода, кислорода, азота);
 - донорно-акцепторный (на примере образования ионов аммония и гидроксония).
4. Насыщаемость ковалентной связи:
 - разобрать переходы атомов в возбужденное состояние (распаривание электронов);
 - показать например водородных соединений бора, углерода, азота как определяется положение элемента в периодической системе.
5. Направленность ковалентной связи:
 - форма электронных облаков(s , p , d , f);
 - геометрическая конфигурация молекул(длина связи, валентный угол);
 - образование σ – и π - связей.
6. Гибридизация атомных орбиталей:
 - понятие о гибридизации;
 - случай sp -гибридизации на примере образования молекулы $BeCl_2$;
 - случай sp^2 -гибридизации на примере образования молекулы BCl_3 ;
 - случай sp^3 -гибридизации на примере образования молекулы CH_4 .

ЛР-4 Химическая термодинамика

1. Превращения энергии при химических реакциях. Экзо- и эндотермические реакции.
2. Стандартные термодинамические величины. Термохимические расчеты.
3. Термодинамические величины. Внутренняя энергия и энтальпия.
4. Энтропия и энергия Гиббса
5. Определение теплоты реакции нейтрализации

ЛР-5 Химическая кинетика. Катализ

1. Скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные реакции.
2. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ. Основной закон химической кинетики. Кинетическое уравнение. Константа скорости. Применение кинетического уравнения к гетерогенным системам.
3. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Расчеты по уравнению. Вант-Гоффа.
4. Каталитические реакции. Механизм действия катализаторов. Энергия активации.
5. Изучение влияния различных факторов (концентрации, температуры, катализаторов) на скорость химической реакции.

5.2.1.3. Темы и перечень вопросов практических занятий

Практические занятия не предусмотрены программой

5.2.1.4. Темы и перечень вопросов семинарских занятий

Семинарские занятия не предусмотрены программой

5.2.1.5. Темы и перечень вопросов для самостоятельного изучения

№ п/п	Названия модульных единиц	Перечень вопросов	часы
1.	Стехиометрические законы	1. Закон постоянства состава. Нестехиометрические соединения. Дальтонида и бертоллиды.	0,3
		2. Газовые законы. Парциальное давление газа. Уравнение Менделеева-Клапейрона.	0,3
2.	Строение атома и периодический закон.	1. История развития учения о строении атома. Первые модели атомов.	0,3
		2. Атомные спектры. Постулаты Бора.	0,3
		3. Предпосылки возникновения периодического закона. Значение открытия периодического закона.	0,3
3.	Химическая связь. Строение вещества	1. Исторические предпосылки развития теории строения вещества.	0,3
		2. Свойства молекул с различным типом связи.	0,3
		3. Типы кристаллических решеток.	0,3
		4. Водородная связь.	0,3
4.	Энергетика и направление химических процессов	1. Внутренняя энергия системы	0,3
		2. Свободная и связанная энергия системы.	0,3
5.	Химическая кинетика. Катализ	1. Порядок и молекулярность реакции.	0,3
		2. Цепные и фотохимические реакции.	0,3
		3. Автокатализ.	0,3
		4. Ферментативный катализ.	0,3
		5. Ингибиторы химического процесса.	0,3

5.2.1.6. Темы индивидуальных домашних заданий

- ИДЗ-1 Способы получения средних, кислых и основных солей. Номенклатура солей.
- ИДЗ-2 Расчет молярной массы эквивалента солей.
- ИДЗ-3 Расчет объема газообразного вещества.
- ИДЗ-4 Расчеты термодинамических величин по закону Гесса.
- ИДЗ-5 Расчеты по кинетическому уравнению и уравнению Вант-Гоффа.

5.2.2. Модуль 2 Растворы. Реакции, протекающие в растворах

5.2.2.1. Темы и перечень вопросов лекций

Л-3 (в интерактивной форме) Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения и определения концентрации растворов (2ч.).

- Общая характеристика растворов. Процесс растворения. Растворимость как физико-химический процесс.
- Теории растворов: химическая и физическая.
- Пересыщенные растворы.
- Осмос.
- Замерзание и кипение растворов.

6. Способы выражения концентрации растворов. Титриметрический метод определения концентрации растворов.

Л-4 (в интерактивной форме) Теория электролитической диссоциации (2ч.).

1. Процесс диссоциации в водных растворах.
2. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации.
3. Ионно-молекулярные уравнения.
4. Диссоциация воды. Водородный показатель.
5. Смещение ионных равновесий.

5.2.2.2. Темы лабораторных работ

ЛР-6 Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции.

1. Обратимые и необратимые реакции. Условия необратимости реакций.
2. Константа равновесия.
3. Факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье.
4. Изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия

ЛР-7 Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.

1. Дисперсные системы. Истинные и коллоидные растворы.
2. Растворимость веществ, факторы, влияющие на растворимость (температура, природа вещества, природа растворителя).
3. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества в растворе, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, моляльная концентрация, титр, молярная доля, объемная доля.
4. Принцип титриметрического анализа. Расчеты в титриметрии.

ЛР-8 Теория электролитической диссоциации. Растворы электролитов.

1. Процесс диссоциации. Положения ТЭД.
2. Растворы электролитов.
3. Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости.
4. Реакции ионного обмена. Условия протекания реакций ионного обмена. Ионные уравнения.
5. Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения ТЭД

ЛР-9 Ионное произведение воды. рН. Методы определения рН.

1. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.
2. Водородный показатель. Решение расчетных задач на определение рН.
3. Колориметрический и потенциометрический методы определения рН.
4. Буферные системы.

5.2.2.3. Темы и перечень вопросов практических занятий

Практические занятия не предусмотрены программой

5.2.2.4. Темы и перечень вопросов семинарских занятий

Семинарские занятия не предусмотрены программой

5.2.2.5. Темы и перечень вопросов для самостоятельного изучения

№ п/п	Названия модульных единиц	Перечень вопросов	часы
1.	Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия	1. Фазовые равновесия.	0,3
		2. Обратимые реакции в биологических системах.	0,3

2.	Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.	1. Закон разбавления Оствальда.	0,3
		2. Протолитическая теория Бренстеда-Лоури.	0,3
		3. Кислоты и основания Льюиса.	0,3
3.	Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH	Буферные системы	0,3

5.2.3.6. Темы индивидуальных домашних заданий

1. ИДЗ-6 Факторы, влияющие на смещение равновесия.
2. ИДЗ-7 Расчет концентраций солей.

5.2.3. Модуль 3 Гидролиз солей. ОВР. Качественный анализ.

5.2.3.1. Темы и перечень вопросов лекций

Л-5 Гидролиз солей. Ионное произведение воды, pH. Методы определения pH (2ч.).

1. Количественная характеристика гидролиза
2. Алгоритм написания уравнений гидролиза.
3. Факторы, влияющие на степень гидролиза.
4. Практическое применение гидролиза

Л-6 (в интерактивной форме) Окислительно-восстановительные реакции (2ч.).

1. Понятие об окислении-восстановлении. Степень окисления элементов.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
3. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность.
4. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР.
5. Правила составления уравнений реакций ОВР методом электронно-ионного баланса.
6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

5.2.3.2. Темы лабораторных работ

ЛР-10 Гидролиз солей.

1. Типы гидролиза (по катиону, по аниону, по катиону и аниону).
2. Ионные уравнения гидролиза.
3. Константа и степень гидролиза.
4. Расчет константы гидролиза.
5. Влияние на смещение равновесия гидролиза различных факторов

ЛР-11 Окислительно-восстановительные реакции.

1. Степень окисления элементов. Реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.
2. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Окислительно-восстановительная двойственность на примере пероксида водорода.
4. Составление окислительно-восстановительных реакций:
 - метод электронного баланса;
 - метод электронно-ионного баланса.
5. Влияние среды на характер ОВР (на примере перманганата калия, соединений хрома, пероксида водорода).
6. Окислительные свойства азотной и серной кислот.

ЛР-12 Качественные реакции на некоторые катионы и анионы.

1. Условия протекания аналитических реакций и требования к ним (специфичность, селективность, чувствительность)
2. Аналитическая классификация катионов (классификация сероводородная и кислотнo-основная).
3. Аналитическая классификация анионов.
4. Частные реакции на некоторые катионы и анионы.

ЛР-13 Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования.

1. Сущность метода кислотно-основного титрования.
2. Индикаторы метода. Выбор индикатора при титровании.
3. Применение метода кислотно-основного титрования. Определение карбонатной жесткости воды.

5.2.3.3. Темы и перечень вопросов практических занятий

Практические занятия не предусмотрены программой

5.2.3.4. Темы и перечень вопросов семинарских занятий

Семинарские занятия не предусмотрены программой

5.2.3.5. Темы и перечень вопросов для самостоятельного изучения

№ п/п	Названия модульных единиц	Перечень вопросов	часы
1.	Гидролиз солей	1.Значение гидролиза солей в природе, быту, сельскохозяйственном производстве.	0,3
2.	Окислительно-восстановительные реакции. Направления ОВР	1.Окислительно-восстановительные процессы в природе. Фотосинтез, дыхание, брожение.	0,3
		2.Окислительно-восстановительные процессы в промышленности: электролиз. Законы электролиза.	0,5

5.2.3.6. Темы индивидуальных домашних заданий

1. ИДЗ-8 Гидролиз солей.
2. ИДЗ-9 Расчет константы и степени гидролиза солей.
3. ИДЗ-10 Составление уравнений ОВР.

5.2.4. Модуль 4 Методы количественного анализа

5.2.4.1. Темы и перечень вопросов лекций

Л-7 (в интерактивной форме) Основные методы качественного и количественного анализа (2ч.).

- 1 Основные понятия
- 2 Методы аналитической химии
- 3 Методы качественного химического анализа
 - 3.1 Реакции в растворах
 - 3.2 Реакции сухим путём
 - 3.3 Классификация элементов
- 4 Методы количественного химического анализа
 - 4.1 Весовой количественный химический анализ
 - 4.2 Объёмный химический анализ
 - 4.3 Колориметрические методы

5.2.4.2. Темы лабораторных работ

ЛР-14 Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия.

1. Сущность метода. Рабочие растворы.
2. Определение молярной массы эквивалента в ОВР.
3. Индикаторы метода.
4. Применение перманганатометрии: определение содержания в растворе восстановителей

ЛР-15 Комплексные соединения. Комплексообразовательное титрование.

1. Какие соли называются двойными? Квасцы.
2. Получение двойных солей.
3. Свойства двойных солей.
4. Какие соединения называются комплексными?
5. Основные положения координационной теории Вернера.
6. Взаимодействие комплексных солей со средними солями.
7. Отличие двойных солей от комплексных.
1. Сущность метода комплексообразовательного титрования.
2. Понятие о комплексонах. Строение молекулы этилендиаминтетрауксусной кислоты и ее натриевой соли.
3. Индикаторы комплексонометрии.
4. Применение комплексонометрии.
5. Жесткость воды (общая, временная, постоянная и способы её устранения).

5.2.4.3. Темы и перечень вопросов практических занятий

Практические занятия не предусмотрены программой

5.2.4.4. Темы и перечень вопросов семинарских занятий

Семинарские занятия не предусмотрены программой

5.2.4.5. Темы и перечень вопросов для самостоятельного изучения

№ п/п	Названия модульных единиц	Перечень вопросов	часы
1.	Комплексные соединения	1. Классы комплексных соединений. 2. Устойчивость комплексных соединений в растворе.	0,3

5.2.4.6. Темы индивидуальных домашних заданий

1. ИДЗ-11 Комплексные соединения.

5.3. Темы курсовых работ (проектов)

Курсовые работы программой не предусмотрены

5.4. Темы рефератов

Рефераты программой не предусмотрены

5.5. Темы эссе

Эссе программой не предусмотрены

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

6.1. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости

6.1.1. Модуль 1 Химия в системе естественнонаучных дисциплин. Основные понятия и законы химии. Основные закономерности протекания реакций.

6.1.1.1. Контрольные вопросы

1. Предмет и задачи химии.
2. Физические и химические явления.
3. Признаки химических реакций.
4. Классификация химических реакций.
5. Классификация неорганических соединений.
6. Основные классы неорганических соединений.
7. Понятие атом, молекула, элемент, вещество.

8. Относительные атомные и молекулярные массы. Молярная масса. Моль.
9. Закон сохранения массы вещества.
10. Закон объемных отношений.
11. Закон Авогадро и следствия из него.
12. Эквивалент. Закон эквивалентов.
13. Внутренняя энергия.
14. Энтальпия.
15. Превращения энергии при химических реакциях.
16. Термохимия.
17. Энергетические эффекты при фазовых переходах.
18. Термохимические расчеты.
19. Факторы, определяющие направления протекания реакций.
20. Энтропия и энергия Гиббса.
21. Стандартные термодинамические величины. Химико-термодинамические расчеты.
22. Скорость химической реакции.
23. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.
24. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.
25. Скорость реакции в гетерогенных системах.
26. зависимость скорости реакции от температуры.
27. Катализ.
28. Цепные реакции.
29. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие.
30. Смещение химического равновесия Принцип Ле Шателье.

6.1.1.2. Задания для проведения текущего контроля успеваемости (Контрольная работа № 1 и опрос в форме тестирования).

Примерные задания контрольной работы № 1

Вариант 1

1. Определить стандартную энтальпию (ΔH^0_{298}) образования PH_3 , исходя из уравнения:

$$2 PH_3 (г.) + 4 O_2 (г.) = P_2O_5 (к.) + 3 H_2O (ж.), \quad \Delta H^0 = - 2630 \text{ кДж.}$$
2. Прямая или обратная реакция возможна при стандартных условиях?

$$Cu (к.) + ZnO(к.) = CuO (к.) + Zn (к.)$$
3. В замкнутый сосуд вместимостью 5 л помещены: водород массой 0,8 г и хлор. Через 10 с в результате реакции масса водорода снизилась до 0,3 г. Вычислите среднюю скорость реакции.
4. Как изменится содержание CO в системе $H_2O (г.) + CO (г.) \leftrightarrow CO_2 (г.) + H_2 (г.)$; $\Delta H^0 < 0$, при а) повышении температуры, б) повышении давления, в) увеличении объема системы, г) введении катализатора? Ответ обосновать. Вывести константу равновесия.

Вариант 2

1. Исходя из теплового эффекта реакции

$$3 CaO (к.) + P_2O_5 (к.) = Ca_3(PO_4)_2 (к.), \quad \Delta H^0 = - 739 \text{ кДж,}$$
 определить ΔH^0_{298} образования ортофосфата кальция.
2. Возможна ли при стандартных условиях реакция $4 HCl (г.) + O_2 (г.) = 2 Cl_2 (г.) + 2 H_2O (г.)$
3. При повышении температуры на 10^0 С скорость некоторой реакции возрастает в 3 раза. При температуре 0^0 С скорость реакции составляет 1 моль/(л·с). Вычислите скорость этой реакции при температуре 30^0 С.
4. Изменением каких параметров можно добиться смещения равновесия в системе

$$H_2 (г.) + Br_2 (г.) \leftrightarrow 2 HBr (г.); \Delta H^0 = - 68,2 \text{ кДж}$$
 в сторону образования бромоводорода. Ответ обосновать. Вывести константу равновесия.

Вариант 3

1. Исходя из уравнения реакции

$$CH_3OH (ж.) + 3/2 O_2 (г.) = CO_2 (г.) + H_2O (ж.), \quad \Delta H^0 = - 726,5 \text{ кДж,}$$
 вычислить ΔH^0_{298} образования метилового спирта.
2. Возможна ли реакция восстановления при 25^0 С?

$$Fe_2O_3 (к.) + 3 CO (г.) = 2 Fe (к.) + 3 CO_2(г.)$$
3. При температуре 20^0 С реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет протекать эта же реакция : а) при температуре 0^0 С; б) при температуре 50^0 С? При увеличении температуры на 10^0 С скорость реакции возрастает в 2 раза.
4. В каком направлении будет смещаться равновесие в обратимой реакции

$$2 SO_2 (г.) + O_2 (г.) \leftrightarrow 2 SO_3 (ж.); \Delta H^0 = - 284,2 \text{ кДж}$$

а) при уменьшении температуры, б) при уменьшении давления, в) при увеличении концентрации O_2 ? Вывести константу равновесия.

Примерные тестовые задания

1. Химический элемент – это:

- | | |
|--|---|
| 1) совокупность одинаковых молекул | 4) вид атомов |
| 2) совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра | 5) чистое вещество |
| 3) простое вещество | 6) электронейтральная неделимая частица |

2. Атом – это:

- | | |
|--|---|
| 1) наименьшая частица вещества, сохраняющая его свойства | 4) положительно заряженная частица |
| 2) наименьшая частица элемента, сохраняющая его свойства | 5) частица, до которой разрушаются все вещества при плавлении и испарении |
| 3) электронейтральная неделимая частица | 6) частицы, до которых разрушаются вещества при химических явлениях |

3. Количество вещества – это:

- | | |
|---|--|
| 1) отношение массы вещества к его молярной массе | 4) произведение числа Авогадро на число молекул |
| 2) отношение молярной массы вещества к его массе | 5) совокупность одинаковых молекул |
| 3) отношение молярного объема газообразного вещества к его объему | 6) совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра |

4. Газообразный азот, массой 140 г занимает объем (н.у.):

- | | | |
|----------|------------------------|-------------------------|
| 1) 10 л | 3) 22,4 м ³ | 5) 22,4 дм ³ |
| 2) 112 л | 4) 1,12 м ³ | 6) 1,12 дм ³ |

5. Число молекул в 54 г воды равно:

- | | | |
|----------------------|------------------------|------------------------|
| 1) $6 \cdot 10^{23}$ | 3) $1,2 \cdot 10^{24}$ | 5) $1,8 \cdot 10^{23}$ |
| 2) $3 \cdot 10^{23}$ | 4) $1,8 \cdot 10^{24}$ | 6) $1,2 \cdot 10^{23}$ |

6. Относительная плотность метана CH_4 по водороду равна:

- | | | |
|-------|--------|--------|
| 1) 16 | 3) 6,5 | 5) 4,5 |
| 2) 8 | 4) 4 | 6) 12 |

7. Для какого соединения фактор эквивалентности равен 1/3

- 1) $CuSO_4$
- 2) $Al_2(SO_4)_3$
- 3) $Al(OH)_3$
- 4) CaO
- 5) Al_2O_3
- 6) HNO_3

8. Катализатор – это вещество

- 1) не участвующее в реакции
- 2) ускоряющее реакцию
- 3) замедляющее реакцию
- 4) увеличивающее количество продукта реакции
- 5) уменьшающее количество продукта реакции
- 6) не изменяющее количество продукта реакции

9. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора

- 1) уменьшением энергии активации
- 2) увеличением средней кинетической энергии молекул
- 3) возрастанием числа столкновений
- 4) ростом числа активных частиц
- 5) изменением концентрации реагирующих веществ
- 6) изменением давления

10. Не производя вычислений, указать для каких из перечисленных процессов изменение энтропии положительно

- 1) $2NH_{3(г)} = N_{2(г)} + 3H_{2(г)}$
- 2) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$
- 3) $H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)} + SO_{2(г)}$
- 4) $MgO_{(к)} + H_{2(г)} = Mg_{(к)} + H_2O_{(ж)}$
- 5) $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} = 2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$

11. Чем объясняется повышение скорости реакции при повышении температуры
- 1) уменьшением энергии активации
 - 2) увеличением средней кинетической энергии молекул
 - 3) возрастанием числа столкновений
 - 4) ростом числа активных частиц
 - 5) изменением концентрации реагирующих веществ
 - 6) изменением давления
12. Энтальпия – это
- 1) мера энергосодержания системы
 - 2) мера беспорядка в системе
 - 3) свободная энергия, за счет которой система совершает работу
 - 4) связанная энергия, которая всегда остается в системе
 - 5) теплота, которая выделяется в результате реакции
13. Энтропия – это
- 1) мера энергосодержания системы
 - 2) мера беспорядка в системе
 - 3) свободная энергия, за счет которой система совершает работу
 - 4) связанная энергия, которая всегда остается в системе
 - 5) теплота, которая выделяется в результате реакции
 - 6) теплота, которая поглощается в результате реакции
14. Энергия Гиббса – это
- 1) мера энергосодержания системы
 - 2) мера беспорядка в системе
 - 3) свободная энергия, за счет которой система совершает работу
 - 4) связанная энергия, которая всегда остается в системе
 - 5) теплота, которая выделяется в результате реакции
 - 6) теплота, которая поглощается в результате реакции

6.1.2. Модуль 2 Растворы. Реакции, протекающие в растворах.

6.1.2.1. Контрольные вопросы

1. Состав растворов.
2. Классификация растворов.
3. Механизм растворения.
4. Термодинамика процесса растворения.
5. растворимость.
6. Способы выражения концентрации растворов.
7. Электролитическая диссоциация.
8. Диссоциация кислот, оснований, солей.
9. Количественные характеристики электролитической диссоциации.
10. Растворы сильных и слабых электролитов.
11. Ионное произведение воды.
12. Индикаторы.
13. Гидролиз солей.
14. Количественные характеристики гидролиза.
15. Буферные системы.
16. Реакции ионного обмена и качественные реакции.
17. Титриметрический анализ.

6.1.2.2. Задания для проведения текущего контроля успеваемости (Контрольная работа № 2 и опрос в форме тестирования)

Примерные задания контрольной работы № 2

Вариант 1

1. Определите объем раствора с массовой долей карбоната натрия 15% (плотность 1,16 г/мл), который нужно взять для приготовления раствора объемом 120 мл, молярная концентрация которого равна 0,45 моль/л.
2. Вычислить pH 0,05 М раствора гидроксида бария, считая его полностью диссоциированным.
3. Написать уравнения реакций гидролиза следующих солей: нитрата серебра, гидрофосфата кальция, сульфида цинка. Рассчитать pH для каждого случая, если концентрация соли равна 0,01 моль/л.

Вариант 2

1. Какой объем 2 М раствора Na_2CO_3 надо взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?
2. Вычислить pH 0,002 н. раствора H_2SO_4 , считая ее полностью диссоциированной.
3. Написать уравнения реакций гидролиза следующих солей: силиката натрия, сульфата меди, нитрита аммония. Рассчитать pH для каждого случая, если концентрация соли равна 0,1 моль/л.

Вариант 3

1. До какого объема надо разбавить 500 мл 20%-ного раствора NaCl ($\rho = 1,152$ г/мл), чтобы получить 4,5%-ный раствор ($\rho = 1,029$ г/мл)?
2. В 100 мл раствора содержится 0,05 г KOH . Определите pH этого раствора.
3. Написать уравнения реакций гидролиза следующих солей: карбоната кальция, перхлората меди, сульфита олова (II). Рассчитать pH для каждого случая, если концентрация соли равна 0,001 моль/л.

Примерные тестовые задания

1. Массовая доля показывает:
 - 1) содержание массы растворенного вещества в определенной массе раствора
 - 2) содержание массы растворенного вещества в определенной массе растворителя
 - 3) содержание количества растворенного вещества в 1 литре раствора
 - 4) содержание массы растворенного вещества в 1 мл растворителя
 - 5) содержание массы вещества в 1 мл раствора
 - 6) содержание количества вещества в 1 кг растворителя
2. Молярная концентрация показывает
 - 1) содержание массы растворенного вещества в определенной массе раствора
 - 2) содержание массы растворенного вещества в определенной массе растворителя
 - 3) содержание количества растворенного вещества в 1 литре раствора
 - 4) содержание массы растворенного вещества в 1 мл растворителя
 - 5) содержание массы вещества в 1 мл раствора
 - 6) содержание количества вещества в 1 кг растворителя
3. Титр показывает
 - 1) содержание массы растворенного вещества в определенной массе раствора
 - 2) содержание массы растворенного вещества в определенной массе растворителя
 - 3) содержание количества растворенного вещества в 1 литре раствора
 - 4) содержание массы растворенного вещества в 1 мл растворителя
 - 5) содержание массы вещества в 1 мл раствора
 - 6) содержание количества вещества в 1 кг растворителя
4. Укажите формулу для определения молярности

1) $\omega\% = (m_{\text{р.в.}} / m_{\text{р-ра}}) \cdot 100\%$	4) $\beta = v / m_{\text{р-ля}}$
2) $C(X) = m(X) / M(X) \cdot V_{\text{р-ра}}$	5) $T = m / V_{\text{р-ра}}$
3) $C_{\text{экв}}(X) = m(X) / M_{\text{экв}}(X) \cdot V_{\text{р-ра}}$	6) $m = C \cdot M \cdot V / 1000$
5. Укажите формулу для определения нормальности раствора

1) $\omega\% = (m_{\text{р.в.}} / m_{\text{р-ра}}) \cdot 100\%$	4) $\beta = v / m_{\text{р-ля}}$
2) $C(X) = m(X) / M(X) \cdot V_{\text{р-ра}}$	5) $T = m / V_{\text{р-ра}}$
3) $C_{\text{экв}}(X) = m(X) / M_{\text{экв}}(X) \cdot V_{\text{р-ра}}$	6) $m = C \cdot M \cdot V / 1000$
6. Укажите формулу для определения титра раствора

1) $\omega\% = (m_{\text{р.в.}} / m_{\text{р-ра}}) \cdot 100\%$	4) $\beta = v / m_{\text{р-ля}}$
2) $C(X) = m(X) / M(X) \cdot V_{\text{р-ра}}$	5) $T = m / V_{\text{р-ра}}$
3) $C_{\text{экв}}(X) = m(X) / M_{\text{экв}}(X) \cdot V_{\text{р-ра}}$	6) $m = C \cdot M \cdot V / 1000$
7. Укажите формулу для определения массовой доли

1) $\omega\% = (m_{\text{р.в.}} / m_{\text{р-ра}}) \cdot 100\%$	4) $\beta = v / m_{\text{р-ля}}$
2) $C(X) = m(X) / M(X) \cdot V_{\text{р-ра}}$	5) $T = m / V_{\text{р-ра}}$
3) $C_{\text{экв}}(X) = m(X) / M_{\text{экв}}(X) \cdot V_{\text{р-ра}}$	6) $m = C \cdot M \cdot V / 1000$
8. Величина, показывающая содержание массы вещества в 1 мл раствора называется

1) молярность	3) моляльность	5) титр
2) нормальность	4) массовая доля	6) объемная доля
9. pH раствора соляной кислоты равен 5. Вычислите молярную концентрацию этой кислоты

1) 0,1 моль/л	3) 0,5 моль/л	5) 10^{-4} моль/л
2) 0,2 моль/л	4) 10^{-3} моль/л	6) 10^{-5} моль/л
10. Какая концентрация гидроксид-ионов OH^- соответствует щелочной среде

1) 10^{-12} моль/л	3) 10^{-7} моль/л	5) 10^{-11} моль/л
2) 10^{-3} моль/л	4) 10^{-10} моль/л	6) 10^{-9} моль/л

6.1.3. Модуль 3 Окислительно-восстановительные реакции

6.1.3.1. Контрольные вопросы

1. Степень окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Составление уравнений ОВР.
4. Электролиз.
5. Окислительно-восстановительное титрование

6.1.3.2. Задания для проведения текущего контроля успеваемости (Контрольная работа № 3 и опрос в форме тестирования)

Примерные задания контрольной работы № 3

Вариант 1

Расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса. Указать окислители и восстановители. Рассчитать молярные массы окислителей и восстановителей.

- 1) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 2

Расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса. Указать окислители и восстановители. Рассчитать молярные массы окислителей и восстановителей.

- 1) $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант 3

Расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса. Указать окислители и восстановители. Рассчитать молярные массы окислителей и восстановителей.

- 1) $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{NaNO}_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Примерные тестовые задания

1. Процесс окисления – это:
 - 1) процесс отдачи электронов
 - 2) процесс взаимодействия с кислородом
 - 3) процесс взаимодействия с кислотой
 - 4) процесс образования оксидов
 - 5) процесс образования кислых солей
 - 6) процесс образования кислот
2. Степень окисления – это:
 - 1) способность атома принимать электроны в окислительно-восстановительных реакциях;
 - 2) способность атома отдавать электроны в окислительно-восстановительных реакциях;
 - 3) способность атома элемента притягивать к себе электронную пару в химическом соединении;
 - 4) способность атома элемента образовывать отрицательно заряженные ионы;
 - 5) число неспаренных электронов, способных участвовать в образовании химической связи;
 - 6) условный заряд атома, возникающий при смещении электронов к наиболее электроотрицательному элементу.
3. Схеме превращения $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{+4}$ соответствует уравнение реакции
 - 1) $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 2) $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbS} = \text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
 - 5) $3\text{Na}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} = 3\text{S} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + 6\text{NaOH}$
 - 6) $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 = \text{S} + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4$

6.1.4. Модуль 4 Строение атома. Периодический закон. Химическая связь.

6.1.4.1. Контрольные вопросы

1. Модели строения атома (планетарная модель)
2. Строение электронной оболочки.
3. Квантово-механическая модель атома.
4. Квантовые числа.
5. Распределение электронов в многоэлектронных атомах.
6. Способы записи электронных конфигураций атомов и ионов.
7. Периодический закон (старая и новая формулировки).

8. Периодическая система, ее структура.
9. Периодические свойства атомов и ионов элементов.
10. Теория химического строения.
11. Образование химической связи. Метод валентных связей.
12. Виды химической связи.
13. Электроотрицательность.
14. Ковалентная связь, ее свойства и разновидности.
15. Состав комплексных соединений.
16. Комплексообразователи и лиганды.
17. Классы комплексных соединений.
18. Диссоциация комплексных соединений.
19. Комплексонометрическое титрование.

6.1.4.2. Задания для проведения текущего контроля успеваемости (Контрольная работа № 4 и опрос в форме электронного тестирования)

Примерные задания контрольной работы № 4

Вариант 1

- Определите количество элементарных частиц у элементов: алюминий, медь.
2. Составьте электронные и графические формулы атомов элементов с зарядами ядер: 11, 53. Выскажите предположение – свойствами металла или неметалла обладает элемент.
- Изобразите образование химических связей в молекулах: Br_2 , HJ . Определите валентность элементов.

Вариант 2

- Определите количество элементарных частиц у элементов: цинк, молибден.
2. Составьте электронные и графические формулы атомов элементов с зарядами ядер: 12, 36. Выскажите предположение – свойствами металла или неметалла обладает элемент.
- Изобразите образование химических связей в молекулах: CO_2 , H_2S . Определите валентность элементов.

Вариант 3

- Определите количество элементарных частиц у элементов: кислород, уран.
2. Составьте электронные и графические формулы атомов элементов с зарядами ядер: 9, 75. Выскажите предположение – свойствами металла или неметалла обладает элемент.
- Изобразите образование химических связей в молекулах: Br_2 , PH_3 . Определите валентность элементов.

Примерные тестовые задания

1. Номер периода, в котором находится элемент, равен:
 - 1) числу электронов на внешнем энергетическом уровне
 - 2) числу энергетических уровней в атоме элемента
 - 3) высшей валентности
 - 4) числу орбиталей на внешнем энергетическом уровне
 - 5) числу электронов на предвнешнем энергетическом уровне
2. Для элементов главных подгрупп номер группы равен
 - 1) числу электронов на внешнем энергетическом уровне
 - 2) числу энергетических уровней в атоме элемента
 - 3) высшей валентности
 - 4) числу орбиталей на внешнем энергетическом уровне
 - 5) числу электронов на предвнешнем энергетическом уровне
3. Порядковый номер элемента в Периодической системе равен
 - 1) общему числу электронов в атоме
 - 2) числу электронов на внешнем энергетическом уровне
 - 3) числу валентных электронов
 - 4) числу электронов на предвнешнем энергетическом уровне
 - 5) числу электронов на внешнем и предвнешнем энергетическом уровнях
4. Свойства, характерные для веществ с металлической кристаллической решеткой

1) пластичность	4) низкая температура плавления
2) летучесть	5) растворимость в воде
3) теплопроводность	
5. Электроотрицательность – это:
 - 1) способность атома принимать электроны в окислительно-восстановительных реакциях;

- 2) способность атома отдавать электроны в окислительно-восстановительных реакциях;
 - 3) способность атома элемента притягивать к себе электронную пару в соединении;
 - 4) способность атома элемента образовывать отрицательно заряженные ионы;
 - 5) число неспаренных электронов, способных участвовать в образовании химической связи;
 - 6) энергия, выделяемая или поглощаемая при присоединении электрона к атому и превращении его в анион.
6. Причина образования химической связи –
- 1) притяжение электронов
 - 2) уменьшение общей энергии системы
 - 3) взаимодействие ядер атомов
 - 4) взаимодействие ядер и электронных облаков
 - 5) перекрывание электронных облаков
7. Продукты реакции $\text{FeCl}_2 + \text{KCN}_{(\text{избыток})} \rightarrow$
- 1) $\text{Fe}(\text{CN})_2$
 - 2) $\text{Fe}(\text{CN})_3$
 - 3) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - 4) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
 - 5) KCl
 - 6) ClCN

6.2. Оценочные средства для промежуточной аттестации

6.2.1. Контрольные вопросы

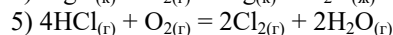
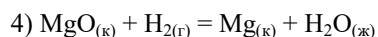
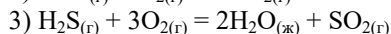
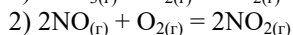
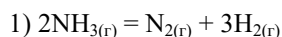
1. Роль химии в развитии важнейших отраслей промышленности и сельского хозяйства.
2. Основные понятия химии.
3. Стехиометрические законы с позиций атомно-молекулярного учения.
4. Степени окисления элементов. Классы неорганических соединений. Номенклатура.
5. Планетарная модель атома.
6. Модель атома Бора.
7. Корпускулярно-волновые свойства электрона.
8. Многоэлектронные атомы.
9. Электронное строение атомов.
10. Атомные радиусы.
11. Энергия ионизации и сродство к электрону.
12. Структура периодической системы Д.И. Менделеева.
13. История открытия Периодического закона.
14. Значение Периодического закона.
15. Основные характеристики химической связи.
16. Механизмы образования химической связи.
17. Направленность связей и гибридизация атомных орбиталей.
18. Основные характеристики молекул.
19. Водородная связь.
20. Металлическая связь.
21. Характерные особенности окислительно-восстановительных реакций.
22. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в зависимости от строения их атомов.
23. Важнейшие окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций.
24. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.
25. Понятие термодинамики. Закон Гесса.
26. Внутренняя энергия и энтальпия.
27. Энергия Гиббса и энтропия.
28. Следствия из закона Гесса.
29. Скорость химической реакции. Основной закон химической кинетики.
30. Химическое равновесие.
31. Принцип Ле Шателье.
32. Природа растворов.
33. Способы выражения состава растворов.
34. Характерные особенности растворов электролитов.
35. Теория электролитической диссоциации.
36. Диссоциация электролитов. Степень и константа диссоциации.
37. Закон разбавления. Ступенчатая диссоциация.
38. Теория кислот и оснований.
39. Ионные реакции.
40. Гидролиз солей.
41. Электролиз.
42. Понятие о качественном и количественном составе веществ.
43. Аналитические группы катионов и анионов. Качественные реакции на них.
44. Титриметрический анализ. Растворы, применяемые в титриметрии.
45. Кислотно-основное титрование.
46. Окислительно-восстановительное титрование.
47. Комплексонометрическое титрование.
48. Координационная теория Вернера.

49. Номенклатура комплексных соединений
50. Химическая связь в комплексных соединениях.

6.2.2. Задания для проведения промежуточной аттестации

Промежуточная аттестация – экзамен в форме электронного тестирования (вариант 45 вопросов из общей базы в 350 вопросов)

1. Химический элемент – это:
- | | |
|--|---|
| 1) совокупность одинаковых молекул | 4) вид атомов |
| 2) совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра | 5) чистое вещество |
| 3) простое вещество | 6) электронейтральная неделимая частица |
2. Молекулы – это:
- | | |
|--|--|
| 1) химически неделимые частицы, из которых состоят вещества | |
| 2) электронейтральные частицы вещества, определяющие его химические свойства | |
| 3) частицы, до которых разрушаются все вещества при плавлении и испарении | |
| 4) частицы, до которых разрушаются вещества при химических явлениях | |
| 5) совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра | |
| 6) положительно заряженные элементарные частицы | |
3. Атом – это:
- | | |
|--|---|
| 1) наименьшая частица вещества, сохраняющая его свойства | 4) положительно заряженная частица |
| 2) наименьшая частица элемента, сохраняющая его свойства | 5) частица, до которой разрушаются все вещества при плавлении и испарении |
| 3) электронейтральная неделимая частица | 6) частицы, до которых разрушаются вещества при химических явлениях |
4. Из перечня химических терминов выберите понятие, определяющее «простое вещество»:
- | | |
|--|--|
| 1) чистое вещество | 4) отдельные атомы одного химического элемента |
| 2) вещество, построенное атомами одного химического элемента | 5) совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра |
| 3) вещество, построенное атомами разных химических элементов | 6) вид атомов |
5. Количество вещества – это:
- | | |
|---|--|
| 1) отношение массы вещества к его молярной массе | 4) произведение числа Авогадро на число молекул |
| 2) отношение молярной массы вещества к его массе | 5) совокупность одинаковых молекул |
| 3) отношение молярного объема газообразного вещества к его объему | 6) совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра |
6. Масса 1,5 моль оксида серы (IV) равна, г:
- | | | | | | |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| 1) 18 | 2) 54 | 3) 96 | 4) 27 | 5) 36 | 6) 45 |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
7. Газообразный азот, массой 140 г занимает объем (н.у.):
- | | | | | | |
|---------|----------|------------------------|------------------------|-------------------------|-------------------------|
| 1) 10 л | 2) 112 л | 3) 22,4 м ³ | 4) 1,12 м ³ | 5) 22,4 дм ³ | 6) 1,12 дм ³ |
|---------|----------|------------------------|------------------------|-------------------------|-------------------------|
8. Число молекул в 54 г воды равно:
- | | | |
|----------------------|------------------------|------------------------|
| 1) $6 \cdot 10^{23}$ | 3) $1,2 \cdot 10^{24}$ | 5) $1,8 \cdot 10^{23}$ |
| 2) $3 \cdot 10^{23}$ | 4) $1,8 \cdot 10^{24}$ | 6) $1,2 \cdot 10^{23}$ |
9. Относительная плотность метана CH₄ по водороду равна:
- | | | | | | |
|-------|------|--------|------|--------|-------|
| 1) 16 | 2) 8 | 3) 6,5 | 4) 4 | 5) 4,5 | 6) 12 |
|-------|------|--------|------|--------|-------|
10. Для какого соединения фактор эквивалентности равен 1/3
- | | | |
|--|------------------------|-----------------------------------|
| 1) CuSO ₄ | 3) Al(OH) ₃ | 5) Al ₂ O ₃ |
| 2) Al ₂ (SO ₄) ₃ | 4) CaO | 6) HNO ₃ |
11. Катализатор – это вещество
- | | |
|-----------------------------|--|
| 1) не участвующее в реакции | 4) увеличивающее количество продукта реакции |
| 2) ускоряющее реакцию | 5) уменьшающее количество продукта реакции |
| 3) замедляющее реакцию | 6) не изменяющее количество продукта реакции |
12. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора
- | | |
|---|--|
| 1) уменьшением энергии активации | 4) ростом числа активных частиц |
| 2) увеличением средней кинетической энергии молекул | 5) изменением концентрации реагирующих веществ |
| 3) возрастанием числа столкновений | 6) изменением давления |
13. Не производя вычислений, указать для каких из перечисленных процессов изменение энтропии положительно



14. Чем объясняется повышение скорости реакции при повышении температуры

- 1) уменьшением энергии активации
- 2) увеличением средней кинетической энергии молекул
- 3) возрастанием числа столкновений
- 4) ростом числа активных частиц
- 5) изменением концентрации реагирующих веществ
- 6) изменением давления

15. Какой фактор **не влияет** на смещение химического равновесия

- 1) изменение давления
- 2) изменение объема
- 3) изменение концентрации реагирующих веществ
- 4) изменение температуры
- 5) изменение концентрации продуктов реакции
- 6) использование катализаторов

16. Энтальпия – это

- 1) мера энергосодержания системы
- 2) мера беспорядка в системе
- 3) свободная энергия, за счет которой система совершает работу
- 4) связанная энергия, которая всегда остается в системе
- 5) теплота, которая выделяется в результате реакции

17. Энтропия – это

- 1) мера энергосодержания системы
- 2) мера беспорядка в системе
- 3) свободная энергия, за счет которой система совершает работу
- 4) связанная энергия, которая всегда остается в системе
- 5) теплота, которая выделяется в результате реакции
- 6) теплота, которая поглощается в результате реакции

18. Энергия Гиббса – это

- 1) мера энергосодержания системы
- 2) мера беспорядка в системе
- 3) свободная энергия, за счет которой система совершает работу
- 4) связанная энергия, которая всегда остается в системе
- 5) теплота, которая выделяется в результате реакции
- 6) теплота, которая поглощается в результате реакции

19. Формулировка какой закономерности приведена: «Изменение энтальпии реакции зависит только от начального и конечного состояний участвующих в реакции веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса»:

- 1) закон Гесса
- 2) правило Вант-Гоффа
- 3) принцип Ле Шателье
- 4) основной закон химической кинетики
- 5) закон постоянства состава веществ
- 6) закон Лавуазье-Лапласа

20. Массовая доля показывает:

- 1) содержание массы растворенного вещества в определенной массе раствора
- 2) содержание массы растворенного вещества в определенной массе растворителя
- 3) содержание количества растворенного вещества в 1 литре раствора
- 4) содержание массы растворенного вещества в 1 мл растворителя
- 5) содержание массы вещества в 1 мл раствора
- 6) содержание количества вещества в 1 кг растворителя

21. Молярная концентрация показывает

- 1) содержание массы растворенного вещества в определенной массе раствора
- 2) содержание массы растворенного вещества в определенной массе растворителя
- 3) содержание количества растворенного вещества в 1 литре раствора
- 4) содержание массы растворенного вещества в 1 мл растворителя
- 5) содержание массы вещества в 1 мл раствора
- 6) содержание количества вещества в 1 кг растворителя

22. Титр показывает

- 1) содержание массы растворенного вещества в определенной массе раствора
- 2) содержание массы растворенного вещества в определенной массе растворителя
- 3) содержание количества растворенного вещества в 1 литре раствора
- 4) содержание массы растворенного вещества в 1 мл растворителя
- 5) содержание массы вещества в 1 мл раствора
- 6) содержание количества вещества в 1 кг растворителя

23. Укажите формулу для определения молярности

- 1) $\omega\% = (m_{p.v.} / m_{p-ra}) \cdot 100\%$
 2) $C(X) = m(X) / M(X) \cdot V_{p-ra}$
 3) $C_{эkv}(X) = m(X) / M_{эkv}(X) \cdot V_{p-ra}$
24. Укажите формулу для определения нормальности раствора
 1) $\omega\% = (m_{p.v.} / m_{p-ra}) \cdot 100\%$
 2) $C(X) = m(X) / M(X) \cdot V_{p-ra}$
 3) $C_{эkv}(X) = m(X) / M_{эkv}(X) \cdot V_{p-ra}$
25. Укажите формулу для определения титра раствора
 1) $\omega\% = (m_{p.v.} / m_{p-ra}) \cdot 100\%$
 2) $C(X) = m(X) / M(X) \cdot V_{p-ra}$
 3) $C_{эkv}(X) = m(X) / M_{эkv}(X) \cdot V_{p-ra}$
26. Укажите формулу для определения массовой доли
 1) $\omega\% = (m_{p.v.} / m_{p-ra}) \cdot 100\%$
 2) $C(X) = m(X) / M(X) \cdot V_{p-ra}$
 3) $C_{эkv}(X) = m(X) / M_{эkv}(X) \cdot V_{p-ra}$
27. Величина, показывающая содержание массы вещества в 1 мл раствора называется
 1) молярность
 2) нормальность
 3) моляльность
 4) массовая доля
 5) титр
 6) объемная доля
28. В водном растворе кислотную среду дает соль
 1) CuSO_4
 2) Na_2SO_4
 3) PbCO_3
 4) K_3PO_4
29. Гидролиз - это
 1) реакции, протекающие с переносом протонов, при которой происходит прототиз - отдача и присоединение протонов
 2) реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов и сопровождающиеся передачей электронов
 3) реакция катионов водорода с гидроксид-ионами с образованием молекул воды
 4) реакция взаимодействия соли с водой, приводящая к образованию слабого электролита
30. Не гидролизуются хлориды
 1) K
 2) Na
 3) Fe
 4) Cu
 5) Ag
 6) Al
31. Не гидролизуются сульфаты
 1) K
 2) Ca
 3) Ni
 4) Mn
 5) Zn
 6) Be
32. Не гидролизуются соли калия
 1) сульфаты
 2) хлориды
 3) сульфиты
 4) нитриты
 5) карбонаты
33. pH раствора соляной кислоты равен 5. Вычислите молярную концентрацию этой кислоты
 1) 0,1 моль/л
 2) 0,2 моль/л
 3) 0,5 моль/л
 4) 10^{-3} моль/л
 5) 10^{-4} моль/л
 6) 10^{-5} моль/л
34. Какая концентрация гидроксид-ионов OH^- соответствует щелочной среде
 1) 10^{-12} моль/л
 2) 10^{-3} моль/л
 3) 10^{-7} моль/л
 4) 10^{-10} моль/л
 5) 10^{-11} моль/л
 6) 10^{-9} моль/л
35. Процесс окисления - это:
 1) процесс отдачи электронов
 2) процесс взаимодействия с кислородом
 3) процесс взаимодействия с кислотой
 4) процесс образования оксидов
 5) процесс образования кислых солей
 6) процесс образования кислот
36. Степень окисления - это:
 1) способность атома принимать электроны в окислительно-восстановительных реакциях;
 2) способность атома отдавать электроны в окислительно-восстановительных реакциях;
 3) способность атома элемента притягивать к себе электронную пару в химическом соединении;
 4) способность атома элемента образовывать отрицательно заряженные ионы;
 5) число неспаренных электронов, способных участвовать в образовании химической связи;
 6) условный заряд атома, возникающий при смещении электронов к наиболее электроотрицательному элементу.
37. Схеме превращения $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{+4}$ соответствует уравнение реакции
 1) $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
 2) $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 4) $4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbS} = \text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
 5) $3\text{Na}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} = 3\text{S} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} + 6\text{NaOH}$
 6) $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{KMnO}_4 = \text{S} + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4$
38. Номер периода, в котором находится элемент, равен:
 1) числу электронов на внешнем энергетическом уровне

- 2) числу энергетических уровней в атоме элемента
- 3) высшей валентности
- 4) числу орбиталей на внешнем энергетическом уровне
- 5) числу электронов на предвнешнем энергетическом уровне
39. Для элементов главных подгрупп номер группы равен
 - 1) числу электронов на внешнем энергетическом уровне
 - 2) числу энергетических уровней в атоме элемента
 - 3) высшей валентности
 - 4) числу орбиталей на внешнем энергетическом уровне
 - 5) числу электронов на предвнешнем энергетическом уровне
40. Порядковый номер элемента в Периодической системе равен
 - 1) общему числу электронов в атоме
 - 2) числу электронов на внешнем энергетическом уровне
 - 3) числу валентных электронов
 - 4) числу электронов на предвнешнем энергетическом уровне
 - 5) числу электронов на внешнем и предвнешнем энергетическом уровнях
41. Свойства, характерные для веществ с металлической кристаллической решеткой
 - 1) пластичность
 - 2) летучесть
 - 3) теплопроводность
 - 4) низкая температура плавления
 - 5) растворимость в воде
42. Электроотрицательность – это:
 - 1) способность атома принимать электроны в окислительно-восстановительных реакциях;
 - 2) способность атома отдавать электроны в окислительно-восстановительных реакциях;
 - 3) способность атома элемента притягивать к себе электронную пару в соединении;
 - 4) способность атома элемента образовывать отрицательно заряженные ионы;
 - 5) число неспаренных электронов, способных участвовать в образовании химической связи;
 - 6) энергия, выделяемая или поглощаемая при присоединении электрона к атому и превращении его в анион.
43. Причина образования химической связи –
 - 1) притяжение электронов
 - 2) уменьшение общей энергии системы
 - 3) взаимодействие ядер атомов
 - 4) взаимодействие ядер и электронных облаков
 - 5) перекрывание электронных облаков
44. Продукты реакции $\text{FeCl}_2 + \text{KCN}_{(\text{избыток})} \rightarrow$

1) $\text{Fe}(\text{CN})_2$	3) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	5) KCl
2) $\text{Fe}(\text{CN})_3$	4) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	6) ClCN
45. Какие виды связи имеются в соединении HClO_4

1) ионная	4) ковалентная полярная, донорно-акцепторный механизм образования
2) ковалентная полярная, обменный механизм образования	5) водородная
3) ковалентная неполярная	6) металлическая

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

7.1. Основная литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] / Н.Л. Глинка. – М. «Интеграл-Пресс», 2009 г. – 391 с.
2. Клюквина, Е.Ю. Основы общей и неорганической химии [Текст]: учебник для ВУЗов / Е.Ю. Клюквина, С.Г. Безрядин. – Оренбург: Изд. центр ОГАУ, 2009. – 508 с.

7.2. Дополнительная литература

1. Гельфман, М.И. Химия [Текст]: учебник для ВУЗов / М.И. Гельфман, В.П. Юстратова – СПб(б): «Лань», 2008. – 364 с.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учебное пособие / Н.Л. Глинка. – 2008. – 209 с.
3. Князев, Д.А. Неорганическая химия [Текст]: учебник для ВУЗов / Д.А. Князев, С.Н. Смарицын. – М.: «Дрофа». – 2005. – 229 с.

7.3. Интернет ресурсы

1. www.chemel.ru
2. www.xumuk.ru

7.4. Методические указания, рекомендации и другие материалы к занятиям

1. Клюквина, Е.Ю. Окислительно-восстановительные процессы [Текст] / методическое пособие / Е.Ю. Клюквина, С.Г. Безрядин. – Оренбург: Изд. центр. ОГАУ. – 2003. – 165с.
2. Ростова, Н.Ю. Образцы выполнения индивидуальных заданий по неорганической химии [Текст] / методические указания / Н.Ю. Ростова, Г.Г. Мелешко. – Оренбург: Изд. центр ОГАУ. – 2008. – 69 с.

7.5 Программное обеспечение

1. Open Office
2. JoliTest (TestEditor, TestRUN

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

8.1. Материально-техническое обеспечение лекционных занятий

Название оборудования	Название технических и электронных средств обучения
мультимедиапроектор -Optoma EP 721 Ноутбук – Emachines E 644 G	Презентации

8.2. Материально-техническое обеспечение лабораторных работ

Вид и номер занятия	Тема занятия	Название специализированной аудитории	Название оборудования	Название технических и электронных средств обучения и контроля знаний
ЛР-1	Стехиометрические законы.	Кабинет неорганической химии	Компьютер ПК - Intel Celeron Ноутбук – Acer Aspire 5102 Проектор NEC Projector 50G	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-2	Строение атома и периодический закон	Кабинет неорганической химии	Компьютер ПК - Intel Celeron Ноутбук – Acer Aspire 5102 Проектор NEC Projector 50G	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-3	Химическая связь.	Кабинет неорганической химии	Компьютер ПК - Intel Celeron Ноутбук – Acer Aspire 5102 Проектор NEC Projector 50G	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-4	Химическая термодинамика	Кабинет неорганической химии	Шкаф вытяжной универсальн. Химическая посуда. Плитка электрическая. Лабораторная посуда	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-5	Химическая кинетика. Катализ.	Кабинет неорганической химии	Шкаф вытяжной универсальн. Химическая посуда. Плитка электрическая	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-6	Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции.	Кабинет неорганической химии	Шкаф вытяжной универсальн. Химическая посуда. Плитка электрическая	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-7	Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.	Кабинет неорганической химии	Шкаф вытяжной универсальн. Химическая посуда. Плитка электрическая	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN

			ская. Лабораторная посуда	
ЛР-8	Теория электролитической диссоциации. Растворы электролитов.	Кабинет неорганической химии	Шкаф вытяжной универсальн. Химическая посуда. Плитка электрическая. Лабораторная посуда	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-9	Ионное произведение воды. pH. Методы определения pH.	Кабинет аналитической химии	Шкаф вытяжной. Пробирки, штатив для пробирок. Плитка электрическая.	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-10	Гидролиз солей.	Кабинет неорганической химии	Шкаф вытяжной универсальн. Химическая посуда. Плитка электрическая	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-11	Окислительно-восстановительные реакции.	Кабинет неорганической химии	Шкаф вытяжной универсальн. Химическая посуда. Плитка электрическая	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-12	Качественные реакции на некоторые катионы и анионы.	Кабинет аналитической химии	Шкаф вытяжной. Пробирки, штатив для пробирок. Плитка электрическая.	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-13	Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования.	Кабинет аналитической химии	Шкаф вытяжной. Пробирки, штатив для пробирок. Плитка электрическая. Весы ВЛА 200. Бюретки для титрования.	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-14	Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия.	Кабинет аналитической химии	Шкаф вытяжной. Пробирки, штатив для пробирок. Плитка электрическая. Весы ВЛА 200. Бюретки для титрования.	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN
ЛР-15	Комплексные соединения. Комплексообразовательное титрование	Кабинет аналитической химии	Шкаф вытяжной универсальн. Химическая посуда. Плитка электрическая Весы ВЛА 200. Бюретки для титрования.	1. Open Office 2. JoliTest (TestEditor, TestRUN

8.3. Материально-техническое обеспечение практических и семинарских занятий – практические и семинарские занятия не предусмотрены РУП.

9. Методические рекомендации преподавателям по образовательным технологиям

Курс неорганической химии для студентов направления подготовки «Зоотехния» состоит из нескольких модулей, знание которых необходимо для глубокого понимания процессов, протекающих в живых организмах и окружающей среде.

Следует изучить универсальность атомно-молекулярной организации природы, различные уровни организации структур, простые и сложные молекулы, а также закономерности протекания химических реакций. Важное место в изучении цикла дисциплины занимает изучение периодического закона элементов.

В ходе обучения следует уделить особое внимание процессам, протекающим в растворах и дисперсных системах, что является важным для понимания процессов протекающих в живых организмах.

Крайне важным для изучения дисциплины является понимание основ энергетики протекания химических реакций и процессов растворения веществ, а также основных понятий химической кинетики и химического равновесия.

Следует обратить особое внимание на практическое использование достижений современной химии в промышленном производстве и сельском хозяйстве.

На лабораторных занятиях студенты закрепляют теоретические представления и концепции, полученные на лекциях и при самостоятельной работе с литературой, учатся логически осмысливать изучаемые вопросы и осваивают методы химического анализа, чтобы в дальнейшем уметь применять знания для решения профессиональных задач.

Программа разработана в соответствии с ФГОС ВПО по направлению подготовки 111100.62 «Зоотехния», утвержденным приказом Министерства образования и науки РФ от 27 марта 2000 г.

Разработал: ст. преподаватель кафедры химии

Р.З. Мустафин

Дополнения и изменения

Дополнения и изменения в рабочей программе дисциплины Б2.Б.4.1 «Неорганическая и аналитическая химия» на 2013 - 2014 учебный год не предусмотрены.

Дополнения и изменения

Дополнения и изменения в рабочей программе дисциплины Б2.Б.4.1 «Неорганическая и аналитическая химия» на 2014 - 2015 учебный год не предусмотрены.

Дополнения и изменения

Дополнения и изменения в рабочей программе дисциплины Б2.Б.4.1 «Неорганическая и аналитическая химия» на 2015 - 2016 учебный год не предусмотрены.

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»**

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

К РАБОЧЕЙ УЧЕБНОЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

**МОДУЛЬНО-РЕЙТИНГОВАЯ СИСТЕМА
ОРГАНИЗАЦИИ ОБУЧЕНИЯ**

по дисциплине: Б2.Б.4.1 Неорганическая и аналитическая химия
Направление подготовки: 111100.62 Зоотехния

1. Структура формирования балльно-рейтинговой оценки по дисциплине.

Текущий контроль успеваемости	РТК-1 (5 неделя)	РТК-2 (9 неделя)	РТК-3 (13 неделя)	РТК-4 (последняя неделя семестра)	Итого
входной контроль	5	X	X	X	5
посещаемость	2,5	2,5	2,5	2,5	10
аудиторная работа	10	10	10	10	40
самостоятельная работа	5	5	5	5	20
Всего по текущему контролю	22,5	17,5	17,5	17,5	75
Итоговый контроль– экзамен					25,0
Максимальный результат промежуточной аттестации по дисциплине (балльно-рейтинговая оценка)					100

2. Интерпретация балльно-рейтинговой оценки текущего контроля по ходу формирования

Текущий период	незачтено				зачтено		
	неудовлетворительно		удовлетворительно		хорошо	отлично	
	F(2)	FX(2+)	E(3)*	D(3+)	C(4)	B(5)	A(5+)
	[0;33,3)	[33,3;50)	[50;60)	[60;70)	[70;85)	[85;95)	[95;100)
РТК-1	[0 – 7,5)	[7,5– 11,2)	[11,2 – 13,5)	[13,5-15,7)	[15,7-19,1)	[19,1-21,4)	[21,4-22,5)
РТК-2	[0– 13,5)	[13,5-20,0)	[20,0 –24,0)	[24,0-28,0)	[28,0-34,0)	[34,0-38,0)	[38,0-40,0)
РТК-3	[0– 19,0)	[19,0-28,8)	[28,8 – 34,5)	[34,5-40,0)	[40,0-49,0)	[49,0-54,5)	[54,5-57,5)
РТК-4	[0– 25,0)	[25,0-37,5)	[37,5 – 45,0)	[45,0-52,5)	[52,5-63,8)	[63,8-71,3)	[71,3-75,0)

* индикатор для деканата об успеваемости/неуспеваемости студента по результатам обучения в модуле

3. Распределение баллов по элементам текущего контроля дисциплины

3.1. РТК-1

№ модуля/ модульной единицы	Вид аудиторного занятия	Формы и методы контроля*														Сумма баллов по итогам текущего контроля
		аудиторная работа							самостоятельная работа							
		проверка посещаемости занятий**	устный опрос	письменный опрос	компьютерное тестирование	письменно, решение тестов	контрольная работа	письменно, решение задач	письменно, подготовка к занятиям	индивидуальное домашнее задание	самостоятельное изучение вопросов	КР/КП	РГР, РПР	эссе	реферат	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
1	Л1	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	
2	Л1	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	
	ЛР1	+	+	-	+	-	-	+	-	+	+	-	-	-	-	
3	Л2	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	
	ЛР2	+	+	-	-	-	-	+	-	+	+	-	-	-	-	
4	Л2	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	
	ЛР3	+	+	-	-	-	-	+	-	+	+	-	-	-	-	
5	ЛР4	+	+	-	+	-	+	+	-	+	+	-	-	-	-	
ИТОГО:		2,5	15							3	2	0				22,5

3.2. РТК-2

№ модуля/ модульной единицы	Вид аудиторного занятия	Формы и методы контроля*														Сумма баллов по итогам текущего контроля
		аудиторная работа							самостоятельная работа							
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
6	ЛЗ	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	
	ЛР5	+	+	-	-	-	-	+	-	+	+	-	-	-	-	
7	Л4	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	
	ЛР6,7	+	+	-	-	-	-	+	-	+	+	-	-	-	-	
8	ЛР8	+	+	-	-	-	-	+	-	+	+	-	-	-	-	
9	ЛР9	+	+	-	-	-	-	-	-	-	+	-	-	-	-	
10	ЛР10	+	+	-	+	-	-	-	-	-	+	-	-	-	-	
ИТОГО:		2,5	10							3	2	0				17,5

3.3. РТК-3

№ модуля/ модульной единицы		Вид аудиторного занятия	Формы и методы контроля*														Сумма баллов по итогам текущего контроля
			аудиторная работа							самостоятельная работа							
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	
		проверка посещаемости занятий**	устный опрос	письменный опрос	компьютерное тестирование	письменно, решение тестов	контрольная работа	письменно, решение задач	письменно, подготовка к занятиям	индивидуальное домашнее задание	самостоятельное изучение вопросов	КР/КП	РГР, РПР	эссе	реферат		
11	Л5	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-		
	ЛР11	+	+	-	-	-	-	+	-	+	+	-	-	-	-		
12	ЛР12	+	+	-	+	-	-	-	-	-	+	-	-	-	-		
ИТОГО:		2,5	10							3	2	0				17,5	

3.4. РТК-4

№ модуля/ модульной единицы		Вид аудиторного занятия	Формы и методы контроля *														Сумма баллов по итогам текущего контроля
			аудиторная работа							самостоятельная работа							
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	
		проверка посещаемости занятий**		устный опрос	письменный опрос	компьютерное тестирование	письменно, решение тестов	контрольная работа	письменно, решение задач	письменно, подготовка к занятиям	индивидуальное домашнее задание	самостоятельное изучение вопросов	КР/КП	РГР, РПР	эссе	реферат	
13	Л6	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-		
	ЛР13	+	+	-	-	-	-	+	-	+	+	+	-	-	-		
14	Л7	+	-	-	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-		
	ЛР14	+	+	-	-	-	-	+	-	-	-	+	-	-	-		
15	ЛР15	+	-	-	+	-	-	+	-	+	+	-	-	-	-		
ИТОГО:		2,5	10								3	2	0				17,5

4. Итоговый контроль дисциплины

4.1. Диапазон балльно-рейтинговой оценки итогового контроля – экзамен

Европейская шкала (ECTS)	Баллы	Традиционная шкала
A(5+)	[23,7 – 25,0]	отлично
B(5)	[21,2 – 23,7)	отлично
C(4)	[17,5 – 21,2)	хорошо
D(3+)	[15,0 – 17,5)	удовлетворительно
E(3)	[12,5 - 15,0)	удовлетворительно
FX(2+)	[8,3 - 12,5)	неудовлетворительно
F(2)	[0 - 8,3)	неудовлетворительно

4.2. Форма проведения промежуточной аттестации: тестирование

Максимальное количество баллов: 25

Число тестовых заданий в варианте: 45

Число заданий в тестовой базе дисциплины: 350

4.3. Форма проведения промежуточной аттестации: по билетам

Максимальное количество баллов: 25

Число билетов: 20

Число вопросов/заданий в билете: 3

№ вопроса /задания	1	2	3	Итого
Максимальное количество баллов	10	10	5	25
Европейская шкала(ECTS)	Баллы			Традиционная шкала
A(5+) - [95,0 – 100,0]	[9,5– 10,0]	[9,5– 10,0]	[4,8– 5,0]	Отлично
B(5) - [85,0 – 95,0)	[8,5– 9,5)	[8,5– 9,5)	[4,3– 4,8)	Отлично
C(4) - [70,0 - 85,0)	[7,0– 8,5)	[7,0– 8,5)	[3,5– 4,3)	Хорошо
D(3+) - [60,0 - 70,0)	[6,0- 7,0)	[6,0- 7,0)	[3,0- 3,5)	Удовлетворительно
E(3) - [50,0 – 60,0)	[5,0– 6,0)	[5,0– 6,0)	[2,5– 3,0)	Удовлетворительно
FX(2+) - [33,3 - 50,0)	[3,3- 5,0)	[3,3- 5,0)	[1,7- 2,5)	Неудовлетворительно
F(2) - [0 - 33,3)	[0- 3,3)	[0- 3,3)	[0- 1,7)	Неудовлетворительно

5. Условия присвоения дополнительных баллов за индивидуальное задание (при освобождении от итогового контроля)

5.1. Требования к содержанию, оформлению и срокам выполнения работы.

Общий объём работы – 15-20 стр.

Требования к оформлению:

- ☐ форма страницы – А4;
- ☐ все поля страницы – 2 см.;
- ☐ Шрифт Times New Roman;
- ☐ размер шрифта – 14 кегль;
- ☐ межстрочный интервал – 1,5;
- ☐ абзац – 1,25 см;
- ☐ выравнивание основного текста работы – по ширине.

При выполнении работы должно быть использовано не менее 10 различных литературных

источников.

Индивидуальные задания (творческие работы) должны быть представлены для оценки не позднее 4 модуля учебного семестра.

5.2. Критерии оценки и максимальное количество баллов.

№	Критерии оценки	Баллы
1	соблюдение сроков сдачи работы	1
2	правильность оформления работы	1
3	использование современной литературы	1
4	соответствие содержания заявленной теме	3
5	практическая значимость результатов работы	3
6	степень самостоятельности выполнения	3
7	умение докладывать результаты и защищать свою точку зрения	3
ИТОГО:		15

Максимальное количество баллов – 15.

5.3. Темы заданий

1. Проблема фиксации атмосферного азота.
2. Азотные удобрения.
3. Фосфорные удобрения.
4. Ядохимикаты.
5. Круговорот углерода в природе.
6. Биологическая роль соединений кальция и магния.
7. Биологическая роль соединений натрия и калия.
8. Калийные удобрения.
9. Микроэлементы.
10. Индикаторы экологического неблагополучия окружающей среды.
11. Превращение минеральных удобрений в почве и воде.
12. Современные представления об энтропийных процессах во Вселенной.
13. Кислотные дожди, их влияние на почву и воду
14. Озонный защитный слой.
15. Традиционные источники энергии, экологические проблемы, связанные с их использованием.
16. Проблемы энергетики на современном этапе экологического состояния биосферы.
17. Процессы самоочищения водных систем.
18. Характеристика наиболее распространенных ксенобиотиков.
19. Парниковый эффект.
20. Экологические проблемы Оренбуржья.

6. Структура формирования балльно-рейтинговой оценки курсовой работы/проекта программой не предусмотрено

Разработал:
доцент кафедры химии

Р.З. Мустафин

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»**

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

**ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
для проведения промежуточной аттестации обучающихся**

По дисциплине: Б2.Б.4.1 Неорганическая и аналитическая химия

Направление подготовки: 111100.62 Зоотехния

1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы.

Перечень компетенций представлен в пункте 3.1. рабочей программы дисциплины (РПД), этапы их формирования в процессе освоения образовательной программы представлен в таблице 5.1 РПД.

2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования.

Наименование показателя	Описание показателя	Критерий оценивания	
		Количество баллов	Уровень сформированности компетенции
Превосходно	Теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному	[95; 100]	Повышенный
Отлично	Теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения большинства из них оценено числом баллов, близким к максимальному	[85; 95)	
Хорошо	Теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые виды заданий выполнены с ошибками	[70; 85)	Достаточный
Удовлетворительно	Теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки	[60; 70)	Пороговый
Посредственно	Теоретическое содержание курса освоено частично, некоторые практические навыки работы не сформированы, многие из предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнены, либо качество выполнения некоторых из них оценено числом баллов, близким к минимальному	[50; 60)	
Условно неудовлетворительно	Теоретическое содержание курса освоено частично, необходимые практические навыки работы не сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнено, либо качество их выполнения оценено числом баллов, близким к минималь-	[33,3; 50)	Компетенция не сформирована

	ному; при дополнительной самостоятельной работе над материалом курса возможно повышение качества выполнения учебных заданий		
Безусловно неудовлетворительно	Теоретическое содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы не сформированы, все выполненные учебные задания содержат грубые ошибки; дополнительная самостоятельная работа над материалом курса к какому-либо значимому повышению качества выполнения учебных заданий	[0; 33,3)	

3. Описание шкал оценивания.

Описание шкал оценивания представлено в п.4 приложения 1 к РПД.

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

4.1 ОК-1 - владением культурой мышления, способностью к обобщению, анализу, восприятию информации, постановке цели и выбору путей ее достижения

Наименование знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности	Формулировка типового контрольного задания или иного материала, необходимого для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности
Знать: теоретические основы неорганической и аналитической химии	1. _____ - наука, изучающая состав, строение, свойства и превращение веществ. ОТВЕТ: химия 2. _____ - форма материи, состоящая из частиц, обладающих массой покоя. ОТВЕТ: вещество 3. _____ - наименьшая частица вещества, которая сохраняет все его химические свойства. ОТВЕТ: молекула 4. _____ - наименьшая химически неделимая частица ОТВЕТ: атом 5. _____ - атом или группа атомов, которые имеют электрический заряд ОТВЕТ: ион ОТВЕТ: ионы
Уметь: принимать оптимальные решения, формулировать цель работы	6. _____ - одинаковый вид атомов, характеризующийся определенным зарядом ядра и присущим только ему строением электронных оболочек. ОТВЕТ: химический элемент 7. Установите правильное соответствие: 1) молекула; 2) атом; 3) анион; 4) катион; 5) вещество 1 1) H ₂ O 2 2) O 3 3) OH- 4 4) H+ 5 5) вода 8. Правильная последовательность возрастания по размерам частиц 1 1) протон 2 2) ядро 3 3) атом 4 4) молекула 5 5) вещество 9. К металлам относятся (3):

	+1) хром +2) барий +3) ртуть 4) селен 5) мышьяк 6) кремний
Навыки: выбора путей достижения цели и анализа результатов работы	10. Правильное соответствие молекул и их молекулярных масс: 1) H ₂ O; 2) H ₂ SO ₄ ; 3) NaOH; 4) KOH; 5) Cl ₂ 1 1) 18 2 2) 98 3 3) 40 4 4) 56 5 5) 71 11. Правильная последовательность веществ по возрастанию их молекулярных масс: 1 1) H ₂ 2 2) C 3 3) H ₂ O 4 4) SO ₂ 5 5) SO ₃ 6 6) H ₂ SO ₄ 12. Относительная атомная масса калия равна ____ ОТВЕТ: 39 13. Последовательность возрастания молекулярной массы хлоридов 1 1) литий 2 2) натрий 3 3) калий 4 4) рубидий 5 5) цезий 6 6) франций

4.2 ОК-6 - стремлением к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства

Наименование знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности	Формулировка типового контрольного задания или иного материала, необходимого для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности
Знать: основные правила и закономерности в химии	1. Состояние химического равновесия количественно характеризуется +1) константой равновесия 2) энергией активации 3) константой Больцмана 4) равновесными концентрациями 5) константой диссоциации 6) количеством вещества 2. При достижении химического равновесия концентрации веществ +1) не изменяются 2) не могут быть определены 3) увеличиваются для продуктов 4) уменьшаются для исходных веществ 5) достигают максимальных значений 3. Изменения, происходящие в обратимой химической системе, определяются принципом подвижного равновесия, называемым принципом +1) Ле Шателье 2) Гейзенберга 3) Марковникова 4) Паули 5) Даламбера 6) циркуляции 4. «Изменение энтальпии реакции равно разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ» 1) закон Гесса +2) следствие из закона Гесса

	<p>3) закон Авогадро 4) принцип Ле Шателье 5) закон сохранения массы и энергии 6) закон Генри 5. «Количество теплоты, подведенное к системе, идет на изменение ее внутренней энергии и на совершение системой работы над внешними телами» 1) закон Гесса 2) следствие из закона Гесса +3) I закон термодинамики 4) принцип Ле Шателье 5) закон сохранения массы и энергии 6) II закон термодинамики</p>
Уметь: применять законы химии при решении задач	<p>6. ΔH^0 химической реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ составляет кДж. $\Delta H^0 (\text{SO}_3) = - 396 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H^0 (\text{SO}_2) = - 297 \text{ кДж/моль}$ +1) -198 2) +198 3) -99 4) +99 5) -396 6) +396 7. На основании термодинамического уравнения реакции сгорания ацетилена, сколько выделится теплоты (кДж), если в реакцию вступило 1,12 л C_2H_2 $\text{C}_2\text{H}_2 + 5/2 \text{ O}_2 = 2 \text{ CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\Delta H^0 = - 1305 \text{ кДж/моль}$ +1) 65 2) 130,5 3) 1305 4) 652 5) 326 6) 1165 8. На основании термодинамического уравнения, сколько выделится теплоты (кДж), если в реакцию вступило 5.6 л газа $\text{CO} + \text{SO}_2 = \text{CO}_2$: $\Delta H^0 = - 282 \text{ кДж/моль}$ +1) 70,5 2) 35 3) 141 4) 282 5) 50,4 6) 1579 9. ΔG^0 химической реакции $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{ Cr}$ составляет, кДж $\Delta G^0 (\text{Cr}_2\text{O}_3) = - 1059 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0 (\text{Al}_2\text{O}_3) = - 1582 \text{ кДж/моль}$ +1) -530 2) +530 3) -265 4) +265 5) -1060 6) +1060</p>
Навыки: владеть техникой лабораторных работ	<p>10. Запаянная стеклянная трубка с количеством вещества, необходимым для приготовления 1 л точно 0,1 н или 0,01 н раствора: а) Ацидиметрия + б) Фиксана с) Алкалиметрия д) Тигель е) Бюретка ф) Пипетка Мора 11. Какое вещество используется в качестве рабочего раствора в методе перманганатометрии? а) HCl б) K_2SO_4 + в) KMnO_4 д) I_2 е) CuSO_4 ф) нет правильного ответа</p>

	<p>12. Какое вещество используется в качестве рабочего раствора в методе иодометрии?</p> <p>a) HCl b) K₂SO₄ c) KMnO₄ + d) I₂ e) CuSO₄</p> <p>13. Бюретки с резиновым краном не используют для:</p> <p>+1) для титрования кислотами; 2) для титрования перманганатом калия; 3) для титрования раствором иода; 4) для титрования раствором нитрата серебра.</p> <p>14. Через какое время можно производить отсчет объема раствора в бюретке</p> <p>+1) сразу, при достижении точки эквивалентности; 2) через 30 с; 3) через полчаса; 4) в любое время.</p> <p>15. Чем нужно ополоснуть пипетки, бюретки перед титрованием?</p> <p>1) водой; +2) раствором, который будет в них залит; 3) лакмусом; 4) кислотой; 5) фенолфталеином;</p>
--	---

4.3 ОК-9 - использованием основных положений и методов химии при решении социальных и профессиональных задач

Наименование знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности	Формулировка типового контрольного задания или иного материала, необходимого для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности
Знать: основные положения и методы исследования в химии	<p>1. Кто является автором физико-химической теории растворов?</p> <p>a) Вант Гофф b) Ломоносов М.И. c) Рауль d) Пруст + e) Менделеев Д.И. f) нет правильного ответа</p> <p>2. При каком ходе анализа соблюдают определенную последовательность выполнения аналитических операций и каждый ион обнаруживают после того, как удалены другие ионы, мешающие своим присутствием.</p> <p>a) Дробном b) Электрохимическом c) Спектральном +d) Систематическом e) Хроматографическом f) Нейтронно-активационном</p> <p>3. «Электрон обладает наименьшей энергией на той электронной подоболочке, где сумма квантовых чисел $n + l$ минимальна»</p> <p>1) правило Хунда 2) принцип Паули +3) правило Клечковского 4) принцип наименьшей энергии 5) правило Вант-Гоффа 6) закон Менделеева</p> <p>4. Алкалиметрия это:</p> <p>a) Вид гравиметрии b) Измерение объема + c) Метод титрования когда рабочий раствор щелочь d) Коэффициент поправки e) Фактор пересчета f) Метод титрования, когда рабочий раствор - кислота</p> <p>5. Ацидиметрия это:</p> <p>a) Одно из требований к осадителю</p>

	б) Аморфный осадок + с) Метод титрования, когда рабочий раствор - кислота d) Метод титрования, когда рабочий раствор щелочь e) Точка эквивалентности f) Фактор пересчета
Уметь: моделировать производственные ситуации и профессиональные задачи	6. Для чего служат бюретки? 1) для приготовления титрованных растворов и разбавления жидких проб +2) для измерения объема вытекающей жидкости 3) для переноса точного объема раствора из одного сосуда в другой 4) прокаливания осадка, высушивания и его промывания 5) выпаривания жидкостей досуха с последующим высушиванием осадка 7. Для чего служат пипетки? 1) для приготовления титрованных растворов и разбавления жидких проб 2) для измерения объема вытекающей жидкости 3) для охлаждения бюксов или тиглей +4) для переноса точного объема раствора из одного сосуда в другой 5) прокаливания осадка, высушивания и его промывания 8. Для чего служат мерные колбы? +1) для приготовления титрованных растворов и разбавления жидких проб 2) для охлаждения бюксов или тиглей, хранения гигроскопичных веществ 3) для переноса точного объема раствора из одного сосуда в другой 4) прокаливания осадка, высушивания и его промывания 5) выпаривания жидкостей досуха с последующим высушиванием осадка 9. Для чего служат фарфоровые тигли? 1) для приготовления титрованных растворов и разбавления жидких проб 2) для измерения объема вытекающей жидкости 3) для охлаждения бюксов или тиглей, хранения гигроскопичных веществ 4) для переноса точного объема раствора из одного сосуда в другой +5) прокаливания осадка, высушивания и его промывания 10. Для чего служат фарфоровые чашки? 1) для приготовления титрованных растворов и разбавления жидких проб 2) для измерения объема вытекающей жидкости 3) для охлаждения бюксов или тиглей, хранения гигроскопичных веществ 4) для переноса точного объема раствора из одного сосуда в другой +5) выпаривания жидкостей досуха с последующим высушиванием осадка 11. Для чего служат мерные цилиндры? 1) для охлаждения бюксов или тиглей, хранения гигроскопичных веществ 2) для переноса точного объема раствора из одного сосуда в другой 3) прокаливания осадка выпаривания жидкостей досуха с последующим высушиванием осадка +4) для приблизительного отмеривания раствора реагента 5) для взвешивания и хранения жидких и твердых веществ 12. Для чего нужны бюксы 1) для измерения объема вытекающей жидкости 2) для охлаждения бюксов или тиглей, хранения гигроскопичных веществ 3) для переноса точного объема раствора из одного сосуда в другой 4) для приблизительного отмеривания раствора реагента +5) для взвешивания и хранения жидких и твердых веществ 13. Нулевое деление бюретки расположено 1) внизу +2) вверху 3) сбоку 4) на кране 14. Бюретки со стеклянным краном применяют: 1) для титрования любыми растворами; +2) для титрования любыми растворами, кроме щелочей; 3) для титрования кислотами; 4) для титрования перманганатом калия; 5) для титрования раствором иода;
Навыки: применения теоретических знаний на практике	15. В какой цвет окрашивают пламя горелки ионы стронция? 1) алый +2) малиновый

	3) золотисто-желтый 4) яблочно-зеленый 5) фиолетовый 6) ярко-зеленый 16. В какой цвет окрашивают пламя горелки ионы бария? 1) алый 2) малиновый 3) золотисто-желтый +4) яблочно-зеленый 5) фиолетовый 6) ярко-зеленый 17. В какой цвет окрашивают пламя горелки ионы меди? 1) алый 2) малиновый 3) золотисто-желтый 4) яблочно-зеленый 5) фиолетовый +6) ярко-зеленый 18. В какой цвет окрашивают пламя горелки летучие соединения бора? 1) ярко-зеленый 2) красный 3) бледно-голубой 4) голубой +5) изумрудно-зеленый 6) кирпично-красный 19. В какой цвет, окрашивает пламя калийная селитра? 1) алый 2) малиновый 3) золотисто-желтый 4) яблочно-зеленый +5) фиолетовый 6) ярко-зеленый
--	---

4.4 ОК-11 - использованием основных законов неорганической и аналитической химии в профессиональной деятельности

Наименование знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности	Формулировка типового контрольного задания или иного материала, необходимого для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности
Знать: законы неорганической и аналитической химии	1. Формулировка какого закона звучит как - «В изолированной системе сумма масс и энергии постоянна»? + а) Закон сохранения энергии и массы b) Закон постоянства состава c) Закон Авогадро d) Закон кратных отношений e) Периодический закон f) Гей Люссака 2. Формулировка какого закона звучит как - «Любое вещество не зависимо от способа получения имеет один и тот же качественный и количественный состав»? a) Закон сохранения энергии и массы + b) Закон постоянства состава c) Закон Авогадро d) Закон кратных отношений e) Периодический закон f) Гей Люссака 3. Формулировка какого закона звучит как - «В равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул»? a) Закон сохранения энергии и массы b) Закон постоянства состава + c) Закон Авогадро d) Закон кратных отношений e) Периодический закон

	<p>f) Гей Люссака</p> <p>4. Первый закон термодинамики</p> <p>1) скорость химической реакции определяется энергией активации данной реакции</p> <p>2) физические величины, однозначно определяющие состояние системы, являются функциями состояния системы</p> <p>+3) сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой работы равна сообщенной теплоте</p> <p>4) в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул</p> <p>5. Математическое выражение первого закона термодинамики</p> <p>+1) $Q = \Delta U + A$</p> <p>2) $\Delta U = U_2 - U_1$</p> <p>3) $\Delta Q = - \Delta H$</p> <p>4) $\Delta H = \sum H_{\text{кон}} - \sum H_{\text{исх}}$</p> <p>5) $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$</p> <p>6. При стремлении температуры к абсолютному нулю, энтропия системы приближается к постоянному минимуму.</p> <p>1) закон Гесса</p> <p>2) следствие из закона Гесса</p> <p>+3) III закон термодинамики</p> <p>4) принцип Ле Шателье</p> <p>5) закон сохранения массы и энергии</p> <p>6) II закон термодинамики</p>
Уметь: решать задачи по неорганической и аналитической химии	<p>7. Чему равна нормальность раствора, полученного при растворении 100 г серной кислоты в 1 л воды</p> <p>1) 1</p> <p>2) 0,1</p> <p>3) 0,5</p> <p>+4) 2</p> <p>5) 3</p> <p>6) 0,2</p> <p>8. Сколько граммов серной кислоты содержится в 100 мл раствора, титр которого равен 0,004902 г/мл</p> <p>+1) 0,4902</p> <p>2) 4,902</p> <p>3) 0,9804</p> <p>4) 9,804</p> <p>5) 2,451</p> <p>6) 0,2451</p> <p>9. Титр раствора гидроксида калия равен 0,005576 г/мл. В 100 мл этого раствора содержится ... г вещества</p> <p>+1) 0,5576</p> <p>2) 5,576</p> <p>3) 0,1115</p> <p>4) 1,115</p> <p>5) 0,2788</p> <p>6) 2,788</p> <p>10. Сколько граммов гидроксида аммония содержится в 100 мл раствора, титр которого равен 0,017334 г/мл</p> <p>+1) 1,7334</p> <p>2) 17,334</p> <p>3) 0,17334</p> <p>4) 3,4668</p> <p>5) 0,34668</p> <p>6) 34,6681</p> <p>11. 12 г соли растворили в 500 мл воды. Титр полученного раствора равен, г/мл</p> <p>+1) 0,024</p> <p>2) 24</p> <p>3) 12</p> <p>4) 0,12</p> <p>5) 0,06</p> <p>6) 0,03184</p> <p>12. 20 г хлороводородной кислоты растворили в 1 л воды. Титр полученного</p>

	<p>раствора составляет, г/мл</p> <p>+1) 0,02</p> <p>2) 0,06244</p> <p>3) 0,2</p> <p>4) 0,126043</p> <p>5) 0,001277</p> <p>6) 0,12770</p> <p>13. 1,2 г серной кислоты растворили в 0,5 л воды. Титр полученного раствора, г/мл</p> <p>+1) 0,0024</p> <p>2) 0,024</p> <p>3) 0,008854</p> <p>4) 0,088541</p> <p>5) 0,048</p>
Навыки: применения законов химии в профессиональной деятельности	<p>14. pH желудочного сока = 3. Чему равна концентрация ионов водорода?</p> <p>a) 10^3</p> <p>+ b) 10^{-3}</p> <p>c) 10^4</p> <p>d) 10^5</p> <p>e) 10^9</p> <p>f) нет ответа</p> <p>15. Водородный показатель это:</p> <p>+ a) $-\lg[H^+]$</p> <p>b) $V_1/V_2 = C_{n2}/C_{n1}$</p> <p>c) $C_{n \text{ практ}}/C_{n \text{ теорет}}$</p> <p>d) $C_n \cdot V \cdot M(f_{\text{экв}}(X)X)$</p> <p>e) $T \cdot V$</p> <p>f) $T \cdot V \cdot M(f_{\text{экв}}(X)X)_{\text{экв}}/1000$</p> <p>16. При коррозии оцинкованного железа окисляется и восстанавливается соответственно:</p> <p>+1) Zn, O₂</p> <p>2) Fe, O₂</p> <p>3) Zn⁺², Fe</p> <p>4) Zn, Fe⁺²</p> <p>5) Fe⁺², Fe⁺³</p> <p>6) H₂O, Zn</p> <p>17. Вещество, применяемое при обработке (посоле) мяса и мясных продуктов, для сохранения красного цвета, окрашивает пламя горелки в фиолетовый цвет.</p> <p>1) NaCl</p> <p>2) CuSO₄</p> <p>3) FeCl₃</p> <p>+4) KNO₃</p> <p>5) Na₂CO₃</p> <p>6) CaCO₃</p>

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

Методические материалы представлены в приложении 1 к РПД, а также в Положении о текущем контроле успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся, утвержденном решением ученого совета университета от 22 января 2014 г., протокол № 5.

Разработал:
доцент кафедры химии

Р.З. Мустафин