

**МИНОБРНАУКИ РОССИИ**  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ. БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ.  
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
**БЕЛГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ им.  
В.Г.ШУХОВА**  
(БГТУ им. В.Г. Шухова)



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**

дисциплины

**Химия**

специальность:

**23.05.01 - Наземные транспортно-технологические средства**

специализация:

**Подъемно-транспортные,  
строительные дорожные средства и  
оборудование**

Квалификация

**Инженер**

Форма обучения

**очная**

**Институт:** Химико-технологический институт

**Кафедра:** Теоретической и прикладной химии

Белгород - 2016

Рабочая программа составлена на основании требований:

- Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по специальности 23.05.01 Наземные транспортно-технологические средства, утвержденный приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «11» августа 2016 г. № 1022
- плана учебного процесса БГТУ им. В.Г. Шухова, введенного в действие в 2016 году.

Составитель: к.т.н., доцент  П.В. Матюхин

Рабочая программа согласована с выпускающей кафедрой «Подъемно-транспортные и дорожные машины»

И.о. заведующего кафедрой: Д.т.н., доцент  А.А. Романович

« 31 » августа 2016 г.

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры

« 13 » сентября 2016 г., протокол № 2

Заведующий кафедрой: д.т.н., профессор  В.И. Павленко

Рабочая программа одобрена методической комиссией института

« 15 » сентября 2016 г., протокол № 1

Председатель к.т.н., доцент  Л.А. Порожнюк

# 1. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование следующих компетенций:

Формируемые компетенции			Требования к результатам обучения
№	Код компетенции	Компетенция	
Общекультурные			
1	ОПК-4	Способность к самообразованию и использованию в практической деятельности новых знаний и умений, в том числе в областях знаний, непосредственно не связанных со сферой профессиональной деятельности.	<p>В результате освоения дисциплины обучающийся должен</p> <p><b>Знать:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– основы организации и методы самостоятельной работы, особенности интеллектуального труда студента на различных видах аудиторных занятий, химические элементы и их соединения, методы и средства химического исследования веществ и их превращений.</li> </ul> <p><b>Уметь:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– работать с источниками учебной информации, пользоваться ресурсами библиотеки (в том числе электронными), образовательными ресурсами Интернет; проводить расчеты концентрации растворов различных соединений, определять изменение концентраций при протекании химических реакций, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ.</li> </ul> <p><b>Владеть:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– навыками выбора способа представления информации в соответствии с учебными задачами; приемами поиска информации; навыками выполнения основных химических лабораторных операций, методами определения pH растворов определения концентраций в растворах, методами синтеза неорганических и простейших органических соединений.</li> </ul>

## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Содержание дисциплины основывается и является логическим продолжением следующих дисциплин:

№	Наименование дисциплины
1	Базовый школьный курс химии

Содержание дисциплины служит основой для изучения следующих дисциплин:

№	Наименование дисциплины
1	Технология конструкционных материалов (классификация материалов; строение металлов; формирование структуры и металлов и сплавов при кристаллизации, пластических деформациях; влияние нагрева на структуру и свойства деформированного металла; механические свойства металлов и сплавов; конструкционные металлы и сплавы; основы теории и технологии термической обработки стали; основы современных способов получения материалов и изделий с заданным уровнем эксплуатационных свойств)
2	Эксплуатация, ремонт и испытания ПТСДСиО (гомологические ряды органических соединений (высокомолекулярные соединения), их классификация)

### 3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зач. единиц, 180 часов.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр № 2	Семестр № 3
Общая трудоемкость дисциплины, час	180	90	90
<b>Аудиторные занятия, в т.ч.:</b>	68	34	34
лекции	34	17	17
лабораторные	34	17	17
практические			
<b>Самостоятельная работа студентов, в том числе:</b>	112	56	56
Курсовой проект			
Курсовая работа			
Расчетно-графическое задания			
Индивидуальное домашнее задание			
<i>Другие виды самостоятельной работы</i>	76	56	20
Форма промежуточная аттестация (зачет)		зачет	
Форма промежуточная аттестация (экзамен)	36		36

## 4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### 4.1. Содержание лекционных занятий

Наименование тем, их содержание и объем

Курс 1 Семестр 2

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
<b>1. Классификация, свойства химических элементов. Периодичность свойств элементов</b>					
	Простое вещество и химический элемент. Сложное вещество, характер и виды химической связи. Важнейшие неорганические соединения, номенклатура. Металлы, получение, свойства, применение в технике. Неметаллы, свойства, применение, важнейшие соединения. Химические свойства и получение оксидов, гидроксидов, кислот, солей. Связь между классами неорганических соединений. Периодичность свойств элементов.	3		5	10
<b>2. Основные законы химии</b>					
	Основные понятия. Моль и эквивалент. Расчет массового состава. Газовые законы (закон кратных и объемных отношений, закон Авогадро, закон парциальных давлений, закон Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, объединенный закон, уравнение Менделеева-Клапейрона). Стехиометрические законы (закон постоянства и сохранения массы, закон эквивалентов).	2		4	6
<b>3. Общие закономерности осуществления химических процессов</b>					
	Основные понятия термодинамики. Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Функции состояния системы: энтальпия, энтропия, энергия Гиббса. Направленность химических процессов. Основные понятия химической кинетики. Скорость химической реакции в гомогенных и гетерогенных системах. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса, правило Вант-Гоффа. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	4		8	14
<b>4. Теоретические основы описания свойств растворов</b>					
	Растворы. Коллигативные свойства растворов. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Способы выражения концентраций растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Теория элект-	4			14

	тролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Связь между изотоническим коэффициентом и степенью диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Правило Бертолле-Михайленко. Условия протекания ионно-обменных реакций. Ионное произведение воды, водородный показатель. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Типы гидролиза. Константа и степень гидролиза. Расчет рН кислот, оснований, солей.				
5. Окислительно-восстановительные свойства веществ					
	Степень окисления элементов. Окисление и восстановление, окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций. Направление протекания ОВР. Способы уравнивания редокс-реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный). Химические источники электрической энергии. Схема гальванического элемента. Уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов. Теоретические основы электролиза. Законы электролиза.	2			6
6. Процессы, протекающие в электрохимических системах					
	Коррозия металлов. Химическая (газовая) и электрохимическая коррозия металлов. Структура металлов и сплавов, ее влияние на коррозионные процессы. Влияние внутренних и внешних факторов на скорость химической коррозии. Термодинамика коррозионных разрушений. Методы защиты от коррозии.	1			3
7. Высокомолекулярные соединения					
	Химия высокомолекулярных соединений (органических, неорганических и элементоорганических). Органические и неорганические полимеры, методы получения, строение, свойства. Олигомеры. Биополимеры. Комплементарность.	1			3
	Итого	17		17	56

### Курс 2 Семестр 3

№ п/п	Наименование раздела (краткое содержание)	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, час.			
		Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	Самостоятельная работа
8. Строение атома и виды химической связи					
	Электронное строение атомов и молекул и периодическая система химических элементов. Двойственная природа атома. Атомные орбитали. Квантовые числа. Правила построения многоэлектронных атомов: принцип Паули, правила Клечковского и Хунда. Причины образования химической связи. Виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Свойства ко-	2			3

	валентной связи и механизмы ее образования. Основные характеристики химической связи. Насыщаемость, полярность и направленность ковалентной связи. Ковалентность и координационное число атомов. Делокализация связей. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Основные положения метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Определение кратности связи. Электроотрицательность атомов. Межмолекулярные взаимодействия.				
9. Химия <i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i> -элементов и их соединений					
	Свойства элементов I-A- IV-A группы. Распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Свойства бора и алюминия. Распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Особенности строения атома углерода и его аллотропные модификации. Свойства подгруппы германия. Распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Свойства мышьяка, сурьмы, висмута. Важнейшие соединения, распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Свойства серы, селена и теллура, их кислородные соединения. Распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления. Физические и химические свойства. Общие свойства <i>d</i> -металлов. Валентность и степень окисления. Физические и химические свойства, распространенность, получение, применение.	5		5	5
10. Свойства важнейших классов органических соединений					
	Теория строения органических соединений, их классификация и номенклатура. Типы изомерии. Связь химических свойств со структурой молекул. Углеводороды (насыщенные, ненасыщенные, ароматические, алициклические). Спирты. Карбоновые кислоты. Альдегиды и кетоны.	4		4	4
11. Строение и свойства координационных соединений					
	Классификация, номенклатура, структура. Понятие о центральном атоме, лигандах, внешней и внутренней координационных сферах, заряде комплексных частиц. Константы устойчивости и нестойкости. Образование комплексов. Способы получения и разрушения комплексных соединений.	2		4	4
12. Коррозия металлических конструкций и оборудования					
	Структура металлов и ее влияние на коррозионные процессы. Свойства и коррозионная стойкость конструкционных металлов. Физические свойства сплавов. Коррозия сплавов. Легирование сталей как способ повышения коррозионной стойкости металлических конструкций и оборудования.	4		4	4
	Итого	17		17	20



## 4.2. Содержание практических (семинарских) занятий

Практические (семинарские) занятия при изучении дисциплины не предусмотрены учебным планом.

## 4.3. Содержание лабораторных занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема лабораторного занятия	К-во часов	К-во часов СРС
1	2	3	4	5
<b>Семестр № 2</b>				
1	Классификация, свойства химических элементов. Периодичность свойств элементов	Техника безопасности и правила работы в лаборатории. Кислотно-основные свойства важнейших классов неорганических соединений	5	10
2	Основные законы химии	Эквивалент и молярная масса эквивалента элемента.	4	6
3	Общие закономерности осуществления химических процессов	Определение тепловых эффектов химических процессов	4	7
4	Общие закономерности осуществления химических процессов	Химическая кинетика и химическое равновесие	4	7
ИТОГО:			17	30
<b>Семестр № 3</b>				
5	Химия <i>s</i> , <i>p</i> , <i>d</i> -элементов и их соединений	Свойства растворов. Расчеты концентраций растворов.	5	5
6	Свойства важнейших классов органических соединений	Ионные равновесия в растворах электролитов. Определение pH растворов, гидролиз солей.	4	4
7	Строение и свойства координационных соединений	Окислительно-восстановительные свойства элементов.	4	4
8	Коррозия металлических конструкций и оборудования	Электрохимические процессы. Коррозия металлов. Химические свойства металлов.	4	4
ИТОГО:			17	17

## 5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ, ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ИТОГАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

### 5.1. Перечень типовых вопросов (типовых заданий)

#### Задания для проведения текущего контроля

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание вопросов (типовых заданий)
1	2	3
<b>2 семестр</b>		
<b>1-я аттестация</b>		
1	Классификация, свойства химических элементов. Периодичность свойств элементов	<p>Напишите формулы соединений и их графические формулы: оксид азота (V), гидроксид олова (IV), сернистая кислота, ортофосфат меди (II), гидроортосиликат кальция, нитрат гидроксиалюминия.</p> <p>Напишите формулы оксидов, соответствующие гидроксидам <math>\text{H}_2\text{SiO}_3</math>, <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Al}(\text{OH})_3</math>. Укажите кислотно-основные свойства оксидов и подтвердите химическими реакциями.</p> <p>Закончите уравнение реакций:  <math>\text{MgO} + \text{P}_2\text{O}_5 =</math>; <math>\text{K}_2\text{O} + \text{HCl} =</math>; <math>\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} =</math>;  <math>\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =</math>; <math>\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} =</math>; <math>\text{MgOHNO}_3 + \text{HCl} =</math>.</p> <p>Составьте в молекулярном виде реакции получения всех возможных солей исходя из: гидроксида цинка и сернистой кислоты.</p> <p>Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращение <math>\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3</math>.</p>
2	Основные законы химии	<p>Определите молярную массу (M), эквивалент (Э), молярную массу эквивалента (<math>M_3</math>), относительную плотность по водороду и воздуху (<math>D_{\text{H}_2}</math>, <math>D_{\text{возд.}}</math>) газообразного вещества, а также вычислите число молей (v), количество молекул (N) и занимаемый объем (V) при н.у. 11,2 г оксида углерода (II).</p> <p>Вычислите молярную массу эквивалента элемента, если 4,86 г элемента реагируют с 3,2 г кислорода</p> <p>Вычислите мольную массу газа, если масса 600 мл его при н.у. равна 1,714 г.</p>
3	Общие закономерности осуществления химических процессов	<p>Пользуясь справочными данными, определите возможность протекания реакции в стандартных условиях и ее тепловой эффект. Запишите термохимическое уравнение для данной реакции. Не используя справочные данные найдите изменение энтропии реакции:</p> $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к.}) + \text{CO}_2(\text{г.}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{к.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж.}).$ <p>Рассчитать количество теплоты, выделяющееся при гашении 1 кг оксида кальция (тепловой эффект реакции равен <math>-369,1</math> кДж/моль).</p> <p>При какой температуре самопроизвольно пойдет реакция: <math>\text{CaCO}_3(\text{к.}) \rightarrow \text{CaO}(\text{к.}) + \text{CO}_2(\text{г.})</math></p> <p>Как изменится скорость прямой реакции <math>2\text{CO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.})</math></p>

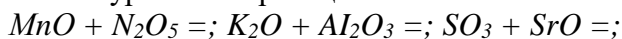
		<p><math>= 2\text{CO}_2(\text{г.})</math> при уменьшении объема в 4 раза?</p> <p>Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 40 градусов скорость реакции возрастает в 16 раз?</p> <p>За сколько минут закончится реакция при 20°C, если при 150°C она заканчивается за 16 мин, <math>\gamma = 2,0</math>?</p> <p>Как изменением температуры и давления сместить равновесие в сторону протекания прямой реакции?</p> <p><math>\text{CaCO}_3(\text{к.}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{к.}) + \text{CO}_2(\text{г.}); \Delta H^\circ = 178,9 \text{ кДж}</math></p> <p>Найти константу равновесия и начальные концентрации веществ для реакции <math>\text{CO}(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{г.})</math>, если равновесные концентрации веществ участников реакций равны (моль/л): <math>[\text{CO}] = 0,07</math>; <math>[\text{Cl}_2] = 0,12</math>; <math>[\text{COCl}_2] = 0,23</math>.</p>
<b>2-я аттестация</b>		
4	Теоретические основы описания свойств растворов	<p>Вычислите процентное содержание безводной соли в растворе, содержащей 12 г <math>\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}</math> в 120 г воды.</p> <p>Определите титр раствора, содержащего 0,1 экв. <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math> в 3 л раствора.</p> <p>Сколько граммов <math>\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}</math> следует растворить в 250 г воды для получения раствора, содержащего 5% безводной соли?</p> <p>Напишите уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах. В какую сторону идут реакции и почему? Назовите соединения, образование которых определяет направление процесса.</p> <p><math>\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow</math>; <math>\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{HCl} \rightarrow</math>.</p> <p>Что такое дисперсные системы? Способы получения и классификация дисперсных систем. Коллоидные растворы и их свойства.</p> <p>Подберите два уравнения в молекулярном виде к молекулярно-ионному уравнению: <math>\text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3</math>.</p> <p>Напишите уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах:</p> <p>а) <math>\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} =</math>; б) <math>\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 =</math>.</p> <p>Приведите уравнение диссоциации электролитов в растворах: <math>\text{MgCl}_2</math>; <math>\text{Ba}(\text{OH})_2</math>; <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math>; <math>\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2</math>; <math>\text{AlOHSO}_4</math>.</p> <p>Определите величину pH водных растворов <math>\text{HCl}</math> и <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math> концентрации 0,11 моль/л. Рассчитайте pH, константу гидролиза <math>\text{NH}_4\text{CN}</math>.</p> <p>Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах и укажите реакцию среды растворов следующих солей: <math>\text{Pb}(\text{NO}_3)_2</math>; <math>\text{Na}_2\text{SO}_3</math>; <math>\text{CaCl}_2</math>; <math>\text{NaCl}</math>; <math>\text{Fe}_2\text{S}_3</math>.</p> <p>Рассчитайте pH, константу гидролиза <math>\text{NH}_4\text{CN}</math>, если константы диссоциации <math>\text{NH}_4\text{OH}</math> и <math>\text{HCN}</math> соответственно равны <math>1,77 \cdot 10^{-5}</math> и <math>4,9 \cdot 10^{-10}</math> (<math>C = 0,5</math> моль).</p> <p>Определите концентрацию нитрат-ионов (моль/л и г/л) в растворе 0,2 М нитрата меди (II), если степень диссоциации равна 60%.</p>
5	Окислительно-восстановительные свойства веществ	<p>Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция?</p> <p><math>\text{MgO} + \text{Cl}_2 + \text{C} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}</math>; <math>\text{Ag}(\text{NO}_3) \xrightarrow{t} \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2</math>;</p> <p><math>\text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2</math>; <math>\text{HClO}_3 \xrightarrow{t} \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}</math>;</p>

		<p>Закончите окислительно-восстановительные реакции, используя ионно-электронный метод:</p> $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \dots$ $\text{KJ} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{J}_2 + \dots$ $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$ $\text{KNO}_2 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NO} + \dots$ <p>Возможна ли реакция:</p> $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6	Процессы, протекающие в электрохимических системах.	<p>Медь находится в контакте с железом. Какой металл будет корродировать в водном растворе, насыщенном кислородом? Приведите схему образующегося при этом гальванического элемента.</p> <p>Цинк находится в контакте с железом. Какой металл будет корродировать в кислой среде? Приведите схему образующегося при этом гальванического элемента.</p>
7	Высокомолекулярные соединения	<p>Какие соединения называются полимерами? Степень полимеризации. Способы получения и классификация полимеров.</p> <p>Органические полимеры, методы получения, строение и свойства.</p> <p>Неорганические полимеры, методы получения, строение и свойства.</p> <p>Олигомеры. Примеры, свойства, применение.</p> <p>Биополимеры. Примеры, свойства, применение.</p>
<b>3 семестр</b>		
<b>1-я аттестация</b>		
8	Строение атома и виды химической связи	<p>Приведите полную и характеристическую электронные формулы атомов меди, углерода и бария в нормальном и возбужденном состояниях; приведите графические электронные формулы валентных подуровней элементов в нормальном и возбужденном состояниях; укажите возможные валентности.</p> <p>Напишите электронную формулу атома элемента и назовите его, если значения квантовых чисел (<math>n, l, m_l, m_s</math>) электронов внешнего электронного слоя следующие: 4,0,0,+1/2; 4,0,0,-1/2; 3,2,-2,+1/2; 3,2,-1,+1/2; 3,2,0,+1/2; 3,2,1,+1/2; 3,2,2,+1/2</p> <p>Опишите образование иона <math>\text{SiO}_3^{2-}</math> методом валентных связей, определите характер и число связей, тип гибридизации АО и форму частицы.</p>
9	Химия <i>s, p, d</i> -элементов и их соединений	<p>Какие соединения металлов ПА группы широко применяются в строительном деле в качестве вяжущих материалов? Как они получаются, чем обусловлены их вяжущие свойства? Написать уравнения соответствующих реакций.</p> <p>Вычислить, сколько гашеной извести можно получить из 10 т известняка с содержанием <math>\text{CaCO}_3</math> 90%.</p> <p>Присутствие каких солей обуславливает жесткость природной воды? Как можно устранить карбонатную и некарбонатную жесткость воды? Рассчитайте, сколько граммов <math>\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2</math> содержится в 1 м<sup>3</sup> воды, жесткость которой равна 3 мэкв/л.</p> <p>Почему алюминий находясь в ряду напряжений гораздо левее водорода, не вытесняет последний из воды, но легче вытесняет его из водного раствора щелочи? Какую роль играет щелочь в этом процессе? Изобразите уравнениями от-</p>

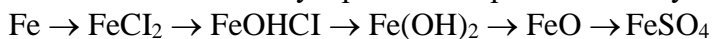
		<p>дельные стадии.</p> <p>На свойстве буры растворять оксиды металлов основано применение ее в производстве эмалей, при пайке металлов. Составьте уравнения реакции буры с оксидами <math>\text{Co}</math> (II) и <math>\text{Cr}</math> (III). Как называются образующиеся в результате реакции продукты ?</p> <p>Какие процессы происходят при твердении силикатных вяжущих веществ. Приведите схему гидролиза и поликонденсации мета- и ортосиликатов кальция.</p> <p>В каких кислотах растворяется <math>\text{SiO}_2</math>? Напишите уравнения реакций.</p> <p>Какой объем воздуха необходимо подать в известково-обжигательную печь, в которую загружена шихта, состоящая из 1 т <math>\text{CaCO}_3</math> и 120 кг угля? Каковы объемы (н.у.) и процентный состав газовой смеси, получающейся при обжиге этой массы?</p>
10	Свойства важнейших классов органических соединений	<p>Приведите классификацию органических соединений. Приведите номенклатуру органических соединений. органических соединений. Приведите примеры насыщенных, ненасыщенных, ароматических, алициклических углеводородов, их основных свойств. Приведите примеры спиртов, их основных свойств. Приведите примеры карбоновых кислот, их основных свойств. Приведите примеры альдегидов и кетон, их основных свойств.</p>
<b>2-я аттестация</b>		
11	Строение и свойства координационных соединений	<p>Приведите классификацию координационных соединений. Приведите номенклатуру координационных соединений. Какова структура координационных соединений? Понятие о центральном атоме, лигандах. Что такое внешняя и внутренняя координационные сферы? Заряд комплексных частиц. Константы устойчивости и нестойкости. Образование комплексов. Способы получения и разрушения комплексных соединений.</p> <p>Назовите комплексы, приведите уравнения их диссоциации и определите степень окисления центрального атома: <math>[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}</math>, <math>\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]</math>, <math>[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]</math>.</p> <p>Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений; приведите выражения для констант нестойкости этих комплексов, какое из комплексных соединений более устойчиво: трихлороамминплатинат (II) калия, сульфат тетраамминмеди (II).</p>
12	Коррозия металлических конструкций и оборудования	<p>Опишите структура металлов. Свойства конструкционных металлов. Коррозионная стойкость конструкционных металлов. Физические свойства сплавов. Как происходит процесс коррозии сплавов. Способы повышения коррозионной стойкости металлических конструкций и оборудования.</p>

## Вопросы для проведения промежуточной аттестации 2 семестр, зачет

1. Закончите уравнение реакций:



2. Напишите в молекулярном виде реакции следующих превращений:

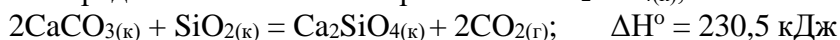


3. В состав соединения входят углерод, водород и азот. Углерод составляет в нем 79,12%.

Масса азота, полученного из 0,546 г соединения равна 0,084 г. Молекулярная масса вещества 182. Вывести его формулу.

4. Металл образует два хлористых соединения, содержащих соответственно 74,86 и 84,96% металла. Вычислить эквивалентные массы металла в каждом отдельном случае.

5. Определить энтальпию образования  $Ca_2SiO_{4(к)}$ , если



6. Рассчитать количество теплоты, выделяющееся при гашении 1 кг оксида кальция (тепловой эффект реакции равен  $-369,1 \text{ кДж/моль}$ ).

7. Во сколько раз изменится скорость реакции  $2A + B \rightarrow A_2B$ , если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в два раза?

8. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25 градусов?

## 3 семестр, экзамен Теоретические вопросы

Понятие предмета «Химия». Понятие материи, атома, молекулы, вещества.

Классификация веществ.

Металлы, получение, свойства, применение.

Неметаллы, получение, свойства, применение.

Простое вещество и химический элемент, электронное строение.

Сложное вещество, характер и виды химической связи.

Периодический закон и система Д.И. Менделеева.

Современные представления о строении атома. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами. Принцип наименьшей энергии (правило Клечковского). Принцип Паули. Правило Хунда.

Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое): определения, обозначения, какие значения принимают, что характеризуют.

Ковалентная связь: механизмы образования, свойства, классификация. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации. Локализованная и делокализованная связь. Ионная связь. Механизм образования. Сродство к электрону. Металлическая связь.

Валентность и степень окисления элемента.

Основные классы неорганических соединений, их классификация.

Химические свойства и получение оксидов, гидроксидов, кислот, солей.

Моль, атомная масса, молярная масса вещества.

Эквивалент и молярная масса эквивалента простого вещества, сложного вещества, вещества в реакции.

Абсолютная и относительная плотность газа. Эквивалентный объем, нормальные условия.

Основные стехиометрические законы химии (закон постоянства состава, закон сохранения массы, закон эквивалентов, закон Авогадро и следствия из него, закон парциальных давлений, закон кратных отношений, закон простых объемных отношений, закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака, объединенный газовый закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака, уравнение Менделеева-Клапейрона).

Подразделение элементов на s-, p-, d- и f-семейства.

Химия *s*-элементов. Общая характеристика, валентности, степени окисления, нахождение в природе, получение. Оксиды и гидроксиды *s*-элементов, их получение и свойства.

Элементы IA подгруппы, нахождение в природе, свойства, получение, применение.

Элементы IIA подгруппы, нахождение в природе, свойства, получение, применение.

Элементы IIIA подгруппы, нахождение в природе, свойства, получение, применение.

Элементы IVA подгруппы, нахождение в природе, свойства, получение, применение.

Общая характеристика *d*-элементов: строение, валентности, степени окисления, получение, химические свойства.

Подгруппа марганца. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; получение, свойства и применение.

Семейство железа. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; получение, свойства и применение.

Подгруппа хрома. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; получение, свойства и применение.

Растворы, растворенные вещества, растворитель. Классификация растворов. Насыщенные, ненасыщенные растворы. Разбавленный и концентрированный раствор. Плотность раствора, растворимость.

Концентрация растворов. Способы выражений концентраций растворов (процентная, молярная, нормальная, моляльная, титр).

Окислительно-восстановительные реакции. Практическое значение окислительно-восстановительных реакций.

Процесс окисления и восстановления. Окислитель и восстановитель. Примеры типичных окислителей и восстановителей.

Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций (метод электронного баланса, ионно-электронный метод, их отличительные особенности).

Типы окислительно-восстановительных реакций, их отличительные особенности. Стандартный электродный потенциал.

Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Эквивалентная электропроводность. Связь между константой и степенью диссоциации.

Произведение растворимости. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели. Расчет pH кислот, оснований, солей.

Гидролиз, его физический смысл. Разновидности гидролиза. Константа и степень гидролиза. Влияние на интенсивность гидролиза различных факторов.

Правило Бертолле-Михайленко. Закон разбавления Оствальда.

Понятие «Электрохимия». Понятие анода, катода. Электродный потенциал металла. Нормальный водородный электрод.

Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента.

Элемент Якоби-Даниэля. Уравнение Нернста.

Понятие «Химическая термодинамика». Термодинамическая система, фаза.

Функции состояния термодинамической системы. Внутренняя энергия. Энтальпия и ее физический смысл. Энтропия. Энергия Гиббса.

Изохорный, изобарный, изотермический процессы.

Закон Гесса, следствие из него. Правило Бертолле-Томсена. Условия самопроизвольного протекания реакции, момент химического равновесия.

Понятие «Химическая кинетика». Химическое равновесие, константа химического равновесия. Связь между константой равновесия реакции и энергией Гиббса.

Факторы, влияющие на скорость протекания реакции. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления, объема, концентрации на смещение равновесия в реакции.

Коррозия металлов, ее разновидности (химическая и электрохимическая коррозия). Способы защиты металлов от коррозии.

Легирование сталей как способ повышения коррозионной стойкости металлических конструкций и оборудования

Электролиз, применение электролиза. Законы Рауля.

Жесткость воды и методы ее устранения.

Качественный и количественный анализы.

Химические источники электрической энергии. Ряд напряжений металлов.

Органические соединения, их классификация и номенклатура.

Органические и неорганические полимеры, методы получения, свойства, применение.

Олигомеры методы получения, свойства, применение.

Биополимеры методы получения, свойства, применение.

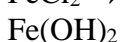
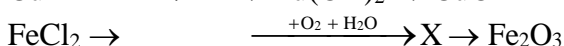
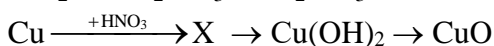
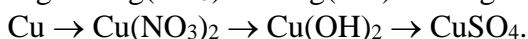
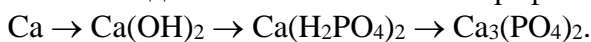
Углеводороды (насыщенные, ненасыщенные, ароматические, алициклические). Спирты.

Карбоновые кислоты. Альдегиды и кетоны. (понятие, номенклатура).

Координационные соединения. Классификация, номенклатура. Способы получения и разрушения комплексных соединений.

### Практические вопросы

Напишите в молекулярном и ионном виде реакции следующих превращений. Окислительно-восстановительные реакции уравняйте методом электронного баланса. Назовите полученные соединения и напишите их графические формулы.

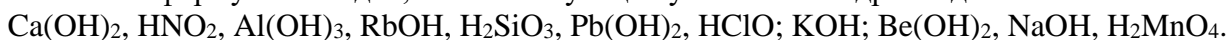


Составьте в молекулярном и ионно-молекулярном виде реакции получения всех возможных солей исходя из:

гидроксида алюминия (III) и серной кислоты.

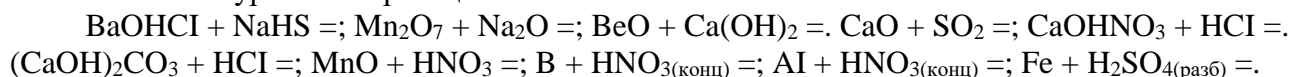
гидроксида цинка и сернистой кислоты.

Напишите формулы оксидов, соответствующие указанным гидроксидам:



Подтвердите свойства оксидов химическими уравнениями.

Закончите уравнения реакций:



Вычислите абсолютную массу молекулы фтора. Какой объем занимают  $12,0 \cdot 10^{23}$  молекул фтора.

Какой объем газа (н.у.) выделится при взаимодействии соляной кислоты с 2 т известняка, содержащего 12% примесей.

Вычислите абсолютную плотность кислорода и водорода (н.у.) и их относительную плотность по воздуху.

Состав вещества, мас. %: 62,1 – углерода; 10,3 – водорода; 27,6 – кислорода. Молекулярная масса вещества равна 57,6 г/моль. Вывести его формулу.

Какова масса и объем продуктов реакции разложения 1,8 т карбоната магния ( $125^\circ\text{C}$ , 1,1 атм), если содержание основного вещества в исходном продукте составляет 85%.

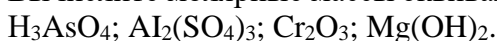
На нейтрализацию 14,6 г кислоты расходуется 400 г 5,6%-ного раствора щелочи, молярная масса эквивалента которой равна 56. Определить молярную массу эквивалента кислоты.

Определите молярную массу эквивалента перманганата калия в реакции:

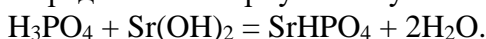


На восстановление 16,12 г оксида двухвалентного металла требуется 8,96 л водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента металла и его оксида. Укажите, какой это металл?

Вычислите молярные массы эквивалента следующих соединений:



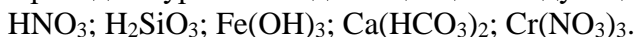
Определите молярную массу эквивалента массу ортофосфорной кислоты в реакции:





Вычислите молярную массу растворенного вещества, если раствор, содержащий 11,6 г вещества в 400 г воды, замерзает при температуре  $-0,93^{\circ}\text{C}$ . ( $K_{\text{кр}(\text{H}_2\text{O})} = 1,86 \text{ (град}\cdot\text{кг)/моль}$ )

Приведите уравнения диссоциации следующих веществ:

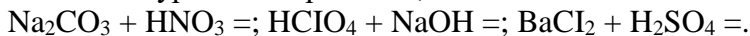


Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах, назовите все соединения и укажите реакцию среды (рН) растворов следующих солей: метасиликата калия, сульфата железа (II), карбоната железа (III), нитрата железа (III), ортофосфата калия.

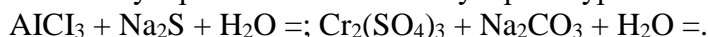
Определите величину рН водного раствора серной кислоты концентрации 0,05 моль/л, если степень диссоциации равна 58%.

Определите величину рН водного раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  концентрации 0,02 моль/л, если степень диссоциации равна 72%.

Закончить уравнения реакций, записать в ионно-молекулярной форме:



Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:



В каком объеме 2 М раствора содержится 9,8 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

Определите процентную концентрацию раствора, полученного при смешивании 250 мл 10%-ного ( $\rho = 1,066 \text{ г/мл}$ ) и 400 мл 26%-ного ( $\rho = 1,186 \text{ г/мл}$ ) растворов  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Какой объем 0,1 н. раствора  $\text{KOH}$ , необходим для нейтрализации 20 мл 0,15 н. раствора азотной кислоты?

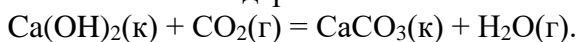
Напишите ионное и молекулярное уравнения гидролиза карбоната натрия и выражения  $K_{\text{гид}}$  для I и II ступеней.

Напишите в молекулярном и ионном виде реакцию хлорида железа (III) с гексацианоферратом (II) калия и цвет образующегося осадка.

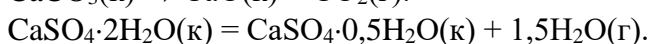
Напишите в молекулярном и ионном виде реакцию хлорида железа (III) с роданидом калия и цвет образующегося раствора.

Какую массу соды надо добавить к 2 м<sup>3</sup> воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 7 мэкв/л?

Рассчитайте стандартное изменение энтальпии в реакции:



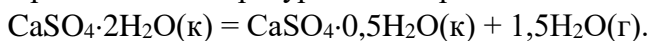
При какой температуре самопроизвольно пойдет реакция



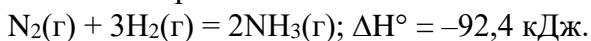
При  $150^{\circ}\text{C}$  некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 3, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если ее проводить при 473 К.

Во сколько раз изменится скорость реакции:  $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$ , если концентрацию вещества А увеличить в 4 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза.

При какой температуре пойдет реакция?



В каком направлении сместится химическое равновесие в реакции



а) при понижении температуры;

б) при понижении давления;

в) при увеличении концентрации  $2\text{NH}_3$ ?

Как изменится скорость прямой реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$  при увеличении давления в 4 раза?

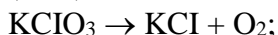
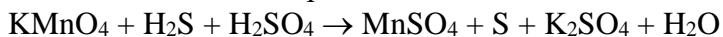
Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома марганца в нормальном и возбужденном состояниях, укажите возможные валентности.

В чем причина, что вода в стандартных условиях жидкость, а  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{Se}$  - газы?

Полярны ли связи в молекулах  $\text{Cl}_2$  и  $\text{HCl}$ ? Какое из указанных соединений лучше растворяется в воде? (ответ обосновать).

Опишите строение молекулы  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  методом валентных связей. Локализована или делокализована  $\pi$ -связь в молекуле?

С помощью метода электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, укажите окислитель и восстановитель; определите, к какому типу относятся эти окислительно-восстановительные реакции



Какие из перечисленных ионов могут служить восстановителями и почему:  $\text{S}^{2-}$ ,

$\text{I}^-$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_2^-$

Свинцовый аккумулятор и щелочной железо-никелевый аккумулятор; устройство принцип действия.

Составьте схему гальванического элемента, состоящего из медной и серебряной пластин, опущенных соответственно в 1,2 М и 1,5 М растворы их солей. Напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента если  $E^\circ\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34$  в;  $E^\circ\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80$  в.

Как протекает коррозия луженого железа во влажном воздухе? Составьте схему гальванического элемента и определите э.д.с. при стандартных условиях.

Составьте схему электролиза расплава и водного раствора сульфата алюминия на инертных электродах. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  на инертных электродах.

Напишите электронные формулы элементов и назовите их, если значения квантовых чисел ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$ ) электронов валентного электронного слоя следующие:

а) 3, 2, 2, +1/2; 3, 2, 1, +1/2; 3, 2, 0, +1/2; 4, 0, 0, +1/2; 4, 0, 0, -1/2;

б) 3, 0, 0, +1/2; 3, 0, 0, -1/2; 3, 1, 1, +1/2; 3, 1, 0, +1/2; 3, 1, -1, +1/2; 3, 1, 1, -1/2.

По данным о квантовых числах и числе электронов на валентном уровне составьте электронную формулу атома, укажите название этого элемента, период и группу к которой он принадлежит:

$n=4$ ;  $l=2$ ;  $Nn=4$ .

Опишите строение молекул  $\text{SO}_2$ , и  $\text{H}_2\text{S}$  и ионов  $\text{SO}_2^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО серы, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах?

Какой из ингибиторов и почему является очень эффективным замедлителем коррозии сплавов железа:  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ;  $\text{NaNO}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Коррозия каких металлов замедляется в концентрированной серной и азотной кислотах? В чем причина?

Какие участки поверхности железа при дифференциальной аэрации служат: а) анодом, б) катодом? Какому виду коррозии относится такое разрушение?

## 5.2. Перечень тем курсовых проектов, курсовых работ, их краткое содержание и объем.

Курсовые проекты и курсовые работы при изучении дисциплины не предусмотрены учебным планом.

### 5.3. Перечень индивидуальных домашних заданий, расчетно-графических заданий.

#### Перечень индивидуальных домашних заданий

При изучении дисциплины «Химия» предусмотрено выполнение домашних заданий по следующим разделам: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 8

№ п/п	Типовые задания	Цель изучения раздела	Кол-во час
1	2	3	4
1.	Классификация, свойства химических элементов. Периодичность свойств элементов		
	<p>1. Напишите формулы соединений и их графические формулы: оксид азота (V), гидроксид олова (IV), сернистая кислота, ортофосфат меди (II), гидроортосиликат кальция, нитрат гидроксиалюминия.</p> <p>2. Напишите формулы оксидов, соответствующие указанным гидроксидам. Укажите кислотно-основные свойства оксидов и подтвердите химическими реакциями. <math>\text{HClO}_2</math>, <math>\text{NaOH}</math>, <math>\text{Be}(\text{OH})_2</math>.</p> <p>4. Составьте в молекулярном виде реакции получения всех возможных солей исходя из: гидроксида цинка и сернистой кислоты</p> <p>5. Напишите в молекулярном виде реакции следующих превращений: <math>\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{HSO}_4)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4</math></p>	Цель задания – уметь писать формулы соединений по названию, знать химические свойства всех классов соединений (оксидов, гидроксидов, солей) и уметь писать уравнения реакции между ними.	2
2.	Основные законы химии		
	<p>1. Определите молярную массу, эквивалент, молярную массу эквивалента, относительную плотность по водороду и воздуху газообразного вещества, число молей, число молекул, занимаемый объем при н.у. 6,4 г водорода.</p> <p>2. Определите эквивалентную массу кислоты в реакции: <math>2\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math></p> <p>3. 5,6 г металла реагирует с 3,2 г серы. Вычислить эквивалентную массу металла.</p> <p>4. Вещество состоит из магния, водорода, углерода и кислорода; массы находятся в соотношении <math>\text{Mg}:\text{H}:\text{C}:\text{O} = 1,01 : 0,083 : 1 : 4</math>. Вывести формулу вещества.</p> <p>5. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла.</p>	Цель задания – уметь решать задачи с применением основных законов химии.	2
3.	Общие закономерности осуществления химических процессов		
	<p>1. Как изменится скорость реакции <math>2A + 3B \rightarrow A_2B_3</math>, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в два раза?</p> <p>2. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость реакции возрастает в 15,6 раза?</p> <p>3. Как повлияет понижение температуры и повышение давления в системе на равновесие реакции: <math>\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}); \quad \Delta H^\circ = 180 \text{ кДж}</math></p>	Цель задания – зная общие закономерности осуществления химических процессов, уметь их применять для расчета кинетики различных процессов.	2

4.	Теоретические основы описания свойств растворов		
	<p>1. Какова процентная концентрация раствора, полученного при растворении 15 г <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math> в 150 г воды?</p> <p>2. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора нитрата железа (II), в 200 мл которого содержится 9 г соли.</p> <p>3. Какова молярность, моляльность, нормальность и титр 40%-ного раствора <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> (<math>\rho=1,303</math> г/мл)?</p> <p>4. Напишите уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах: а) <math>\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} =</math>; б) <math>\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 =</math>.</p> <p>5. Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах и укажите реакцию среды растворов следующих солей: <math>(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4</math>; <math>\text{Na}_2\text{SO}_4</math>; <math>\text{KHCO}_3</math>; <math>\text{Fe}_2\text{S}_3</math>; <math>\text{BCl}_3</math>.</p> <p>6. Определите величину pH водных растворов <math>\text{HCl}</math> и <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math> концентрации 0,11 моль/л.</p>	Цель задания – уметь решать задачи на различные способы выражения концентрации растворов, определения кислотности растворов (pH).	2
5.	Окислительно-восстановительные свойства веществ		
	<p>1. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция?</p> $\text{MgO} + \text{Cl}_2 + \text{C} = \text{MgCl}_2 + \text{CO}$ <p>2. Закончите окислительно-восстановительные реакции используя ионно-электронный метод.</p> $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{I}_2 + \dots$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$ <p>3. Возможна ли реакция</p> $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>если стандартные потенциалы редокс-пар составляют: <math>E^\circ_{\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}} = 0,85</math> В и <math>E^\circ_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2} = 0,22</math> В?</p> <p>4. Составить схему гальванического элемента, состоящего из магниевой и железной пластин, опущенных соответственно в 1 М и 0,8 М растворы их солей. Написать ионные уравнения реакций и уравнения электродных процессов. Вычислить ЭДС гальванического элемента. <math>E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44</math> в; <math>E^\circ_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,36</math> в.</p> <p>5. Составить схему электролиза расплава и водного раствора <math>\text{CrCl}_3</math> на инертных электродах. Какая масса вещества выделится на катоде из расплава, если сила тока равна 6 А, а время электролиза – 1,5 час?</p>	Цель задания – уметь прогнозировать продукты реакции в различных процессах.	2
6.	Процессы, протекающие в электрохимических системах		
	<p>1. Составить схему гальванического элемента, состоящего из магниевой и железной пластин, опущенных соответственно в 1 М и 0,8 М растворы их солей. Написать ионные уравнения реакций и уравнения электродных процессов. Вычислить ЭДС гальванического элемента.</p> <p>2. Составить схему электролиза расплава и водного раствора <math>\text{CrCl}_3</math> и <math>\text{Na}_2\text{SO}_4</math> на инертных электродах. Какая масса вещества выделится на катоде из расплава соли <math>\text{CrCl}_3</math>, если сила тока равна 6 А, а время электролиза – 1,5 час?</p> <p>3. Хром находится в контакте с медью. Какой металл будет корродировать в кислой среде. Дайте схему обра-</p>	Цель задания – изучить процессы электролиза растворов и расплавов солей и по законам электролиза находить выход продукта, знать методы защиты металлов от коррозии.	2

	зующегося при этом гальванического элемента.								
8.	Строение атома и виды химической связи								
	<p>1. Приведите полную и характеристическую формулы атомов Zn, Co, Tc в нормальном и возбужденном состояниях, приведите графическую электронную формулу валентных подуровней элементов в возбужденном и нормальном состояниях, укажите возможные валентности. Приведите формулы гидридов и оксидов, соответствующие высшим степеням окисления этих элементов.</p> <p>2. Напишите электронную формулу атома элемента и назовите его, если значения квантовых чисел (<math>n, \ell, m_l, m_s</math>) электронов валентного электронного слоя следующие:  <math>3,2,2,+1/2</math>; <math>3,2,1,+1/2</math>; <math>3,2,0,+1/2</math>; <math>4,0,0,+1/2</math>; <math>4,0,0,-1/2</math>.</p> <p>3. Охарактеризуйте квантовыми числами следующие состояния электронов:</p> <div style="text-align: center;"> <table style="display: inline-table; border: none; margin-right: 20px;"> <tr><td style="text-align: center;"><math>2p</math></td></tr> <tr><td style="text-align: center;">↑↓ ↑↓ ↓</td></tr> </table> <table style="display: inline-table; border: none; margin-right: 20px;"> <tr><td style="text-align: center;"><math>3d</math></td></tr> <tr><td style="text-align: center;">↑↓ ↓ ↓ ↓ ↓</td></tr> </table> <table style="display: inline-table; border: none;"> <tr><td style="text-align: center;"><math>4s</math></td></tr> <tr><td style="text-align: center;">↓</td></tr> </table> </div> <p>4. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня с <math>\ell = 3</math>?</p> <p>5. Опишите строение молекул <math>\text{SO}_2</math>, <math>\text{SO}_3</math> и ионов <math>\text{SO}_3^{2-}</math>, <math>\text{SO}_4^{2-}</math> методом валентных связей: тип гибридизации АО серы, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные <math>\pi</math>-электроны в этих частицах?</p>	$2p$	↑↓ ↑↓ ↓	$3d$	↑↓ ↓ ↓ ↓ ↓	$4s$	↓	<p>Цель задания – изучить порядок заполнения атомных орбиталей электронами, понятие о квантовых числах, подразделения элементов на <math>s</math>-, <math>p</math>-, <math>d</math>- и <math>f</math>-семейства.</p> <p>По набору значений квантовых чисел электронов научиться писать электронную формулу атома элемента и определять элемент.</p> <p>Методом ВС уметь определять строение молекул и ионов.</p>	2
$2p$									
↑↓ ↑↓ ↓									
$3d$									
↑↓ ↓ ↓ ↓ ↓									
$4s$									
↓									

### Перечень расчетно-графических заданий

Расчетно-графические задания при изучении дисциплины не предусмотрены учебным планом.

### 5.4. Перечень контрольных работ

Контрольные работы при изучении дисциплины не предусмотрены.

## 6. ОСНОВНАЯ И ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

### 6.1. Перечень основной литературы

1. Глинка, Н. Л. Общая химия [Электронный ресурс]: учеб. для студентов нехим. специальностей вузов / Н. Л. Глинка ; ред.: В. А. Попков, А. В. Бабков. - 18-е изд., перераб. и доп. - Электрон. текстовые дан. - М.: Юрайт, 2011. – 752 с.
2. Глинка, Н. Л. Общая химия [Электронный ресурс]: учеб. для студентов нехим. специальностей вузов / Н. Л. Глинка ; ред.: В. А. Попков, А. В. Бабков. - 18-е изд., перераб. и доп. - Электрон. текстовые дан. - М.: Юрайт, 2011. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/8264>
3. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. М: Лань, 2014. – 743с.
4. Конспект лекций по химии. Павленко В.И., Денисова Л.В., Ключникова Н.В., Володченко А.Н., - Белгород: БГТУ, 2010.- 136 с
5. Клименко, В.Г. Методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу общей химии для студентов дневной формы обучения / В.Г. Клименко, Н.В. Ключникова, А.Н. Володченко, Р.Г. Шевцова, Р.Н. Ястребинский. – 3-е изд., стер. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2010. – 53 с.
6. Клименко, В.Г. Методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу общей химии для студентов дневной формы обучения / В.Г. Клименко, Н.В. Ключникова, А.Н. Володченко, Р.Г. Шевцова, Р.Н. Ястребинский. [Электронный ресурс]. – 3-е изд., стер. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2010. – 53 с. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2013040919012222315700009963>

### 6.2. Перечень дополнительной литературы

1. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие / Н.Л. Глинка; ред.: В.А. Рабинович, Х.М. Рубина. – Изд. стер. – М.: Интеграл-Пресс, 2007. – 240 с.
2. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л. Глинка; ред. А.И. Ермаков. – 30-е изд., испр. – М.: Интеграл-пресс, 2005. – 727 с.
3. Володченко, А. Н. Общая химия: задания для самоподготовки студентов: учеб. пособие / А. Н. Володченко, В. И. Павленко, В. Г. Клименко, Н.В. Ключникова, Л.В. Денисова, Р.Г. Шевцова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2010. – 120 с.
4. Павленко, В.И. Конспект лекций по химии: учеб. пособие / В.И. Павленко, Л.В. Денисова, Н.В. Ключникова, Н.В. Володченко. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2010. – 137 с.
5. Павленко, В.И. Справочник по общей и неорганической химии / В.И. Павленко, А.Н. Володченко, В.Г. Клименко. – Белгород: БГТУ, 2010. – 87 с.
6. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс]: сост.: В. И. Павленко, А. Н. Володченко, В. Г. Клименко / БГТУ им. В. Г. Шухова, каф. неорганической химии; БГТУ им. В. Г. Шухова, каф. неорганической химии. – Электрон. текстовые дан. – Белгород : Изд-во БГТУ им. В. Г. Шухова, 2014. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2014040921150643984100001881>
7. Артеменко А.И. Органическая химия: Учебник / А.И. Артеменко – 5-е изд., испр., М.: Высшая школа, 2002. – 558 с.

### 6.3. Перечень интернет ресурсов

1. Российское образование ФЕДЕРАЛЬНЫЙ ПОРТАЛ: <http://www.edu.ru/>
2. Электронно-библиотечная система «IPRBooks»: <http://www.iprbookshop.ru/>
3. Электронная библиотечная система изд-ва «Лань» :<http://e.lanbook.com>
4. Электронная научная библиотека: <http://elibrary.ru/>
5. Химический каталог: <http://www.ximicat.com/>
6. Химический портал ChemPort.Ru: <http://www.chemport.ru/>
7. Сайт о химии ХиМиК: <http://www.xumuk.ru/>

## 7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

Для проведения **лекционных** занятий необходима аудитория, оснащенная презентационной техникой (проектор, экран, компьютер), комплект электронных презентаций (лаб. 325, кафедра НХ); **практических** занятий – компьютерный класс, специализированное ПО (лаб. 327, кафедра НХ); **лабораторных** занятий – учебная химическая лаборатория (лаборатория общей и неорганической химии), оснащенная лабораторными столами, вытяжным шкафом, сушильным шкафом, термостатами, магнитными мешалками, центрифугами, аналитическими весами, электролизером, электрическими плитками, фотоколориметрами, рН–метрами.

Для осуществления образовательного процесса на лекционных и практических занятиях используется следующее программное обеспечение:

1. Программа контроля знаний по химии «Supertest»
2. Программа «Виртуальная лаборатория ChemLab»
3. Программа химико-математических расчётов «CHEMMATHS»
4. Программа «Виртуальная химическая лаборатория»

Для проверки контроля знаний студентов по всем разделам дисциплины проводится тестирование в компьютерном классе кафедры (лаб. 327) по тестам, составленными преподавателями кафедры.

### СПИСОК УЧЕБНЫХ ФИЛЬМОВ:

1. Техника безопасности при работе в химической лаборатории
2. Химическая связь и строение молекул
3. Строение атома и химическая связь
4. Кристаллическое состояние вещества
5. Молекулярная кристаллическая решетка
6. Металлическая кристаллическая решетка
7. Жидкое состояние вещества
8. Растворы жидких веществ
9. Растворы твердых веществ
10. Термодинамические процессы для газов
11. Основные законы термодинамики
12. Скорость химических реакций
13. Химическая кинетика и равновесие
14. Комплексные соединения
15. Окислительно-восстановительные реакции
16. Основы электрохимии
17. Процессы электролиза
18. Общие свойства *s*-элементов
19. Общие свойства неметаллических *p*-элементов
20. Алюминий, его свойства и получение
21. Углерод и его аллотропные модификации
22. Кремний и его свойства

# ПРИЛОЖЕНИЯ

## Приложение №1.

### Методические указания для обучающегося по освоению дисциплины

Химия является не только общетехнической, но и общеобразовательной наукой. Изучение курса химии должно способствовать развитию у студентов логического химического мышления.

Задачами дисциплины являются: получение современных научных представлений о материи и формах ее движения, о закономерностях протекания химических реакций, понимание значения химии в промышленности. Знание курса химии необходимо для успешного изучения последующих общенаучных и специальных дисциплин, а в дальнейшем – для успешной творческой деятельности специалиста.

После изучения дисциплины студент должен знать основы организации и методы самостоятельной работы, особенности интеллектуального труда студента на различных видах аудиторных занятий, химические элементы и их соединения, методы и средства химического исследования веществ и их превращений.

После изучения дисциплины студент должен уметь работать с источниками учебной информации, пользоваться ресурсами библиотеки (в том числе электронными), образовательными ресурсами Интернет; проводить расчеты концентрации растворов различных соединений, определять изменение концентраций при протекании химических реакций, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ.

После изучения дисциплины студент должен владеть навыками выбора способа представления информации в соответствии с учебными задачами; приемами поиска информации; навыками выполнения основных химических лабораторных операций, методами определения рН растворов, методами определения концентраций в растворах, методами синтеза неорганических и простейших органических соединений.

Исходный этап изучения курса «Химия» предполагает ознакомление с Рабочей программой, характеризующей границы и содержание учебного материала, который подлежит освоению.

Формы контроля знаний студентов предполагают текущий и итоговый контроль. Текущий контроль знаний проводится в форме систематических опросов, периодического тестирования, решений задач домашних заданий и проведения письменных защит лабораторных и практических работ. Лабораторные работы выполняются по методическим указаниям к выполнению лабораторных работ по курсу общей химии для студентов всех специальностей. К защите каждой лабораторной работы и практических тематик студент выполняет домашнее задание по соответствующей теме.

Формой контроля во втором семестре является зачет.

Формой итогового контроля в третьем семестре является экзамен.

Распределение материала дисциплины по темам и требования к ее освоению содержатся в Рабочей программе дисциплины, которая определяет содержание и особенности изучения курса.

#### 2 семестр

Первый раздел, посвящен химии как предмету естествознания, химической символике, изучаются важнейшие неорганические соединения, номенклатуре; металлы, неметаллы; химические свойства и получение оксидов, гидроксидов, кислот, солей, положение элемента в периодической системе; периодичность свойств элементов и их соединений. При подготовке к лекционным занятиям студентам самостоятельно необходимо изучить теоретический материал по классификации основных классов неорганических соединений (основная литература [1, с. 13-16, 20-22, 37-57], дополнительная литература [2, с. 22–31]; [4, с. 23–31]). При подготовке к лабораторным занятиям – оформление лабораторной работы № 1 «Кислотно-основные свойства важнейших классов неорганических соединений», опыты 2, 3, 4, 10, 11 (описание опытов к работе, оформление отчета) и выполнение индивидуального домашнего задания № 1 (основная



литература [5, 6, с. 5–7]; дополнительная литература [3, с. 4–15]).

Второй раздел посвящен основным законам химии, где изучаются основные понятия; расчет массового состава; газовые и стехиометрические законы. На основе знания закона эквивалентов студенты должны научиться проводить расчеты при решении практических задач (основная литература [1, 2, с. 17–50]). При подготовке к лабораторным занятиям – оформление лабораторной работы № 2 «Эквивалент и молярная масса эквивалента элемента», (описание опытов к работе, оформление отчета) и выполнение индивидуального домашнего задания № 2 (основная литература [5, 6, с. 8–13 опыт №2]; дополнительная литература [3, с. 16–32]).

В третьем разделе рассматриваются общие закономерности осуществления химических процессов: основные понятия термодинамики; первое начало термодинамики; закон Гесса; функции состояния термодинамической системы; направленность химических процессов; основные понятия химической кинетики; скорость химической реакции в гомогенных и гетерогенных системах; закон действия масс; константа скорости реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса; правило Вант-Гоффа; химическое равновесие; константа химического равновесия; факторы, влияющие на смещение химического равновесия; принцип Ле-Шателье (основная литература [1, 2, с. 169–209], [1, 2, с. 247–263]). В третьем разделе выполняются две лабораторные работы по определению тепловых эффектов химических процессов (эксперименты 1, 2, 4 основная литература [5, 6, с. 23–28]) и химическая кинетика и химическое равновесие (опыты 2, 3, 6 основная литература [5, 6, с. 18–22]) и выполняются индивидуальные домашние задания № 3, 4 (дополнительная литература [3, с. 59–63; с. 64–77]).

В четвертом разделе рассматриваются теоретические основы описания свойств растворов: коллигативные свойства растворов; дисперсность и дисперсные системы; классификация коллоидных систем; способы выражения концентраций растворов; законы Рауля и Вант-Гоффа; теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации; связь между изотоническим коэффициентом и степенью диссоциации; закон разбавления Оствальда; правило Бертолле-Михайленко; условия протекания ионно-обменных реакций; ионное произведение воды, водородный показатель; произведение растворимости; гидролиз солей; типы гидролиза; константа и степень гидролиза; расчет рН кислот, оснований, солей (основная литература [1, 2, с. 217–271]).

В пятом разделе изучаются окислительно-восстановительные свойства веществ: степень окисления элементов; окисление и восстановление, окислители и восстановители; типы окислительно-восстановительных реакций; направление протекания ОВР; способы уравнивания редокс-реакций (метод электронного баланса и ионно-электронный); химические источники электрической энергии; схема гальванического элемента; уравнение Нернста; стандартные электродные потенциалы; ряд напряжений металлов; теоретические основы электролиза; законы электролиза (основная литература [1, 2, с. 271–314]).

В шестом разделе рассматриваются процессы, протекающие в электрохимических системах: коррозия металлов; химическая (газовая) и электрохимическая коррозия металлов; структура металлов и сплавов, ее влияние на коррозионные процессы; влияние внутренних и внешних факторов на скорость химической коррозии; термодинамика коррозионных разрушений; методы защиты от коррозии (основная литература [1, 2, с. 545–576]).

В седьмом разделе изучаются высокомолекулярные соединения: химия высокомолекулярных соединений (органических, неорганических и элементоорганических); органические и неорганические полимеры, методы получения, строение, свойства; олигомеры; биополимеры; комплементарность (дополнительная литература [7, с. 461–509])

### **3 семестр**

В восьмом разделе изучаются строение атома и виды химической связи: электронное строение атомов и молекул и периодическая система химических элементов; двойственная природа атома; атомные орбитали; квантовые числа; правила построения многоэлектронных атомов; причины образования, виды, свойства, механизмы образования химической связи; ковалентность и координационное число атомов; делокализация связей; понятие о гибридизации атомных орбиталей; основные положения метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей; определение кратности связи; электроотрицательность атомов;

межмолекулярные взаимодействия (основная литература [1, 2, с. 60-160], дополнительная литература [2, с. 4-22]). Студентами выполняется индивидуальное домашнее задание № 5 (дополнительная литература [3, с. 33-46]).

В девятом разделе рассматриваются химия *s*, *p*, *d*-элементов и их соединений: свойства элементов I-A- IV-A группы; распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления; физические и химические свойства; свойства бора и алюминия; распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления; физические и химические свойства; особенности строения атома углерода и его аллотропные модификации; свойства подгруппы германия; распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления; физические и химические свойства; свойства мышьяка, сурьмы, висмута; важнейшие соединения, распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления; физические и химические свойства; свойства серы, селена и теллура, их кислородные соединения; распространенность, получение, применение, валентность и степень окисления; физические и химические свойства; общие свойства *d*-металлов; валентность и степень окисления; физические и химические свойства, распространенность, получение, применение (основная литература [1, 2, с. 409-463, 520-598]). В девятом разделе выполняется лабораторная работа №5 «Свойства растворов. Расчеты концентраций растворов» (опыт №2 основная литература [5, 6, с. 13-18]) и выполняется индивидуальное домашнее задание № 6 (дополнительная литература [3, с. 47–58]).

В десятом разделе рассматриваются свойства важнейших классов органических соединений: теория строения органических соединений, их классификация и номенклатура; типы изомерии; связь химических свойств со структурой молекул; углеводороды (насыщенные, ненасыщенные, ароматические, алициклические); спирты; карбоновые кислоты; альдегиды и кетоны (основная литература [1, 2, с. 464-520]). В десятом разделе выполняется лабораторная работа №6 «Ионные равновесия в растворах электролитов. Определение pH растворов, гидролиз солей» (опыт №1, 2, 3 основная литература [5, 6, с. 23-31] и опыт №1, 2, 3, 5, 7а основная литература [5, 6, с. 31-34]) и выполняется индивидуальное домашнее задание № 7 (дополнительная литература [3, с. 78–92]).

Одиннадцатый раздел посвящен изучению строения и свойств координационных соединений: классификация, номенклатура, структура; понятие о центральном атоме, лигандах, внешней и внутренней координационных сферах, заряде комплексных частиц; константы устойчивости и нестойкости; образование комплексов; способы получения и разрушения комплексных соединений (основная литература [1, 2, с. 598-623]). В данном разделе выполняется лабораторная работа №7 «Окислительно-восстановительные свойства элементов» (опыт №1, 4, 5, 6, 9 основная литература [5, 6, с. 36-39] и выполняется индивидуальное домашнее задание № 8 (дополнительная литература [3, с. 99–106]).

В двенадцатом разделе рассматриваются коррозия металлических конструкций и оборудования: структура металлов и ее влияние на коррозионные процессы; свойства и коррозионная стойкость конструкционных металлов; физические свойства сплавов; коррозия сплавов; легирование сталей как способ повышения коррозионной стойкости металлических конструкций и оборудования (основная литература [1, 2, с. 545-576]). В данном разделе выполняется лабораторная работа №8 «Электрохимические процессы. Коррозия металлов. Химические свойства металлов» (опыт №3, 4, 5, 8 основная литература [5, 6, с. 39-77], опыт №1, 2, 3, 4 с. 44-45) и выполняются индивидуальные домашние задания № 9, 10, 11 (дополнительная литература [3, с. 107–118]).

Особенностью лабораторного практикума на кафедре теоретической и прикладной химии является отсутствие теоретического введения к работам. С целью повышения эффективности усвоения знаний преподавателями кафедры разработаны индивидуальные домашние задания, перед каждым заданием приведены краткая теория и разбор задач, в конце лабораторных работ – типовые билеты по изучаемой теме. Каждое задание содержит 30 вариантов, что позволяет обеспечить работу по индивидуальной программе каждого из студентов группы. Такая возможность способствует развитию у студентов самостоятельности и творческого подхода к изучению теории и овладению практическими навыками в решении задач.

Студенты выполняют индивидуальные домашние задания по номеру своего варианта, ко-

торый соответствует порядковому номеру студента в журнале группы. Студенты выполняют те задания, которые указаны в рабочем (календарном) плане. Решение задач должно быть представлено в тетради для практических работ к сроку, обозначенному графиком работы студента. Преподаватель отмечает выполнение задания в маршрутном листе на первой странице лабораторного журнала студента. Первые две темы основаны на знании курса химии средней школы; без полного усвоения этого курса дальнейшее обучение химическим дисциплинам невозможно. Все задания снабжены краткими схемами-указателями для самоподготовки, особое внимание уделено примерам решения задач, что позволяет усвоить основные навыки при выполнении домашнего задания. Каждая тема содержит несколько заданий, построенных по принципу от простого к сложному.

Выполнение домашнего задания является подготовкой к допуску и защите тематического раздела и предполагает, таким образом, обязательную самостоятельную проработку учебной литературы и лекционного материала. Выполнение домашнего задания дает возможность студенту проверить уровень знания соответствующего учебного материала. Результаты выполнения заданий преподаватель проверяет в ходе собеседования со студентом.

## 8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа с изменениями по следующим пунктам утверждена на 2017/2018 учебный год.

### 6.2. Перечень дополнительной литературы

1. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие / Н.Л. Глинка; ред.: В.А. Рабинович, Х.М. Рубина. – Изд. стер. – М.: Интеграл-Пресс, 2007. – 240 с.
2. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л. Глинка; ред. А.И. Ермаков. – 30-е изд., испр. – М.: Интеграл-пресс, 2005. – 727 с.
3. Володченко, А. Н. Химия: задания для самоподготовки: учеб. пособие для студентов I курса очной формы обучения всех направлений специалитета / А. Н. Володченко, В. И. Павленко, В. Г. Клименко и др. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2017. – 128
4. Павленко, В.И. Конспект лекций по химии: учеб. пособие / В.И. Павленко, Л.В. Денисова, Н.В. Ключникова, Н.В. Володченко. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2010. – 137 с.
5. Павленко, В.И. Справочник по общей и неорганической химии / В.И. Павленко, А.Н. Володченко, В.Г. Клименко. – Белгород: БГТУ, 2010. – 87 с.
6. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс]: сост.: В. И. Павленко, А. Н. Володченко, В. Г. Клименко / БГТУ им. В. Г. Шухова, каф. неорганической химии; БГТУ им. В. Г. Шухова, каф. неорганической химии. – Электрон. текстовые дан. – Белгород : Изд-во БГТУ им. В. Г. Шухова, 2014. – Режим доступа: <https://elibr.bstu.ru/Reader/Book/2014040921150643984100001881>
7. Артеменко А.И. Органическая химия: Учебник / А.И. Артеменко – 5-е изд., испр., М.: Высшая школа, 2002. – 558 с.

Протокол № 1 заседания кафедры ТиПХ от «31» августа 2017 г.

Заведующий кафедрой ТиПХ  
д.т.н, профессор

 Павленко В.И.

Директор ХТИ  
д.т.н, профессор


 Павленко В.И.

## 7. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа утверждена на 20 19 / 20 20 учебный год  
без изменений

Протокол № 9 заседания кафедры от « 14 » мая 20 19 г.

Заведующий кафедрой \_\_\_\_\_

  
подпись, ФИО

Директор института \_\_\_\_\_


  
подпись, ФИО

## 7. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ

Рабочая программа утверждена на 20 20 / 20 21 учебный год  
без изменений / с изменениями, дополнениями<sup>1</sup>

Протокол № 9 заседания кафедры от « 14 » мая 20 20 г.

Заведующий кафедрой \_\_\_\_\_

  
подпись, ФИО

Директор института \_\_\_\_\_

  
подпись, ФИО