

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ВГУ»)

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
общей и неорганической химии



проф. Семенов В.Н.
21.06.2018

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.8 Химия

- 1. Код и наименование направления подготовки/специальности:** 05.03.01 Геология
- 2. Профиль подготовки/специализация:** Геохимия
- 3. Квалификация (степень) выпускника:** бакалавр
- 4. Форма обучения:** заочная
- 5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины:** кафедра общей и неорганической химии
- 6. Составители программы:**
Самофалова Татьяна Владимировна, ассистент кафедры общей и неорганической химии, кандидат химических наук
- 7. Рекомендована:** НМС химического факультета 24.05.2018, протокол № 5
- 8. Учебный год:** 2018/19, 2019/20 **Семестр(ы):** 1, 2, 3

9. Цели и задачи учебной дисциплины: Целью данного курса является изучение общетеоретических основ химии и избранных вопросов неорганической химии. Изучение химии необходимо для развития у студентов естественнонаучного мышления, формирования современных представлений о веществе и химических реакциях, о свойствах элементов и их соединений на основе положений общей химии. Понимание и использование законов химии исключительно важно при решении современных научно-технических (в том числе экологических) проблем, позволяет анализировать и объяснять процессы, происходящие в литосфере, гидросфере и атмосфере.

Задачи дисциплины: изучение основных законов и теорий химии, свойств химических элементов, простых веществ и сложных химических соединений, полученных в результате химического синтеза или выделенных из природных объектов.

10. Место учебной дисциплины в структуре ООП: дисциплина относится к базовой части блока Б1 (шифр дисциплины в соответствии с РУП – Б1.Б.8).

Дисциплина изучается на 1 и 2 курсах (семестры 1, 2, 3), предшествующих дисциплин ВО не имеет и базируется на знаниях по химии, физике, математике в объеме федерального компонента государственного стандарта основного общего образования. Студенты должны знать основные классы неорганических соединений, общие закономерности изменения свойств веществ, уметь составлять электронные формулы элементов, проводить простейшие стехиометрические расчеты, составлять уравнения химических реакций.

Полученные знания студенты должны уметь использовать при последующем изучении дисциплин: Экология, Геохимия, Минералогия с основами кристаллографии.

11. Планируемые результаты обучения по дисциплине/модулю (знания, умения, навыки), соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы (компетенциями выпускников):

Компетенция		Планируемые результаты обучения
Код	Название	
ОПК-3	Способность использовать в профессиональной деятельности базовые знания математики и естественных наук	<p><u>знать:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – фундаментальные законы и теории химии; – теорию строения вещества; – основы химической термодинамики и кинетики; – теорию растворов; – закономерности изменения свойств химических элементов в зависимости от их положения в Периодической системе; – строение и химические свойства важнейших химических соединений; <p><u>уметь:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – использовать основные понятия и законы химии, – проводить расчеты по формулам; – безопасно работать с химическими веществами; <p><u>владеть:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из Периодического закона и Периодической системы элементов; - навыками обращения с химической посудой, реактивами и оборудованием

12. Объем дисциплины в зачетных единицах/час (в соответствии с учебным планом) — 4/144.

Форма промежуточной аттестации – экзамен

13. Виды учебной работы

Вид учебной работы	Трудоемкость			
	Всего	По семестрам		
		1 сем.	2 сем	3 сем.
Аудиторные занятия				
в том числе: лекции	10	4	4	2
практические	-	-	-	-
лабораторные	12	6	6	-
Самостоятельная работа	113	62	26	25
Форма промежуточной аттестации	Экзамен	–	–	Экзамен
Итого:	135	72	36	27

13.1. Содержание дисциплины

п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины
1. Лекции		
1.1	Предмет химии. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии.	<p>Определение химии и ее задачи. Место химии в ряду естественных наук. Химия и окружающая среда. Распространенность и формы нахождения химических элементов в природе.</p> <p>Фундаментальные законы и теории: закон сохранения массы и энергии, Периодический закон, теория химического строения.</p> <p>Химический элемент. Простое вещество. Сложное химическое соединение. Газовые законы. Число Авогадро. Моль и молярная масса. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Фаза. Постоянный и переменный химический состав. Стехиометрические законы химии. Ограниченный характер и границы применимости стехиометрических законов.</p>
1.2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	<p>Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резерфорда. Теория Бора. Современные представления о строении атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Понятие о квантовой механике. Атомные орбитали. Квантовые числа. Многоэлектронные атомы. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда).</p> <p>Строение атомов и периодическая система</p>

		<p>химических элементов. Структура периодической системы. Особенности электронного строения и расположение в периодической системе s -, p -, d-, f – элементов. Современная формулировка периодического закона и его физический смысл. Значение периодического закона.</p> <p>Закономерности изменения атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону в периодах и группах.</p>
1.3	Теория химической связи	<p>Развитие представлений о химической связи. Основные характеристики связи (энергия, длина, направленность). Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Кратные связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Максимальная валентность (ковалентность) элементов.</p> <p>Ионная связь как одна из составляющих реальной химической связи, ее свойства. Степень окисления элементов.</p> <p>Металлическая связь и ее природа. Свойства металлической связи.</p> <p>Водородная связь. Влияние межмолекулярной и внутримолекулярной водородной связи на свойства веществ.</p> <p>Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.</p>
1.4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	<p>Скорость химических реакций и факторы, от которых она зависит. Закон действующих масс. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации реакции. Катализ и катализаторы. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Энтальпия. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.</p>
1.5	Растворы	<p>Определение растворов. Растворы жидкие, твердые, газообразные. Растворение как физико-химический процесс. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты, гидраты, кристаллогидраты. Концентрация растворов и способы её выражения (массовая доля, объемная доля, молярная доля, молярная концентрация, моляльная концентрация). Растворимость, факторы, влияющие на величину растворимости. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.</p> <p>Понятие об идеальном растворе. Законы идеальных растворов. Давление насыщенного пара. Закон Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия.</p>

		<p>Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа.</p> <p>Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень ионизации. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разведения Оствальда. Изотонический коэффициент Вант - Гоффа.</p> <p>Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды.</p> <p>Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах.</p> <p>Обменные реакции между ионами. Условия необратимости ионных реакций. Произведение растворимости. Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень и константа гидролиза. Факторы, влияющие на гидролитическое равновесие.</p>
1.6	Окислительно - восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	<p>Окисление и восстановление как единый процесс. Типы окислительно-восстановительных реакций. Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и метод полуреакций (ионно-электронного баланса).</p> <p>Гетерогенные реакции в растворах. Электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений. Гальванические элементы. Направленность окислительно-восстановительных реакций. Электролиз расплавов и водных растворов солей.</p>
1.7	Комплексные соединения	<p>Соединения первого и высшего порядка. Комплексные соединения и двойные соли. Структура комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости. Химическая связь в комплексных соединениях (по МВС).</p>
1.8	Характеристика элементов и их соединений	<p>Периодический закон как основа систематики химических элементов. Металлы и неметаллы в Периодической системе. Общие свойства металлов. Общие свойства неметаллов. Характеристика свойств элементов в соответствии с их положением в Периодической системе.</p> <p>Водород. Уникальное положение водорода в Периодической системе, его физические и химические свойства. Получение водорода. Вода. Пероксид водорода.</p> <p>Металлы IA, IIA-групп: химические свойства и методы получения. Жесткость воды и методы ее устранения.</p>

		<p>Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения и их свойства. Обзор свойств d-металлов. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения. Химия благородных металлов. Физические и химические свойства углерода и кремния. Оксиды углерода и кремния. Проблема «парникового эффекта». Угольная кислота и ее соли (карбонаты и гидрокарбонаты). Азот и его соединения (аммиак, оксиды азота, азотная и азотистая кислоты). Проблема загрязнения окружающей среды соединениями азота. Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода. Проблема разрушения озонового слоя Земли. Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли. Проблема загрязнения окружающей среды соединениями серы. Общая характеристика галогенов. Особенности химии фтора. Галогеноводородные кислоты и их соли. Кислородсодержащие кислоты хлора.</p>
2. Лабораторные работы		
3.1	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	Скорость химических реакций. Влияние различных факторов на скорость химической реакции. Химическое равновесие. Влияние различных факторов на химическое равновесие.
3.2	Растворы	Общие свойства растворов. Гидролиз солей
3.3.	Окислительно - восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	Окислительно - восстановительные реакции
3.4	Комплексные соединения	Комплексные соединения
3.5	Характеристика элементов и их соединений	Свойства соединений s- и sp - элементов IA-VIIIA групп Свойства соединений d- элементов IB-VIIIB групп

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (часов)				Всего
		Лекции	Практические	Лабораторные	Самостоятельная работа	
1	Предмет химии. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические	1		-	10	11

	законы химии.					
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	1		-	13	14
3	Теория химической связи	2		-	15	17
4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	2		2	15	19
5	Растворы	2		2	15	19
6	Окислительно - восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	-		2	10	12
7	Комплексные соединения	2		2	10	14
8	Характеристика элементов и их соединений	-		4	25	29
	Итого:	10	-	12	113	135

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины: работа с конспектами лекций, учебной литературой и учебно-методическими материалами, выполнение заданий текущей аттестации

15. Перечень основной и дополнительной литературы, ресурсов интернет, необходимых для освоения дисциплины

а) основная литература:

№ п/п	Источник
1	Коровин Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. - М.: Высш. шк., 2007.- 556 с.
2	Общая химия. Теория и задачи: учебное пособие / [Н.В. Коровин и др.]; под ред. Н.В. Коровина и Н.В. Кулешова. – Санкт-Петербург, Москва, Краснодар : Лань, 2014. – 490 с.
3	Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М. : Юрайт, 2013. – 900 с.
4	Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубинной. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с.
5	Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубинной. – М. : Интеграл-Пресс, 2009. – 240 с.
6	Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бобкова. – М. :Юрайт, 2014. – 236 с.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
7	Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М. : КноРус, 2009. – 746 с.

8	Угай Я.А. Общая и неорганическая химия / Я.А. Угай. – М. : Высш. шк., 2007. - 526 с.
9	Гончаров Е.Г. Общая химия / Е.Г. Гончаров, Ю.П. Афиногенов, А.М. Ховив. – Воронеж: изд-во Воронежского госуниверситета, 2010. – 401 с.
10	Химия биогенных элементов / Ю.П. Афиногенов, Е.Г. Гончаров, А.М. Ховив, И.А. Бусыгина. – Воронеж: ИПЦ ВГУ, 2010. – 438 с.

в)информационные электронно-образовательные ресурсы (официальные ресурсы интернет)*:

№ п/п	Ресурс
1.	www.lib.vsu.ru
2.	www.plib.ru/library/
3.	http://rushim.ru/books/books.htm

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы

№ п/п	Источник
1	<i>Гончаров Е. Г. Современная химическая атомистика в курсе общей химии. – Учебно-методическое для ВУЗов / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, А. М. Ховив. – Воронеж : ИПЦ ВГУ – 2008г. – 18с.</i>
2	<i>Гончаров Е. Г. Химическая кинетика в курсе неорганической химии. Учебно-методическое пособие для ВУЗов. – Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2008г. – 17с.</i>
3	<i>Гончаров Е. Г. Химическая термодинамика в курсе неорганической химии. Учебно-методическое пособие для ВУЗов – Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2008г. – 29с.</i>

17. Информационные технологии, используемые для реализации учебной дисциплины, включая программное обеспечение и информационно-справочные системы (при необходимости)

18. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Стандартное оборудование химической лаборатории (вытяжной шкаф, газовые горелки, мойка, сушильный шкаф, средства пожаротушения). Химические реактивы, химическая посуда, лабораторное оборудование (весы электронные, рН-метр, электрическая водяная баня, штативы, асбестированные сетки, тигельные щипцы и т.п.).Плакаты: Периодическая система химических элементов, таблица растворимости, ряд напряжений металлов. Шаростержневые модели кристаллических решеток.

19. Фонд оценочных средств:

Перечень компетенций с указанием этапов формирования и планируемых результатов обучения

Код и содержание компетенции (или ее части)	Планируемые результаты обучения (показатели достижения заданного уровня освоения компетенции посредством формирования знаний, умений, навыков)	Этапы формирования компетенции (разделы (темы) дисциплины или модуля и их наименование)	ФОС* (средства оценивания)
ОПК-3	<u>Знать:</u> – фундаментальные законы и теории химии; – теорию строения вещества; – основы химической термодинамики и кинетики; – теорию растворов; – закономерности изменения свойств химических элементов в зависимости от их положения в Периодической системе; – строение и химические свойства важнейших химических соединений	1.1. Предмет химии. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии. 1.2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева 1.3. Теория химической связи 1.4. Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики. 1.5. Растворы 1.8. Характеристика элементов и их соединений	Устный опрос. Контрольные работы № 1, 2
	<u>Уметь:</u> – использовать основные понятия и законы химии; - проводить расчеты по формулам и уравнениям химических реакций; – безопасно работать с химическими веществами	1.1. Предмет химии. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии. 1.4. Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики. 1.5. Растворы	Устный опрос. Контрольная работа № 2
	<u>Владеть:</u> - навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из Периодического закона и Периодической системы элементов; - навыками обращения с химической посудой, реактивами и оборудованием	1.2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева 1.3. Теория химической связи 1.8. Характеристика элементов и их соединений	Устный опрос. Контрольная работа № 1. Оформление лабораторных работ
Промежуточная аттестация			КИМ

* В графе «ФОС» в обязательном порядке перечисляются оценочные средства текущей и промежуточной аттестаций.

19.2 Описание критериев и шкалы оценивания компетенций (результатов обучения) при промежуточной аттестации

Для оценивания результатов обучения на экзамене используются следующие показатели:

- знание учебного материала и владение понятийным аппаратом общей и неорганической химии;
- умение иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований;
- умение применять теоретические знания для решения практических задач.

Для оценивания результатов обучения на экзамене используется 4-балльная шкала: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

Соотношение показателей, критериев и шкалы оценивания результатов обучения.

Критерии оценивания компетенций	Уровень сформированности компетенций	Шкала оценок
<i>Обучающийся в полной мере владеет хорошо владеет теоретическим материалом: четко формулирует определения, законы, понимает их суть, правильно записывает все основные формулы, применяет их к решению практических задач, приводит примеры. На основании положения элемента в периодической системе дает характеристику основных физико-химических свойств элемента и соответствующих простых и сложных соединений. Знает основные закономерности изменения кислотно-основных характеристик и окислительно-восстановительной активности элементов в периодах и группах периодической системы. Понимает генетическую связь между различными классами химических соединений. Знает основные способы получения и области применения важнейших неорганических соединений, их химические свойства.</i>	<i>Повышенный уровень</i>	<i>Отлично</i>
<i>То же, что для оценки «отлично», но студент допускает неточности в формулировках, несущественные ошибки в написании формул или уравнений реакций, отвечает не на все дополнительные вопросы.</i>	<i>Базовый уровень</i>	<i>Хорошо</i>
<i>Студент не знает некоторые разделы курса; допускает многочисленные ошибки при написании формул и уравнений химических реакций, но способен их исправить. Понимает основные закономерности, но с трудом применяет их к решению практических задач.</i>	<i>Пороговый уровень</i>	<i>Удовлетворительно</i>
<i>Студент не приобрел никаких новых знаний сверх школьной программы химии, либо эти знания фрагментарны.</i>	<i>–</i>	<i>Неудовлетворительно</i>

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

19.3.1. Перечень вопросов к экзамену

1. Фундаментальные теории и законы химии: атомно-молекулярная теория; закон сохранения массы и энергии; Периодический закон; теория химического строения.

2. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Простые и сложные химические соединения. Фаза как носитель свойств вещества, не обладающего молекулярной структурой. Аллотропия и полиморфизм.

3. Стехиометрические законы химии (закон кратных отношений, закон постоянства состава и свойств). Ограниченный характер и границы применимости стехиометрических законов.

4. Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резерфорда. Теория Бора.

5. Основы квантово-механического описания строения атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа.

6. Основные правила заполнения орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда).

7. Периодический закон Д.И. Менделеева, его современная формулировка и физический смысл. Строение периодической системы элементов.

8. Химическая связь, ее основные характеристики (энергия, длина, направленность).

9. Представление о ионной связи.

10. Ковалентная связь: обменный и донорно-акцепторный механизмы образования; свойства связи. Представление о кратных связях.

11. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул (на примере соединений с sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизацией орбиталей центрального атома).

12. Металлическая связь. Физические свойства простых и переходных металлов, обусловленные особенностями металлической связи.

13. Водородная связь.

14. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса).

15. Соединения первого и высшего порядка. Комплексные соединения и двойные соли. Номенклатура комплексных соединений.

16. Классификация комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости.

17. Современные представления о химической связи в комплексных соединениях (метод валентных связей).

18. Термодинамические системы: открытые, закрытые, изолированные. Функции состояния. Внутренняя энергия, энтальпия. Первое начало термодинамики.

19. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него.

20. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.

21. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние химического равновесия. Константа равновесия. Принцип Ле - Шателье.

22. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Закон действующих масс.

23. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации реакции.

24. Катализ. Принцип действия катализаторов и ингибиторов.

25. Виды дисперсных систем. Газообразные, жидкие, твердые растворы. Растворение как физико-химический процесс. Сольваты, гидраты.

26. Ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов.

27. Понятие об идеальном растворе. Закон Рауля и следствия из него (повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем).

28. Осмос и осмотическое давление.

29. Теория электролитической ионизации. Степень и константа ионизации. Сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа.

30. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерные гидроксиды.

31. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН), гидроксильный показатель (рОН).

32. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на степень гидролиза соли.

33. Производство растворимости. Условия образования и растворения осадка.
34. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Типичные окислители и восстановители. Метод электронного баланса.
35. Гетерогенные реакции в растворах. Стандартные электродные потенциалы металлов. Ряд напряжений металлов.
36. Электролиз расплавов и водных растворов солей.
37. Металлы и неметаллы в периодической системе. Общие свойства металлов. Общие свойства неметаллов.
38. Водород. Положение в Периодической системе, физические и химические свойства. Методы получения водорода.
39. Щелочные металлы. Химические свойства и методы получения.
39. Щелочные металлы. Химические свойства и методы получения.
40. Щелочно-земельные металлы и их соединения.
41. Бор: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
42. Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
43. Физические и химические свойства углерода. Оксиды углерода и кремния. Угольная кислота и ее соли.
44. Физические и химические свойства кремния. Оксиды кремния. Кремниевая кислота и ее соли.
45. Фосфор и его важнейшие соединения (оксиды фосфора, фосфорная и фосфористая кислота). Получение и химические свойства.
46. Азот и его важнейшие соединения (аммиак, оксиды азота, азотная кислота). Получение аммиака и азотной кислоты.
47. Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода.
48. Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли.
49. Общая характеристика галогенов. Особенности химии фтора.
50. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
51. Галогеноводородные кислоты и их соли.
52. Общая характеристика подгруппы меди.
53. Хром и его соединения.
54. Марганец и его соединения.
55. Железо и его соединения

19.3.2. Перечень заданий для контрольных работ

Задания для контрольной работы № 1

1. Напишите названия следующих веществ: CaOHCl , H_2CrO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
2. Напишите формулы соединений: оксид алюминия, гидроксид магния, хлорид аммония, нитрит натрия, гидроксохлорид кальция. К какому классу относится каждое из этих соединений?
3. Изобразите структурные (графические) формулы соединений: H_2CO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, HNO_2 .
4. При взаимодействии 0,91 г некоторого металла с соляной кислотой выделилось 0,314 л (н. у.) водорода. Определите этот металл.
5. Сколько молекул содержится в 98 г серной кислоты?
6. Какой объем при температуре 27°C и давлении $1 \cdot 10^5$ Па занимает газ массой 1 г, если значение его относительной плотности по водороду равно 32?
7. Чему равны массовые доли элементов в соединениях NH_3 и NO_2 ?
8. Какие виды химической связи вам известны? Дайте краткую характеристику каждой из них.
9. В чем состоит сущность метода валентных связей?

10. Какая связь называется полярной? Приведите примеры полярных и неполярных молекул.
11. Какими магнитными свойствами обладает молекула O_2 (парамагнитными или диамагнитными)? Поясните свой ответ.
12. Объясните, почему вода плотнее льда?
13. Какие существуют типы гибридизации? Приведите примеры.
14. Как изменяются радиус атома и электроотрицательность элементов в группах и периодах?
15. Составьте электронные формулы атома Zn и ионов Mg^{2+} и S^{2-} .
16. Составьте электронные формулы атома Si и ионов Sn^{4+} и Br^- .
17. В чем сущность принципа наименьшей энергии? Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4s$ или $3d$, $5s$ или $4d$? Почему?
18. Сформулируете периодический закон. В чем состоит физический смысл периодического закона?
19. Какие квантовые числа вам известны? Дайте краткую характеристику каждому из них.
20. Что такое s-, p-, d-, f – элементы? Каково их расположение в Периодической системе элементов? Каковы максимальные емкости периодов?
21. Исходя из положения элементов в периодической системе, объясните, у какого из гидроксидов основные свойства выражены в большей степени: а) NaOH или KOH; б) NaOH или $Mg(OH)_2$.

Задания для контрольной работы № 2

1. Две реакции протекают при $25^\circ C$ с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, а второй – 3. Найти отношение скоростей этих реакций при $65^\circ C$.
2. При повышении температуры от 20 до $60^\circ C$ скорость некоторой реакции увеличилась в 81 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости этой реакции?
3. В системе установилось равновесие $CO_2 + H_2 \leftrightarrow CO + H_2O - Q$. Как надо изменить концентрацию веществ, давление и температуру, чтобы увеличить выход продуктов реакции?
4. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ и не смещается равновесие системы $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$? Напишите выражения для константы равновесия каждой из данных систем.
5. Окисление серы и ее диоксида протекают по уравнениям:
 а) $S(к) + O_2(г) = SO_2(г)$;
 б) $2SO_2(г) + O_2(г) = 2SO_3(г)$.
 Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?
6. Как изменится скорость газофазной реакции $4H_2 + 2NO_2 = 4H_2O + N_2$ при увеличении общего давления в системе в 2 раза?
7. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 27 раз при $\gamma = 3$?
8. Объясните, будет энтропия системы увеличиваться или уменьшаться в ходе протекания следующих реакций:
 а) $2 NO(г.) + O_2(г) = 2 NO_2(г)$;
 б) $SO_2(г) + 2 H_2S(г) = 2 S(т.) + 2 H_2O(ж)$.
9. Исходя из уравнения реакции $CH_3OH(ж.) + 3/2 O_2(г.) = CO_2(г.) + H_2O(ж.)$, $\Delta H^\circ = -726,5$ кДж, вычислить стандартную энтальпию (ΔH°_{298}) образования метилового спирта.
 $\Delta H^\circ_{298} CO_2(г.) = -393,5$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{298} H_2O(ж.) = -285,8$ кДж/моль.

10. Сколько миллилитров концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл), содержащей 38% (масс.) HCl, нужно взять для приготовления 1 л 2 М раствора?
11. Имеются растворы с $\text{pH}=7$ и $\text{pH}=5$. В каком из этих растворов больше концентрация ионов водорода и во сколько раз?
12. Чему равна концентрация гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен 10,8?
13. Рассчитать молярную концентрацию 2-моляльного раствора серной кислоты плотностью 1,25 г/мл.
14. Найти молярную концентрацию и мольную долю сахарозы в растворе, содержащем 510 г воды и 65 г сахарозы.
15. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20 %-ного (по массе) раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?
16. Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 граммах диэтилового эфира, кипит при $36,86^\circ\text{C}$, тогда как чистый эфир кипит при $35,60^\circ\text{C}$. Определить молекулярную массу растворенного вещества ($K_{\text{эб}} = 2,02$).
17. Осмотическое давление раствора, в 250 мл которого содержится 3 г сахара, при 12°C равно 83,14 кПа. Определите молярную массу сахара.
18. При растворении 2,76 г глицерина в 200 г воды температура замерзания понизилась на 0,279 градуса. Определите молярную массу глицерина ($K_{\text{кр}} = 1,86$).
19. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, CH_3COORb , Na_2SO_3 .
20. К раствору сульфата натрия Na_2SO_4 добавили NaOH. Объясните, в какую сторону сместится равновесие реакции гидролиза?
21. К раствору ZnCl_2 добавили следующие вещества: а) HCl; б) KOH; в) K_2CO_3 . В каких случаях гидролиз усилится? Почему? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

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

Оценка знаний, умений и навыков, характеризующая этапы формирования компетенций в рамках изучения дисциплины осуществляется в ходе текущей и промежуточной аттестаций.

Текущая аттестация проводится в соответствии с Положением о текущей аттестации обучающихся по программам высшего образования Воронежского государственного университета. Текущая аттестация проводится в форме письменных контрольных работ и практико-ориентированных заданий. Критерии оценивания приведены выше.

Промежуточная аттестация проводится в соответствии с Положением о промежуточной аттестации обучающихся по программам высшего образования.

Контрольно-измерительные материалы промежуточной аттестации включают в себя теоретические вопросы, позволяющие оценить уровень полученных знаний и практическое задание, позволяющее оценить степень сформированности умений и навыков.

При оценивании используются качественные шкалы оценок. Критерии оценивания приведены выше.