

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

УТВЕРЖДАЮ  
Директор института ИСМиТБ  
В.И. Павленко  
« 16 » \_\_\_\_\_ 2015г.



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**  
**дисциплины (модуля)**

Общая химия

Направление подготовки:

18.03.02 – Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии,  
нефтехимии и биотехнологии

Направленность программы (профиль, специализация):

Рациональное использование материальных и энергетических ресурсов в химической технологии вяжущих материалов

Квалификация (степень) выпускника  
бакалавр

Форма обучения  
очная

**Институт строительного материаловедения и техносферной безопасности**  
**Кафедра неорганической химии**


Белгород – 2015

Рабочая программа составлена на основании требований:

- Федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по направлению подготовки 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии», утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 12 марта 2015 г. № 227
- плана учебного процесса БГТУ им. В.Г. Шухова, введенного в действие в 2015 году.

Составитель: д.т.н., профессор  В.И. Павленко

Рабочая программа согласована с выпускающей кафедрой «Технологии цемента и композиционных материалов»

/ Заведующий кафедрой: д. т.н., профессор  И.Н. Борисов

«14» апреля 2015 г

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры НХ

«14» апреля 2015 г., протокол № 11.

Заведующий кафедрой НХ: д.т.н., проф.  В.И. Павленко

Рабочая программа одобрена методической комиссией института

«15» апреля 2015 г., протокол № 8.

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			
Общепрофессиональные			
1	ОПК-3	Способность использовать основные естественнонаучные законы для понимания окружающего мира и явлений природы	В результате освоения дисциплины обучающийся должен <b>Знать:</b> – основные понятия, законы и модели химических систем, свойства основных видов химических веществ и классов химических объектов неорганической химии; <b>Уметь:</b> – использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения химии для решения профессиональных задач <b>Владеть:</b> – методами экспериментального исследования в химии (планирование, постановка и обработка эксперимента).

## 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	Физическая и коллоидная химия.
2	Общая химическая технология.
3	Физическая химия силикатов
4	Промышленная экология
5	Аналитическая химия и физико-химические методы анализа
6	Химия вяжущих материалов
7	Технология вяжущих и композиционных материалов с использованием техногенных продуктов.

### 3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Общая трудоемкость дисциплины составляет 7 зач. единиц, 252 часа.

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр № 1	
Общая трудоемкость дисциплины, час	252	252	
<b>Аудиторные занятия, в т.ч.:</b>	102	102	
Лекции	34	34	
лабораторные	68	68	
практические			
<b>Самостоятельная работа студентов, в том числе:</b>	150	150	
Курсовой проект			
Курсовая работа			
Расчетно-графическое задания	18	18	
Индивидуальное домашнее задание			
<i>Другие виды самостоятельной работы</i>	132	132	
Форма промежуточной аттестации (экзамен, зачет)	36, 3	36, 3	

### 4. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

#### 4.1. Содержание лекционных занятий

#### Наименование тем, их содержание и объем

#### Курс 1 Семестр 1

№ 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 и сложное вещество, химический элемент. Важнейшие неорганические соединения, номенклатура. Металлы и неметаллы, получение, свойства, применение в технике. Химические свойства и получение оксидов, гидроксидов, кислот, солей. Связь между классами неорганических соединений. Периодичность свойств элементов.	2	-	6	15
<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).	2	-	4	15

	Стехиометрические законы (закон постоянства и сохранения массы, закон эквивалентов).				
<b>3.Строение атома и химическая связь</b>					
	Электронное строение атомов и молекул и периодическая система химических элементов. Двойственная природа атома. Волновая функция. Атомные орбитали. Квантовые числа. Правила построения многоэлектронных атомов: принцип Паули, правила Клечковского и Хунда Причины образования химической связи. Виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Основные характеристики химической связи. Насыщаемость, полярность и направленность ковалентной связи. Ковалентность и координационное число атомов. Делокализация связей. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Определение кратности связи. Электроотрицательность атомов. Межмолекулярные взаимодействия. Основные положения метода валентных связей и метода молекулярных орбиталей. Определение кратности связи.	4	-	-	15
<b>4.Общие закономерности осуществления химических процессов</b>					
	<p>Основные понятия термодинамики и химической кинетики.</p> <p>Скорость химической реакции в гомогенных и гетерогенных системах. Закон действия масс. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.</p> <p>Энергия. Виды энергии. Термодинамические величины. Параметры и функции состояния. Изобарные и изохорные процессы. Функции состояния системы: энтальпия, энтропия, энергия Гиббса. Энергетические эффекты химических реакций. Физическая сущность энергетических эффектов химических реакций. Критерий возможности самопроизвольного протекания процессов. Основные законы термодинамики. Закон Гесса. Эмпирическое правило Берглю-Томсена.</p>	6	-	8	15
<b>5.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 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 pH кислот, оснований, солей.	6	-	8	15

<b>6.Окислительно-восстановительные свойства веществ</b>					
	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). Влияние среды на характер протекания ОВР.	2	-	4	15
<b>7.Процессы, протекающие в электрохимических системах</b>					
	Химические источники электрической энергии. Схема гальванического элемента. Уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов. Теоретические основы электролиза. Законы электролиза. Коррозия металлов. Химическая (газовая) и электрохимическая коррозия металлов. Структура металлов и ее влияние на коррозионные процессы. Влияние внутренних и внешних факторов на скорость химической коррозии. Термодинамика коррозионных разрушений. Методы защиты от коррозии.	4	-	6	15
<b>8. Химия s-элементов периодической системы элементов и их соединений</b>					
	Общая характеристика, электронное строение, валентности, степени окисления, нахождение в природе, получение. Отношение s-элементов к простым и сложным соединениям. Оксиды и гидроксиды s-элементов. Особенности лития, бериллия и магния. Важнейшие представители элементов IA и IIA групп. Карбонат и гидрокарбонат натрия. Растворимое стекло. Физико-химические основы получения, гидратации и твердения. Известняки, мергели, гипс, ангидрит. Основы химии воздушных вяжущих веществ; негашеная и гашеная известь, гипсовые вяжущие вещества. Физико-химическая природа процессов схватывания и гидратации воздушных вяжущих. Жесткость воды. Методы умягчения воды.	2		8	15
<b>9. Химия p-элементов групп периодической системы элементов и их соединений</b>					
	Электронное строение, валентности, степени окисления, нахождение в природе, получение. Отношение p-элементов к простым и сложным соединениям. Важнейшие представители p-элементов. Оксид и гидроксид алюминия. Комплексная переработка нефелина. Аллюминаты и гидроаллюминаты. Применение Al и его сплавов в строительстве. Оксид кремния, его полиморфные модификации, химические свойства. Кремниевые кислоты. Силикаты. Минералы портландцементного клинкера. Состав цементного камня. Стекло и стекломатериалы. Ситаллы. Керамика. Огнеупоры. Оксиды азота, получение и свойства. Особенности разложения нитратов фосфатов, солей аммония. Гидроксиды азота и фосфора. Использование соединений	2		16	15

	<p>VA группы в строительстве.</p> <p>Важнейшие соединения кислорода (вода, пероксид водорода). Сероводород. Оксиды и гидроксиды серы. Сульфаты, применение в промышленности строительных материалов. Реакции обнаружения ионов: <math>S^{-2}</math>, <math>SO_3^{2-}</math>, <math>SO_4^{2-}</math></p> <p>Кислородные соединения галогенов, оксиды и гидроксиды. Особенности взаимодействия фтора с простыми и сложными веществами. Некоторые технические продукты. Минерализаторы. Плавиновая кислота</p>				
<b>10. Химия d-элементов групп периодической системы элементов и их соединений</b>					
	<p>Электронное строение. Причины образования соединений со С.О.=+3. Нахождение в природе. Физико-механические и химические способы получения простых веществ. Отношение к простым и сложным веществам.</p> <p>Электронное строение. Нахождение в природе. Получение. Отношение к простым и сложным веществам. Свойства оксидов и гидроксидов.</p> <p>Роль комплексообразования в переводе Cu, Ag и Au в раствор. Оксиды и гидроксиды. Малахит и лазурит.</p> <p>Причина отличия свойств элементов IIВ и IIIВ групп от свойств остальных d-элементов. Важнейшие минералы. Редкоземельные элементы. Получение. Отношение к простым и сложным веществам. Свойства важнейших соединений. Особенности свойств Sc.</p> <p>Применение. Меры безопасности при работе с Hg и ее соединениями. Оксиды марганца. Применение. Абразивы и режущие инструменты на основе карбидов WC, MoC. Нихром. Нержавеющая сталь. Керметы, содержащие, Cr, Mo, W.</p> <p>Металлокерамика. Титан – как конструкционный металл. Фиониты. Цирконовые и циркониевые огнеупоры. Получение, свойства и применение карбидов NbC в TaC. Карбонилы и гидроксиды Fe, Co, Ni. Качественные реакции на соединения железа <math>Fe^{+2}</math>, <math>Fe^{+3}</math></p>	4	-	8	15
	Итого	34		68	150

## 4.2. Содержание лабораторных занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Тема лабораторного занятия	К-во часов	К-во часов СРС
<b>Семестр № 1</b>				
1	Классификация, свойства классов неорганических соединений	Техника безопасности и правила работы в лаборатории. Классы неорганических веществ	6	3
2	Основные законы химии	Определение массы вещества по его эквиваленту	4	2
3	Теоретические основы описания свойств растворов.	Приготовление растворов заданной концентрации	4	2
4	Общие закономерности осуществления химических процессов	Определение тепловых эффектов химических процессов	4	2
5		Скорость химических реакций. Химическое равновесие	4	2
6	Теоретические основы описания свойств растворов.	Диссоциация электролитов и определение рН. Изучение ионных равновесий и гидролиза солей.	4	2
7	Окислительно-восстановительные свойства веществ	Окислительно-восстановительные реакции	4	2
8	Процессы, протекающие в электрохимических системах	Электрохимическая активность металлов, Коррозия металлов.	6	3
9	Химия <i>s</i> -элементов периодической системы элементов и их соединений.	Свойства <i>s</i> -элементов	8	4
10	Химия <i>p</i> -элементов III-IV групп периодической системы элементов и их соединений.	Свойства <i>p</i> -элементов III-IVА групп	8	4
11	Химия <i>p</i> -элементов V-VII групп периодической системы элементов и их соединений.	Свойства <i>p</i> -элементов V-VIIА групп	8	4
12.	Химия <i>d</i> -элементов I-IIIВ групп периодической системы элементов и их соединений.	Свойства <i>d</i> -элементов.	8	4
<b>ИТОГО:</b>			<b>68</b>	<b>34</b>



## 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>1 семестр</b>		
<b>1-я аттестация</b>		
1	Классификация, свойства химических элементов.	<p>1. Закончите уравнение реакций:  <math>NiO + P_2O_5 =</math>;     <math>Li_2O + HCl =</math>;     <math>Cr_2O_3 + KOH =</math>;  <math>Zn(OH)_2 + H_2SO_4 =</math>;     <math>H_2SO_4 + KOH =</math>;     <math>CaOHNO_3 + HCl =</math>.</p> <p>2. Напишите в молекулярном виде реакции следующих превращений: <math>Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeOHCl \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow FeSO_4</math></p> <p>3. Напишите формулы соединений и их графические формулы: оксид азота (V), гидроксид олова (IV), сернистая кислота, ортофосфат меди (II), гидроортосиликат кальция, нитрат гидроксиалюминия.</p> <p>4. Составьте в молекулярном виде реакции получения всех возможных солей исходя из:          гидроксида цинка и сернистой кислоты</p>
2	Основные законы химии	<p>1. Вывести формулу кристаллогидрата, содержащего 9,8% магния, 25,8% серы, 19,4% кислорода и 36,2% воды.</p> <p>2. Каков объем азота, занимаемый при температуре 20°C и давлении 1,5 атм, если масса газа составляет 0,28 г?</p> <p>3. Металл образует два хлористых соединения, содержащих соответственно 74,86 и 84,96% металла. Вычислить эквивалентные массы металла в каждом отдельном случае.</p>
3	Теоретические основы описания свойств растворов.	<p>1. Определите молярность и нормальность 28%-ного раствора KOH (<math>\rho = 1,263 \text{ г/мл}</math>).</p> <p>2. Какая масса 5%-ного раствора <math>AgNO_3</math> требуется для обменной реакции со 120 мл 0,6 н. раствора <math>AlCl_3</math>?</p> <p>3. Сколько мл 0,25 М раствора хлорида кальция можно приготовить из 1,4 г соли?</p>
4	Общие закономерности осуществления химических процессов	<p>1. Найти количество теплоты, выделяющейся при взрыве 8,4 л гремучего газа, взятого при н.у.</p> <p>2. При какой температуре самопроизвольно пойдет реакция: <math>CaCO_{3(к)} \rightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)}</math></p> <p>3. Стандартное изменение энергии Гиббса для реакции <math>A + B = AB</math> при 298 К равно -8 кДж/моль. Начальные концентрации <math>[A]_0 = [B]_0 = 1 \text{ моль/л}</math>. Найти константу равновесия реакции и равновесные концентрации веществ А, В и АВ.</p> <p>4. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость реакции возрастает в 15,6 раза?</p> <p>5. В каком направлении сместится равновесие в реакции:  <math>N_2(г) + O_2(г) = 2NO(г)</math>;     <math>\Delta H^0 = 180 \text{ кДж}</math>          а) при понижении температуры; б) при повышении давле-</p>

		<p>ния.</p> <p>6. Вычислить стандартное изменение энтальпии в реакции:</p> $Ca(OH)_{2(k)} + CO_{2(g)} = CaCO_{3(k)} + H_2O_{(g)}$
5	Теоретические основы описания свойств растворов.	<p>1. Напишите уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах: а) <math>Na_2HPO_4 + NaOH =</math>; б) <math>H_2SO_4 + Na_2SO_3 =</math>.</p> <p>2. Приведите уравнение диссоциации электролитов в растворах: <math>MgCl_2</math>; <math>Ba(OH)_2</math>; <math>H_3PO_4</math>; <math>Ca(HCO_3)_2</math>; <math>AlOHSO_4</math>.</p> <p>3. Определите величину pH водных растворов HCl и <math>Ca(OH)_2</math> концентрации 0,11 моль/л. Рассчитайте pH, константу гидролиза <math>NH_4CN</math>.</p> <p>4. Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах и укажите реакцию среды растворов следующих солей: <math>Pb(NO_3)_2</math>; <math>Na_2SO_3</math>; <math>CaCl_2</math>; <math>NaCl</math>; <math>Fe_2S_3</math>.</p> <p>5. Рассчитайте pH, константу гидролиза <math>NH_4CN</math>, если константы диссоциации <math>NH_4OH</math> и <math>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>6. Определите концентрацию нитрат-ионов (моль/л и г/л) в растворе 0,2 М нитрата меди (II), если степень диссоциации равна 60%.</p>
6	Окислительно-восстановительные свойства веществ	<p>1. Уравняйте реакцию методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция?</p> $MgO + Cl_2 + C \rightarrow MgCl_2 + CO; \quad Ag(NO_3) \xrightarrow{t} Ag + NO_2 + O_2;$ $Si + H_2O \rightarrow H_2SiO_3 + H_2; \quad HClO_3 \xrightarrow{t} ClO_2 + HClO_4 + H_2O;$ <p>2. Закончите окислительно-восстановительные реакции, используя ионно-электронный метод:</p> $NaBr + MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + \dots$ $KJ + H_2O_2 = J_2 + \dots$ <p>3. Возможна ли реакция:</p> $Hg + H_2SO_{4(конц.)} = HgSO_4 + SO_2 + H_2O$
<b>1 семестр</b>		
<b>2-я аттестация</b>		
7	Химия s-элементов I-ПА групп периодической системы элементов и их соединений	<p>1. Определите массу твердых и объем газообразных продуктов, образующихся при растворении 12 г кальция в 120 мл 12%-ного раствора азотной кислоты (<math>\rho = 1,07</math> г/мл).</p> <p>2. Закончить превращения: <math>Na + H_2SO_{4(конц.)} =</math>; <math>MgCl_2 + H_2O =</math>;  <math>Ca \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2</math></p> <p>3. Сплав лития и магния растворили в разбавленной соляной кислоте. Определите состав сплава в массовых долях (%), если масса выделившегося газа составила 10 % от массы сплава.</p>
8	Химия p-элементов IIIA группы периодической системы элементов и их соединений	<p>1. Определить массу осадка и объем газа (н.у.), полученные при растворении 101 г сульфида алюминия.</p> <p>2. Определить объем выделившегося газа (<math>t = 18^\circ C</math>, <math>P = 736</math> мм.рт.ст.) при взаимодействии 26 г свинца и 57 мл 0,4 н. раствора гидроксида натрия.</p> <p>3. Закончите реакции: <math>Al_2O_3 + KOH_{раствор} =</math>; <math>B + KOH =</math>;  <math>Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 =</math>; <math>Al + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 =</math>;  <math>B + NaOH + H_2O =</math>.</p>
9	Химия p-элементов IVA группы периодической системы эле-	<p>1. Определить массу образовавшегося осадка при смешивании 246 г оксида свинца (II) и 57 мл 0,4 н. раствора сульфата натрия.</p>

	ментов и их соединений	<p>2. Какую массу кремния необходимо взять для получения 27 г метасиликата натрия?</p> <p>3. Закончите реакции: <math>\text{Si} + \text{NaOH}_{(\text{расплав})} =</math>; <math>\text{Sn} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} =</math>;  <math>\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3</math></p>
10	Химия <i>p</i> -элементов VA группы периодической системы элементов и их соединений	<p>1. Какой объем 0,1 М раствора <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math> можно приготовить из 15 мл 2,5 М раствора?</p> <p>2. Какой объем 6%-ного раствора <math>\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7</math> (<math>\rho = 1,04</math> г/мл) требуется для окисления в сернокислом растворе <math>\text{KNO}_2</math>, содержащегося в 0,15 л 0,5 М раствора?</p> <p>3. Закончите уравнения реакций:  <math>\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \rightarrow</math>; <math>\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow</math>;  <math>\text{HNO}_3 \xrightarrow{t} \rightarrow</math>;  <math>\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow</math>; <math>\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow</math>; <math>\text{Bi} + \text{HNO}_{3(\text{разб.})} \rightarrow</math>.</p>
11	Химия <i>p</i> -элементов VIA группы периодической системы элементов и их соединений	<p>1. Сколько г 3,4%-ного раствора <math>\text{H}_2\text{O}_2</math> требуется для окисления 100 мл 1 М раствора <math>\text{FeSO}_4</math> в присутствии <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>?</p> <p>2. Сколько кг <math>\text{BaO}_2</math> и 20%-ного раствора <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> требуется для получения 120 кг 30%-ного раствора перекиси водорода?</p> <p>3. Закончите уравнения реакций:  <math>\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow</math>; <math>\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow</math>; <math>\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} +</math>;  <math>\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots</math></p>
12	Химия <i>p</i> -элементов VIIA группы периодической системы элементов и их соединений	<p>1. Сколько г <math>\text{KClO}_3</math> можно получить, пропуская <math>\text{Cl}_2</math> через 200 мл 2 М раствора <math>\text{NaOH}</math>?</p> <p>2. В 100 г <math>\text{H}_2\text{O}</math> при 20°C растворяется 3,6 г брома. Сколько г бромной воды потребуется для окисления 7,6 г <math>\text{FeSO}_4</math> в сернокислом растворе?</p> <p>3. Закончите уравнения реакций:  <math>\text{KClO}_3 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow</math>; <math>\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow</math>;  <math>\text{KClO}_{3(\text{нагр. кат.})} \rightarrow</math>; <math>\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow</math>; <math>\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow</math>.</p>
13	Химия <i>d</i> -элементов периодической системы элементов и их соединений	<p>1. Сколько молей <math>\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7</math> необходимо взять для окисления <math>\text{HBr}</math>, чтобы получить 8 г брома?¶</p> <p>2. Сколько г <math>\text{Zn}</math> окислится <math>\text{NaNO}_3</math> в щелочной среде, если выделится 2,8 л аммиака (н.у.)?</p> <p>3. Закончите уравнения реакции:  <math>\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots</math> <math>\text{VO} + \text{KOH} = \dots</math> <math>\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} = \dots</math></p>

## Вопросы для проведения промежуточной аттестации 1 семестр, экзамен

### I. Основы неорганической химии.

1. Кислые соли. Получение, диссоциация, свойства. Напишите формулы солей, приведите их графические формулы и уравнения диссоциации:

сульфат тригидроксоолова (IV), сульфат алюминия, гидрокарбонат хрома (III).

2. Кислотно-основные свойства оксида магния, способы получения. Напишите в молекулярном и ионном виде реакции следующих превращений:

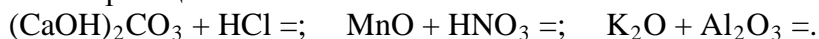


3. Оксиды, классификация, свойства, получение, применение в промышленности строительных материалов. Напишите формулы оксидов, соответствующие указанным гидроксидам:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

4. Классификация и способы получения оксидов. Составьте в молекулярном и ионном виде реакции получения всех возможных солей исходя из: гидроксида алюминия и серной кислоты.

5. Соли. Классификация солей. Диссоциация и графические формулы. Напишите формулы солей, приведите их графические формулы и уравнения диссоциации: ортофосфат меди (II), гидроортосиликат кальция, нитрат гидроксоалюминия.

6. Кислоты. Получение, классификация, диссоциация, химические свойства. Закончите уравнения реакций:



7. Средние соли. Получение, диссоциация, свойства, графические формулы. Напишите формулы солей, приведите их графические формулы и уравнения диссоциации: гидрометасиликат кальция, хлорид гидроксомагния, нитрат олова (IV).

8. Щелочи. Примеры щелочей. Диссоциация сильных и слабых оснований. Какие продукты образуются при диссоциации и гидролизе дигидроортофосфата натрия.

9. Особенности взаимодействия химических элементов с кислотами. Приведите примеры соответствующих реакций. В качестве кислот взять: *азотную, серную и соляную*.

10. Кислые соли. Номенклатура, получение и свойства. Напишите в молекулярном и ионном виде реакции получения всех возможных солей исходя из: гидроксида кальция и ортофосфорной кислоты.

### II. Строение атома и химическая связь.

1. Планетарная модель атома Резерфорда: ядро, электрон, протон, нейтрон. Изотопы. Изотоны. Изобары. Приведите полную и характеристическую формулы атома серы в нормальном и возбужденном состояниях, приведите электроннографическую формулу валентных подуровней серы в возбужденном и нормальном состояниях, укажите возможные валентности. Приведите формулы гидроксидов серы с указанием кислотно-основных свойств и уравнений диссоциации.

2. Охарактеризуйте основные положения квантовой механики: квантование энергии, корпускулярно-волновой характер движения микрочастиц, вероятностный метод описания микрообъектов. Приведите полную и характеристическую формулы атома фосфора в нормальном и возбужденном состояниях, приведите электроннографическую формулу валентных подуровней фосфора в возбужденном и нормальном состояниях, укажите возможные валентности. Приведите формулы гидроксидов фосфора с указанием кислотно-основных свойств и уравнений диссоциации.

3. Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое): обозначения, какие значения принимают, что характеризуют. Возможны ли пять значений магнитного квантового числа для p-орбиталей? Ответ обоснуйте.

4. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. s-, p- и d-элементы. Приведите полную и характеристическую формулы атома стронция в нормальном и возбужденном состояниях, приведите электроннографическую формулу валентных подуровней элементов в возбужденном и нормальном состояниях, укажите возможные валентности. Приведите формулу его гидроксида с указанием кислотно-основных свойств.

5. Максимальное число электронов на уровне и подуровне. Последовательность заполнения энергетических уровней в многоэлектронных атомах. Приведите полную и характеристическую формулы атома бария в нормальном и возбужденном состояниях, приведите электроннографическую формулу валентных подуровней элемента в возбужденном и нормальном состояниях, укажите возможные валентности.

6. Периодический закон Д.И.Менделеева и его графическое выражение. Периоды и группы элементов. Семейства металлов, неметаллов и амфотерных элементов. Напишите электронную формулу атома элемента и назовите его, если значения квантовых чисел ( $n$ ,  $\ell$ ,  $m_\ell$ ,  $m_s$ ) электронов валентного слоя следующие: а)  $3,0,0, +1/2$ ;  $3,0,0, -1/2$ ;  $3,1,1, +1/2$ ;  $3,1,0, +1/2$ ;  $3,1, -1, +1/2$ .

7. Периодический закон Д.И.Менделеева. (Привести современную формулировку и формулировку Д.И.Менделеева). Графическое выражение периодического закона. Типы периодических систем. Охарактеризуйте квантовыми числами следующие состояния электронов:  $2s^2$ ;  $5s^25p^2$ ;  $3s^23p^4$ .

8. Химическая связь. Типы химической связи в зависимости от распределения электронной плотности. Параметры химической связи: длина связи; валентный угол; энергия связи; кратность связи.

9. Основные положения метода валентных связей. Объясните механизм образования молекулы  $\text{SiF}_4$  и иона  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ . Может ли существовать ион  $[\text{CF}_6]^{2-}$ ?

10. Ионная связь. Характеристики ионной связи. Электроотрицательность. Изменение электроотрицательности элементов в зависимости от положения в периодической системе. Определение полярности молекул.

11. Ионная связь. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Шкала электроотрицательностей Полинга. Полярны ли связи в молекулах  $\text{Cl}_2$  и  $\text{HCl}$ .

12. Межмолекулярное взаимодействие. Энергия и составляющие межмолекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.

### III. Стехиометрия.

1. Как рассчитываются молярные массы эквивалентов оксидов, оснований, солей и кислот. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих соединений:  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

2. Приведите определения: Массовая доля. Молярность. Нормальность. Молярность. Титр. Молярная доля. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора серной кислоты, в 250 мл которого содержится 15 г кислоты.

3. Приведите определения: Масса и количество вещества. Моль. Абсолютные и относительные атомные и молекулярные массы. а) Вещество состоит из углерода, водорода и хлора. При сжигании 0,956 г его получено 0,352 г углекислого газа и 0,072 г воды. Молекулярная масса вещества 119,4. Найдите его формулу.

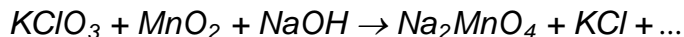
4. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Универсальная газовая постоянная, ее численное значение, физический смысл. Объединенный газовый закон Бойля-Мариотта и Гей-Люссака. Определите молярную массу ацетона, пары которого при температуре  $87^\circ\text{C}$  и давлении 720 мм рт. ст. занимают объем 0,5 л и имеют массу 0,91 г.

5. Закон Авогадро и следствия вытекающие из него. Какой объем газа (н.у.) выделится при взаимодействии соляной кислоты с 25 г мрамора, содержащего 10% примесей.

6. Приведите определение: Эквивалент. Молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов. Эквивалентный объем. Вычислите молярную массу эквивалента цинка, если 1,17 г его вытеснили из кислоты 436 мл водорода, измеренного при 17 °С и давлении 98,64 кПа.

7. Приведите определение: Атом. Молекула. Простые и сложные вещества. Абсолютная атомная и молекулярная масса. Сколько килограммов  $\text{CaCO}_3$  подверглось разложению, если получено 800 л  $\text{CO}_2$  (н.у.)?

8. Приведите определение: Молярная масса эквивалента вещества в окислительно-восстановительной реакции. Уравняйте реакцию, укажите окислитель и восстановитель, определите молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя:

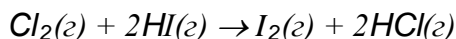


9. Закон постоянства состава. Состав вещества, масс. %: 62,1 – углерода, 10,3 – водорода, 27,6 – кислорода. Молекулярная масса вещества равна 57,6 г/моль. Вывести его формулу.

#### IV. Основы химической кинетики.

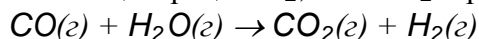
1. Зависимость скорости реакции от температуры. Эмпирическая зависимость Вант-Гоффа, физический смысл температурного коэффициента. Понятие об энергии активации. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен 2,3.

2. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Понятие об энергии активации. Равновесные концентрации иода, хлора и иодоводорода в реакции:



соответственно равны, моль/л: 2, 4 и 1. Какова константа равновесия? Каковы начальные концентрации хлора и иодоводорода?

3. Скорость химической реакции. Физический смысл константы скорости реакции. Равновесные концентрации  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}$  и  $\text{H}_2\text{O}$  реакции:



равны соответственно 4, 2 и 3 моль/л. Какова константа равновесия? Каковы начальные концентрации воды и оксида углерода (II)?

4. Приведите формулировку закона действующих масс для скорости реакции (с примером). Рассмотрите реакцию:



Приведите выражения для скоростей прямой и обратной реакций, выражение для константы равновесия реакции.

5. Обратимые и необратимые реакции. Принцип Ле-Шателье. Влияние термодинамических параметров ( $P$ ,  $V$  и концентрации) на химическое равновесие. Связь энергии Гиббса с константой химического равновесия. Рассмотрите реакцию:  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{Fe}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$

Как сместится равновесие при увеличении давления в системе; при охлаждении системы.

#### V. Основы химической термодинамики.

1. Основные понятия химической термодинамики (система, фаза, компонент, характеристические функции состояния системы, термодинамические параметры).

2. Термохимия; термохимическое уравнение. Экзотермические и эндотермические реакции. Закон Гесса и следствия из него. Определите тепловой эффект реакции, составьте термохимическое уравнение:



3. Характеристические функции состояния системы. Внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Рассчитайте тепловой эффект реакции сгорания 1,12 м<sup>3</sup> оксида углерода (II) (н.у.).

4. Термохимия. Основные законы термохимии. Стандартная энергия Гиббса образования воды равна  $-228,8$  кДж/моль. Вычислите константу равновесия представленной выше реакции.

## VI. Ионные реакции и гидролиз солей.

1. Гидролиз солей. Случаи гидролиза солей. Ступенчатый гидролиз. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме и укажите реакцию среды следующих солей: перманганата калия, нитрата бериллия, метасиликата натрия, сульфида хрома (III).
2. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля. Серная кислота по первой ступени диссоциирована полностью, по второй ступени – на 60%. Определите концентрацию ионов и молекул в 0,1 М растворе серной кислоты.
3. Количественные характеристики гидролиза: константа и степень гидролиза. Рассчитайте величину рН 0,1 М раствора карбоната натрия. Константа диссоциации угольной кислоты по второй ступени равна  $4,69 \cdot 10^{-11}$ .
4. Растворы. Качественные и количественные характеристики растворов. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Сколько *мл* 0,5 М раствора NaOH можно приготовить из 5 *г* NaOH?
5. Правило Бертолле для практически необратимых реакций. В какую сторону пойдет реакция между дигидроортофосфатом натрия и соляной кислотой? Приведите объяснение.
6. Ионное произведение воды. Шкала кислотности. рН. Какие ионы образуются при растворении в воде следующих солей: цианида аммония, хлорида алюминия, гидроортофосфата натрия, нитрата калия, гидроксохлорида магния.
7. Сходства и отличия понятий гидролиз солей и электролитическая диссоциация. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Смещение равновесия гидролиза. Что произойдет, если слить растворы *хлорида алюминия и карбоната калия*. Приведите выражения констант равновесия для веществ определяющих направление процесса.
8. Степень и константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Как практически определить силу электролита (приведите примеры).
9. Кислоты. Диссоциация сильных и слабых кислот. Определите величину рН водного раствора HCl концентрации 0,05 н., если степень диссоциации составляет 85%.
10. Закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация. Изотонический коэффициент. Активность. Определите величину рН водного раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  концентрацией 0,03 *моль/л*, если степень диссоциации составляет 80%.
11. Константа гидролиза. Приведите примеры определения константы гидролиза для солей, гидролизующихся по катиону, аниону и катиону и аниону. Смещение равновесия гидролиза.
12. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах, назовите соединения и укажите реакцию среды (рН) растворов следующих солей: *нитрата кальция, хлорида олова (II), ортоалюмината кальция, сульфита хрома (III)*.
13. Случаи необратимого гидролиза. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах и укажите реакцию среды следующих солей: *карбоната алюминия, метасиликата калия, сульфата марганца (II)*.

## VII. ОВР и электрохимия.

1. Законы Фарадея. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора *нитрата серебра* на инертных электродах, Какая масса вещества выделится на катоде из раствора, если сила тока равна 0,75 А, а время электролиза – 2,5 час?
2. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжений металлов. Зависимость свойств металлов от положения в ряду напряжений.
3. Электролиз. Активные и инертные аноды. Типы катодов. Законы Фарадея. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора сульфата железа (II) на инертных электродах. За какое время на аноде выделится из раствора 0,7 *г* вещества, если сила тока равна 1,4 А?
4. Понятие о стандартном электродном потенциале. Определение Э.д.с. и направления окислительно-восстановительных реакций.
5. Гальванический элемент. Типы гальванических элементов. Свинцовый аккумулятор; устройство, принцип работы. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из медной и оловянной пластин, опущенных соответственно в 1,3 М и 0,5 М растворы их солей. Напишите

уравнения электродных процессов. Вычислите Э.Д.С. гальванического элемента ( $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = +0,34$  В;  $E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^{\circ} = -0,141$  В).

6. Зависимость электродного потенциала от температуры, природы металла, величины рН, концентрации солей. Уравнение Нерста.

7. Окислитель, восстановитель. Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей. Какие из перечисленных веществ и за счет каких элементов проявляют обычно окислительные свойства и какие восстановительные? Указать те из них, которые обладают окислительно-восстановительной двойственностью:  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{CO}$ ;  $\text{Zn}$ ;  $\text{F}_2$ ;  $\text{NaNO}_2$ ;  $\text{KMnO}_4$ ;  $\text{HClO}$ ;  $\text{H}_3\text{SbO}_3$ .

8. Гальванический элемент Якоби-Даниэля, устройство, принцип работы, электродные процессы, схема гальванического элемента, Э.Д.С. Какие два металла опущенные в 1 М растворы их солей образуют гальванический элемент с наибольшим значением Э.Д.С.? Составьте схему образующегося гальванического элемента.

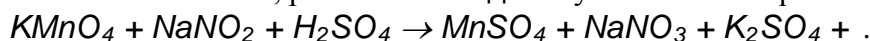
1) *Zn и Cu*; 2) *Mg и Pt*

( $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0,76$  В;  $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = +0,34$  В;  $E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^{\circ} = -2,37$  В;  $E_{\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}}^{\circ} = +1,20$  В)

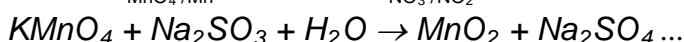
9. Влияние среды на ОВР. До каких продуктов восстанавливается перманганат калия в зависимости от среды. Какие из перечисленных ионов могут служить окислителями а какие не могут и почему:  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{MoO}_4^{2-}$ ,  $\text{IO}_4^-$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ?

10. Природа возникновения электродного потенциала. Стандартный электродный потенциал. Электрохимический ряд напряжений металлов. Факторы, определяющие положение металла в ряду напряжений.

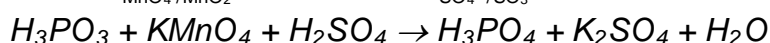
11. Типы ОВР. Методы уравнивания ОВР (их краткая характеристика). Уравняйте реакцию, укажите окислитель и восстановитель, рассчитайте Э.Д.С. и укажите ее направление:



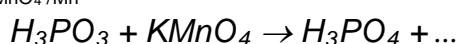
( $E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^{\circ} = +1,52$  В;  $E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2}^{\circ} = +0,94$  В)



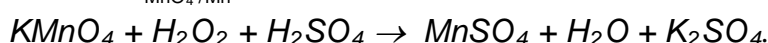
( $E_{\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2}^{\circ} = +1,67$  В;  $E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}}^{\circ} = +0,20$  В)



( $E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^{\circ} = +1,52$  В;  $E_{\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_3\text{PO}_3}^{\circ} = -0,276$  В)



( $E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^{\circ} = +1,52$  В;  $E_{\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_3\text{PO}_3}^{\circ} = -0,276$  В)



## VIII. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ.

№ п/п	Наименование вопросов
1.	Элементы IA группы: электронная структура, валентности, степени окисления. Реакции с простыми и сложными веществами. Свойства оксидов и гидроксидов, их реакции с влагой воздуха, углекислотой, оксидами алюминия, бора, кремния. Особенности лития; его сходство с магнием.
2.	Элементы IIА-группы, строение, валентности, степени окисления. Свойства оксидов и гидроксидов, отличие подгруппы щелочно-земельных элементов. Жесткость воды и способы ее устранения.
3.	IIIА группа элементов: электронная структура, валентности, степени окисления, координационные числа. Оксиды и гидроксиды алюминия и бора, их различия. Реакции оксидов алюминия и бора с оксидами щелочных и щелочноземельных элементов в расплавах.
4.	IVА группа элементов: электронное строение, валентности, степени окисления, координационные числа. Свойства оксидов и гидроксидов углерода и кремния. Поликонденсация кремниевых кислот.
5.	Элементы VA группы: электронное строение, валентности, степени окисления. Окси-



	<p>ды и гидроксиды, закономерности в изменении их свойств.</p> <p>Какие из оксидов азота могут вступать в реакцию со щелочью и каков рН полученных растворов? Каково действие холодной концентрированной азотной кислоты на алюминий?</p>
6.	<p>Элементы VI A группы: электронная структура, валентности, степени окисления. Кислород и озон. Физические и химические свойства. Озон, его получение; строение молекулы, свойства и применение. Соединения элементов с кислородом: оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды; получение и свойства.</p>
7.	<p>Элементы группы VIIA: электронная структура, валентности, степени окисления. Отличия фтора от остальных галогенов. Свойства водородных соединений галогенов.</p>
8.	<p>Натрий: реакции с кислородом, водородом, водой, кислотами. Свойства оксида и гидроксида натрия. Термическая устойчивость гидроксида, гидрокарбоната, нитрата, сульфата натрия. Реакции оксида натрия и карбоната натрия с оксидом алюминия в расплавах.</p>
9.	<p>Магний: электронная структура, валентности, степени окисления. Свойства оксида и гидроксида магния. Гидролиз солей магния. Гидрокарбонаты магния в жестких водах, устранение временной жесткости. Магнезиальный цемент.</p>
10.	<p>Кальций, его оксид и гидроксид, их свойства и реакции с оксидами алюминия, бора, кремния в расплавах. Термическая устойчивость карбоната, гидрокарбоната, сульфата, нитрата кальция. Гашеная и негашеная известь, гипсовые вяжущие.</p>
11.	<p>Бор: электронное строение, валентности, степени окисления. Бориды, бораты, тетрабораты, ортоборная кислота. Гидратация борного ангидрида. Сплавление тетрабората натрия (буры) с оксидами.</p>
12.	<p>Кремний, электронная структура, валентности, степени окисления. Силициды металлов, их гидролиз. Структура диоксида кремния, его реакции с оксидами, карбонатами, сульфатами щелочных и щелочно-земельных элементов. Гидролиз силикатов и образование полисиликатов.</p>
13.	<p>Кислород: электронное строение, валентности, степени окисления. Гидриды кислорода. Структура воды, характер гибридизации атомных орбиталей кислорода, полярность связи O–H и полярность молекулы. Аномальные свойства воды, ее реакции с металлами, неметаллами, оксидами, фторидами металлов и неметаллов. Ионное произведение воды, водородный показатель.</p>
14.	<p>Элементарный азот. Химическая связь и причина инертности азота. Проблемы связывания атмосферного азота; цианамидный способ, метод Биркеленда, метод Габера-Боша.</p> <p>Оксиды азота (<math>N_2O</math>, <math>NO</math>, <math>N_2O_3</math>, <math>NO_2</math>, <math>N_2O_4</math>, <math>N_2O_5</math>), получение и свойства, особенности строения.</p>
15.	<p>Фосфор, электронная структура, валентности, степени окисления. Оксиды и кислоты фосфора. Гидратация фосфорного ангидрида. Диссоциация кислот фосфора и гидролиз фосфатов.</p>
16.	<p>Аллотропические модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерены. Особенности строения и свойств углерода. Типы гибридизации атомных орбиталей углерода. Основное отличие строения элементов четвертой группы от остальных элементов Периодической системы.</p>
17.	<p>Кремний: электронная структура, валентности, степени окисления, реакции с водой, щелочами, кислотами. Оксид кремния (VI) и кремниевые кислоты. Гидролиз силикатов, образование полимерных структур.</p>
18.	<p>Азотистая кислота: получение, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, применение, химическая связь и строение молекулы. Нитриты, их получение и свойства. Особенности термического разложения нитритов.</p>
19.	<p>Оксид серы (IV): кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Растворение в воде, свойства сернистой кислоты и гидролиз сульфитов.</p>
20.	<p>Алюминий: электронная структура, валентности, степени окисления. Свойства оксида и гидроксида алюминия, их реакции со щелочами в растворах и расплавах.</p>

21.	Оксиды углерода, их структура и характер связи. Полярность и растворимость в воде. Кислотно-основные свойства оксидов. Образование и гидролиз карбонатов щелочно-земельных металлов и магния. Термическая диссоциация карбонатов IIА группы.
22.	Элементарный бор. Физико-химические свойства бора. Бороводороды, их получение и свойства; природа химической связи в бороводородах. Соединения бора с металлами, их получение и свойства. Особенности взаимодействия бора и его оксида с расплавом и раствором щелочи, в том числе в присутствии кислорода. Взаимодействие бора с концентрированными кислотами. Использование соединений бора в производстве стекла, эмалей, при пайке металлов.
23.	Кальций: электронная структура, валентности, степень окисления. Оксид и гидроксид кальция, их свойства и реакции с оксидами бора, алюминия, кремния. Гашеная и негашеная известь, гипс. Гидролиз силикатов кальция.
24.	Сульфиды, их растворимость в воде, растворах кислот и сульфидов щелочных металлов или аммония. Гидролиз сульфидов, растворимых в воде. Полисульфиды: строение молекул (количество атомов серы в цепи), получение, свойства.
25.	Общая характеристика элементов IA–IIA групп: строение атома, валентности и степени окисления, электроотрицательность, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Нахождение в природе, способы получения. Отношение s-элементов к простым и сложным веществам.
26.	Общие сведения об углеродсодержащих полезных ископаемых органического происхождения (нефть, каменный уголь, природный газ, сланцы, торф). Карбиды металлов: методы получения, классификация, зависимость свойств от природы химической связи. Гидролиз карбидов.
27.	Основные черты сходства бора и кремния. Гидролиз тетрабората натрия. Дегидратация кислот бора. Реакции сплавления тетрабората натрия (бура) и оксидов d-элементов (образование "перлов"). Почему бор реагирует только с кислотами-окислителями?
28.	Азотная кислота, ее свойства и реакции с металлами и неметаллами.
29.	Классификация основных способов получения веществ (физико-механические, химические и электрохимические способы получения). Физико-механические способы получения веществ. Фракционная перегонка воздуха. Вымораживание. Выплавление. Сепарация.
30.	Электрохимические способы получения веществ. Электролиз раствора и расплава веществ. Виды катодов, используемых при электролизе: ртутные катоды, жидкий сплав кальция с медью, жидкий свинец, железные и медные катоды. Примеры электролиза: электролиз воды, хлорида натрия, получение щелочных и щелочноземельных металлов, алюминия, фтора.
31.	Химические способы получения веществ. Металлотермия: алюмотермия, магниитермия, кальцийтермия. Пирометаллургия. Получение цинка, свинца, железа. Особенности получения металлов при неполном обжиге руд. Использование в качестве восстановителей $Cl_2$ , $H_2$ , $Si$ , $I_2$ , $Br_2$ .
32.	Структура диоксида кремния и силикатов; характер гибридизации атомных орбиталей кремния. Реакции диоксида кремния с фтором и фтороводородом.
33.	Оксид углерода (II): особенности строения молекулы и свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Оксид углерода (II) как восстановитель и лиганд. Оксид углерода (IV): строение молекулы, свойства, получение и применение, свойства.
34.	Закономерности взаимодействия химических элементов со щелочами. Отношение амфотерных элементов к растворам и расплавам щелочей. Отличительные особенности взаимодействия B, C, Si и галогенов, S, Se, Te, P со щелочами.
35.	Отношение элементов к серной, соляной и азотной кислотам. Влияние природы металла и концентрации кислоты на продукты реакций. Особенности взаимодействия неметаллов с кислотами окислителями.
36.	Фтор, его свойства, реакции с водородом, галогенами, водой, аммиаком, кремнием. Причина отличий фтора от остальных галогенов.

37.	Сравнительная характеристика получения соды по аммиачному методу Эрнеста Сольве и методу Николы Леблана. Важнейшие области применения соды.
38.	Подгруппа скандия. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; получение. Отличие свойств скандия от свойств остальных элементов; близость последних к свойствам лантаноидов. Сходство свойств соединений s-элементов и элементов ШВ-подгруппы. Отношение к простым и сложным соединениям. Амфотерные свойства оксида и гидроксида скандия.
39.	Подгруппа цинка. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; способы получения металлов. Отношение к простым и сложным соединениям. Оксиды и гидроксиды (II), свойства и получение. Применение простых веществ и их соединений.
40.	Подгруппа хрома. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; получение, свойства и применение. Кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов хрома (II, III), способы получения.
41.	Семейство железа. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; получение, свойства и применение. Чугун и сталь. Оксиды и гидроксиды элементов (II), их свойства и получение; соли и комплексные соединения. Соединения железа (VI): ферраты, их свойства. Применение элементов и соединений.
42.	Подгруппа марганца. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; получение, свойства и применение. Оксид марганца (VII), марганцовая кислота и перманганаты, свойства и получение; окислительно-восстановительные свойства соединений различных степеней окисления марганца и зависимость их от pH.
43.	Жесткость воды. Определение, классификация. Причины карбонатной жесткости воды. Способы устранения.
44.	Свойства d-элементов I B группы. Общая характеристика элементов; нахождение в природе; способы получения металлов. Отношение к простым и сложным соединениям. Соединения меди (I и II); оксиды, гидроксиды, соли и комплексные соединения; методы получения и свойства.
45.	Оксиды фосфора: получение и свойства, строение. Кислородсодержащие кислоты, способы получения, строение молекул, химическая связь и свойства. Кислоты фосфора со степенью окисления P (+5, +3, +1). Отличительные особенности строения кислот разных групп. Полифосфаты и метафосфаты. Применение фосфора и его соединений.
46.	Пероксид водорода: методы получения, строение молекулы, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Пероксиокислоты: способы получения, свойства.
47.	Соединения галогенов с кислородом. Оксиды хлора, брома, иода: получение, структура, свойства; сравнение устойчивости, кислотных и окислительных свойств оксидов. Взаимодействие галогенов с водой и растворами щелочей. Отношение галогенов к кислородсодержащим соединениям галогенов и соединениям их с водородом и металлами.
48.	Сходство в свойствах бериллия и алюминия: типы гибридизации атомных орбиталей, координационные числа, отношение к кислотам и щелочам, свойства оксидов и гидроксидов.
49.	Особенности разложения аммонийных солей. Ответ подтвердите уравнениями реакций.
50.	Соединения серебра (I); оксид, его свойства; нитраты и галогениды, их свойства; фотографический процесс получения черно-белых изображений; комплексные соединения серебра (I), свойства и способы получения. Соединения золота (I), свойства и способы получения. Соединения золота (III); оксид и гидроксид; галогениды, свойства и способы получения; комплексные соединения. Применение простых веществ и соединений.

## 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 домашних заданий

#### Курс 1 Семестр 1

При изучении дисциплины «ОХ» предусмотрено выполнение домашних заданий по следующим разделам: 1-10

№ п/п	Типовые задания	Цель изучения раздела	Кол-во час
Классификация, свойства химических элементов			
1.	<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.	
Основные законы химии			
2.	<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>	Цель задания – уметь решать задачи с применением основных законов химии.	
Общие закономерности осуществления химических процессов			
3.	<p>1. Как изменится скорость реакции <math>2\text{A} + 3\text{B} \rightarrow \text{A}_2\text{B}_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\text{H}^\circ = 180 \text{ кДж}</math></p>	Цель задания – зная общие закономерности осуществления химических процессов, уметь их применять для расчета кинетики различных процессов.	
Теоретические основы описания свойств растворов			
4.	<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 \text{ г/мл}</math>)?</p>	Цель задания – уметь решать задачи на различные способы выражения концентрации растворов, определения кислотности раство-	

	<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>	ров (pH).	
Окислительно-восстановительные свойства веществ			
5.	<p>1. Уравняйте реакции, установите их тип. Для ионно-электронного метода напишите значения стандартных электродных потенциалов и определите направление протекания реакции:</p> $\text{MgO} + \text{Cl}_2 + \text{C} = \text{MgCl}_2 + \text{CO}$ $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Цель задания – уметь прогнозировать продукты реакции в различных процессах.	
Процессы, протекающие в электрохимических системах			
6	<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 образующегося при этом гальванического элемента.</p>	Цель задания – изучить процессы электролиза растворов и расплавов солей и по законам электролиза находить выход продукта, знать методы защиты металлов от коррозии.	
7.	<p>Свойства элементов I-VIII A групп элементов.</p> <p>1. Составьте уравнения реакций. Обменные реакции напишите в ионно-молекулярном виде, окислительно-восстановительные реакции уравняйте ионно-электронным методом. <math>\text{C} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t}</math>; <math>\text{Ge} + \text{HNO}_{3\text{конц}} + \text{HCl}_{\text{конц}} \rightarrow</math>;</p> $\text{Sn} + \text{HNO}_{3\text{оч. разб}} \xrightarrow{t}$ ; $\text{AuCl}_3 + \text{HCl}_{\text{конц}} \rightarrow$ ; $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ; $\text{As} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ; $\text{S} + \text{HNO}_{3\text{конц}} \xrightarrow{\text{кипение}}$ ; $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ; $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ; $\text{HF} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ; $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O}_{\text{пар}} \xrightarrow{t}$ ; $\text{Ag} + \text{HNO}_{3\text{разб}} \rightarrow$ ; $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t}$ .	Цель задания – изучить свойства элементов I-VIII A групп элементов, уметь писать уравнения реакций, осуществлять превращения.	4
8.	При полном термическом разложении смеси нитрата натрия и карбоната кальция получили смесь газов объемом 11,2 дм <sup>3</sup> (н.у.) с плотностью по водороду равной 16,5. Определите массу исходной смеси.	Цель задания – зная свойства элементов I-VIII A групп, уметь решать задачи на выход продуктов реакции, определять pH и константу гидролиза солей, определять объем или массу растворов.	
9.	Определите pH и константу гидролиза 69 мл 12%-го раствора метасиликата натрия ( $\rho = 1,137$ г/мл).		
10.	Какой объем 3 н. раствора нитрита натрия требуется для полного восстановления перманганата калия в нейтральной среде, содержащегося в 340 г 23%-ного раствора перманганата калия.		
11.	На обжиг 19,1 г сульфида некоторого металла потребовалось 6,72 л кислорода (н.у.). В сульфиде и в образовавшемся после обжига оксиде металл имеет степень окисления +2. Сульфид какого металла был подвергнут обжигу? Какая масса иода может прореагировать с газом, оставшимся после обжига?		

12.	При действии 189 г азотной кислоты на некоторое количество смеси металлической меди и оксида меди (II) выделилось 11,2 л оксида азота (II). Какой объем 94%-ной серной кислоты ( $\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$ ) потребовалось бы для растворения такого же количества исходной смеси.		
-----	---	--	--

### Перечень расчетно-графических заданий

На выполнение РГЗ предусмотрено 18 часов самостоятельной работы студента.

Пример РГЗ

#### Вариант 11

1. Реакцию  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$  проводили в реакторе объемом 10 л с использованием 20 моль  $\text{H}_2$  и 30 моль  $\text{Br}_2$  при температуре  $180^\circ\text{C}$  и атмосферном давлении. Используя справочные данные (влиянием температуры пренебречь), определите константу равновесия реакции, равновесные концентрации веществ, а также выход продукта.

2. Вода содержит гидрокарбонат магния и сульфат кальция. Как устранить жесткость воды? Напишите уравнения реакций. Общая жесткость волжской воды равна 6,52 мэкв/л, а временная – 3,32 мэкв/л. Какую массу карбоната натрия и гидроксида кальция необходимо добавить в воду, чтобы устранить жесткость 5 л воды?

3. ПР  $\text{AgI}$  равно  $8,5 \cdot 10^{-17}$ . Образуется ли осадок, если смешали равные объемы 0,002 М растворов  $\text{NaI}$  и  $\text{AgNO}_3$ .

4. При электролизе 700 г 10 %-ного раствора  $\text{NaI}$  на аноде выделилось 7,96 л газа. Рассчитайте процентную, молярную и нормальную концентрации растворенных веществ после проведения электролиза ( $\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$ ).

5. При нагревании 7,95 г смеси нитратов цинка и калия образовавшиеся газы были пропущены через воду, причем 672 мл газа (н.у.) не поглотилось. Определите массу нитрата цинка.

6. Опишите строение молекул  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{BeO}$  и ионов  $[\text{FeF}_6]^{2-}$ ,  $\text{BeF}_3^-$  методом валентных связей: тип гибридизации АО бериллия, число и тип связей, геометрическую форму и валентный угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в частицах? Полярны ли молекулы?

### 5.4. Перечень контрольных работ

Рабочей программой предусмотрена одна контрольная работа по теме: Строение атома и химическая связь.

Примерный билет.

#### Билет 1

(Строение атома и хим. связь)  
(2015)

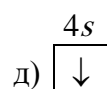
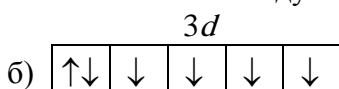
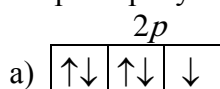
1. Приведите полную и характеристическую формулы атомов  $\text{Zn}$ ,  $\text{Co}$ ,  $\text{Tc}$  в нормальном и возбужденном состояниях, приведите графическую электронную формулу валентных подуровней элементов в возбужденном и нормальном состояниях, укажите возможные валентности. Приведите формулы гидридов и оксидов, соответствующие высшим степеням окисления этих элементов.

2. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения квантовых чисел ( $n$ ,  $\ell$ ,  $m_\ell$ ,  $m_s$ ) 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.

3. Охарактеризуйте квантовыми числами следующие состояния электронов:



4. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня с  $\ell = 3$ ?

5. Опишите строение молекул  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$  и ионов  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО серы, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -электроны в этих частицах?

## 6. ОСНОВНАЯ И ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

### 6.1. Перечень основной литературы

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н. С. Ахметов. – СПб.; Москва; Краснодар: Лань, 2014. – 743 с.

2. Конспект лекций по химии: учеб. пособие / В. И. Павленко, Л. В. Денисова, Н. В. Ключникова, А. Н. Володченко. – Белгород: Изд-во БГТУ им. В. Г. Шухова, 2010. – 136 с.

3. Теоретические основы химии: Задания для самостоятельной работы студентов: учеб. пособие / сост.: В. Г. Клименко, А. Н. Володченко, В. И. Павленко. – Белгород: Изд-во БГТУ им. В. Г. Шухова, 2014. – 125 с.

4. Володченко А.Н., Павленко В.И., Клименко В.Г. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие – Белгород: Изд-во БГТУ им. В.Г. Шухова, 2009. – 115 с.

5. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – изд. стер. - М.: Интеграл-Пресс, 2005. - 240 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. – 3-е изд., стер. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2010. – 53 с.

### 6.2. Перечень дополнительной литературы

1. Основы неорганической химии; метод. Указания для студентов дневной формы обучения/сост.: В. Г. Клименко, А. Н. Володченко, В. И. Павленко. – 2-е изд., доп. – Белгород: Изд-во БГТУ им. В. Г. Шухова, 2004. – 53 с.

2. Володченко А. Н. Практикум по неорганической химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие для студентов, обучающихся по направлениям 240100.62 - Хим. технология, 241000.62 - Энерго-и ресурсосберегающие процессы в хим. технологии, нефтехимии, биотехнологии, 270800.62 - Стр-во / А. Н. Володченко, В. И. Павленко, В. Г. Клименко Режим доступа: – <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/201404092115112853000004246>.

3. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс]: сост.: В. И. Павленко, А. Н. Володченко, В. Г. Клименко / БГТУ им. В. Г. Шухова, каф. неорган. химии; БГТУ им. В. Г. Шухова, каф. неорган. химии. – Электрон. текстовые дан. – Белгород : Изд-во БГТУ им. В. Г. Шухова, 2014. – Режим доступа: <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2014040921150643984100001881>

4. Ключникова, Н. В. Основы электрохимии и химические свойства конструкционных металлов: учеб. пособие для студентов, обучающихся по направлению 270100 "Стр-во" / Н. В. Ключникова, Л. В. Денисова. – 2-е изд., доп. – Белгород: Изд-во БГТУ им. В. Г. Шухова, 2010. – 131 с.

5. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебник. – Электрон. дан. – СПб.: Лань, 2014. — 744 с. – Режим доступа: [http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1\\_id=50684](http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684)

6. Методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу общей химии для студентов всех специальностей. Клименко В.Г., Ключникова Н.В., Володченко А.Н., Шевцова Р.Г., - Белгород: БГТУ, 2010. - 51 с – Режим доступа <https://elib.bstu.ru/Reader/Book/2013040919012222315700009963>

### 6.3. Перечень интернет ресурсов

1. Российское образование ФЕДЕРАЛЬНЫЙ ПОРТАЛ: <http://www.edu.ru/>
2. Химический каталог: <http://www.ximicat.com/>
3. Химический портал ChemPort.Ru: <http://www.chemport.ru>
4. Сайт о химии ХиМиК: <http://www.xumuk.ru/>
5. Сайт НеХудожественная Литература NeHudLit: <http://www.nehudlit.ru/books/subcat352.html>
6. Microsoft Office Professional 2013 Лицензионный договор № 31401445414 от 25.09.2014

## 2. 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 «СHEMMATHS»
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.

Защита лабораторных работ «Гидролиз солей», «Жесткость воды» проходит в виде деловой игры: группа делится на команды; каждая команда предлагает свои варианты решения поставленной проблемы, после чего идет разбор предложенных вариантов и выбор оптимального.

## ПРИЛОЖЕНИЯ

### *Приложение №1.*

#### **Методические указания для обучающегося по освоению дисциплины**

Курс «Общая химия» представляет собой неотъемлемую составную часть подготовки студентов по направлению 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии».

Обучение курсу общей и неорганической химии преследует две основные цели: первая – общевоспитательная и развивающая, заключающаяся в формировании и развитии логических способностей и элементов творческого химического мышления; вторая – конкретно-практическая, связанная с формами применения химических законов в технологических процессах, со свойствами веществ и материалов.

Задачами дисциплины являются: освоение студентами фундамента современной химической науки и на его основе - химии элементов и их соединений, получение современных научных представлений о материи и формах ее движения, о закономерностях протекания химических реакций; понимание значения химии в промышленности строительных материалов; знание курса химии необходимо для успешного изучения последующих общенаучных и специальных дисциплин, а в дальнейшем – для успешной творческой деятельности специалиста.

Программа курса состоит из двух частей. В первой части представлены теоретические



основы неорганической химии – основные учения химии– учение о строении вещества, учение о направлении химических процессов, учение о скорости химических процессов и учение о периодическом изменении свойств химических элементов. Во второй части систематизированы основные закономерности в изменении свойств элементов и их соединений. Изучение любого объекта химии – реакции и вещества – предлагается проводить с позиций основных четырех учений химии.

**После изучения дисциплины студент должен знать:** электронное строение атомов и молекул, основы теории химической связи в соединениях разных типов, строение веществ в конденсированном состоянии, основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния, методы описания химических равновесий в растворах электролитов, химические свойства элементов различных групп Периодической системы и их важнейших соединений, строение и свойства координационных соединений.

**После изучения дисциплины студент должен уметь:** использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения неорганической химии для решения профессиональных задач; выполнять основные химические операции, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ.

**После изучения дисциплины студент должен владеть:** теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов, экспериментальными методами определения физико-химических свойств неорганических соединений.

Занятия проводятся в виде лекций и лабораторных занятий. Важное значение для изучения курса имеет самостоятельная работа студентов.

Формы контроля знаний студентов предполагают текущий и итоговый контроль. Текущий контроль знаний проводится в форме проверки домашних заданий, защит лабораторных работ, систематических опросов. Формой итогового контроля являются два экзамена.

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

Исходный этап изучения курса «Общая и неорганическая химия» предполагает ознакомление с рабочей программой, характеризующей границы и содержание учебного материала, который подлежит освоению.

Изучение отдельных модулей курса необходимо осуществлять в соответствии с поставленными в них целями, их значимостью, основываясь на содержании и вопросах, поставленных в лекции преподавателя и приведенных в планах и заданиях к лабораторным работам.

В учебниках и учебных пособиях, представленных в списке рекомендуемой литературы содержатся возможные ответы на поставленные вопросы. Инструментами освоения учебного материала являются основные термины и понятия, составляющие категориальный аппарат дисциплины. Их осмысление, запоминание и практическое использование являются обязательным условием овладения курсом.

Изучение каждой темы следует завершать выполнением домашнего задания и защитой лабораторной работы, если данная тема входит в план лабораторных работ. Для обеспечения систематического контроля над процессом усвоения тем курса следует пользоваться перечнем контрольных вопросов для проверки знаний по дисциплине, содержащихся в планах и заданиях к лабораторным занятиям. Если при ответах на сформулированные в перечне вопросы возникнут затруднения, необходимо очередной раз вернуться к изучению соответствующей темы, либо обратиться за консультацией к преподавателю.

Успешное освоение курса дисциплины возможно лишь при систематической работе, требующей глубокого осмысления и повторения пройденного материала, поэтому необходимо делать соответствующие записи по каждой теме.

## **1 семестр**

### **Раздел 1 и 2.**

В этих модулях рассматривается предмет химии и ее связь с другими науками, а также роль химических знаний для строительных специальностей. Важно показать студентам суть

предмета «Общая и неорганическая химия» и ее связь с другими науками, роль химических знаний для строительных специальностей, понятие о материи и веществе, простых и сложных веществах. Необходимо обратить внимание на свойства и номенклатуру классов неорганические соединения, кислотно-основные свойства веществ и роль кислотно-основного взаимодействия в синтезе вяжущих веществ. В качестве нового материала останавливаемся на понятиях эквивалент, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов. Студенты должны знать стехиометрические законы. На основе знания закона эквивалентов студенты должны научиться проводить расчеты при решении практических задач. Изучая основные законы и понятия химии, стехиометрические законы научиться применять их при выполнении практических расчетов.

По теме «Основы неорганической химии» выполняется две лабораторных работы

**Раздел 3** посвящен энергетике химических процессов. Основными вопросами, на которые нужно обратить внимание являются: энергетические эффекты химических реакций, внутренняя энергия и энтальпия, термохимия, закон Гесса и следствия из него, использование закона Гесса в расчетах, энтропия, энергия Гиббса, условия самопроизвольного протекания химических процессов.

Главная задача раздела 3 состоит в уяснении условия самопроизвольного протекания химических процессов и умения рассчитывать тепловые эффекты химических реакций. При изучении модуля необходимо обратить внимание на основные понятия химической термодинамики (система, фаза, компонент), научиться использовать законы термохимии для расчетов, понять физический смысл характеристических функций термодинамических систем.

Кроме определения возможности протекания химической реакции, необходимо знать с какой скоростью она протекает. Этому посвящен раздел 3, основными вопросами которого являются: гомогенные и гетерогенные процессы, закон действующих масс, методы регулирования скорости химических реакций при получении строительных материалов, правило Вант-Гоффа, энергия активации, катализ, химическое равновесие, константа химического равновесия, принцип Ле Шателье.

Главная задача раздела 3 заключается в изучении факторов влияющих на скорость химических реакций и химическое равновесие. Особое внимание следует обратить на такие факторы как концентрация реагирующих веществ, температура, природа реагирующих веществ. Необходимо понять физический смысл энергии активации и влияние на ее величину присутствия катализатора и ингибитора. При изучении химического равновесия необходимо понять суть принципа Ле Шателье.

По темам «Основы химической кинетики» и «Энергетика химических процессов» выполняются лабораторные работы.

**Раздел 4** посвящен равновесиям в растворах электролитов. Необходимо объяснить различие свойств растворов электролитов и неэлектролитов, особенности растворов электролитов. Для понимания свойства растворов электролитов студенты должны понять основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Основные вопросы модуля: ионообменные реакции и условия их протекания, произведение растворимости, ионное произведение воды, водородный показатель и его влияние на гидратацию строительных материалов, шкала кислотности растворов, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, процессы, сопутствующие гидролизу (поликонденсация полимеризация, комплексообразование, образование оксо солей), смещение равновесия гидролиза, роль гидролиза в твердении вяжущих материалов.

Необходимо обратить внимание на особенности растворов электролитов, теория электролитической диссоциации, степень диссоциации, сила электролитов, константа диссоциации, закон разбавления Оствальда, ионное произведение воды, водородный показатель и его влияние на гидратацию строительных материалов, шкала кислотности растворов, произведение растворимости, ионообменные реакции и условия их протекания, гидролиз солей, степень и константа гидролиза, процессы, сопутствующие гидролизу (поликонденсация полимеризация, комплексообразование, образование оксо солей), смещение равновесия гидролиза, роль гидролиза в твердении вяжущих материалов.

Большинство окружающих нас реальных тел, в том числе и строительные материалы, являются дисперсными системами. Основные вопросы, на которые необходимо обратить внимание – поверхностные явления и адсорбция, дисперсные системы, необходимые признаки и спо-

события получения дисперсных систем, характеристика растворов, физико-химическая теория растворения, коллигативные свойства растворов, законы Рауля и Генри, осмос и осмотическое давление, закон Вант-Гоффа, способы выражения составов растворов, использование основных законов растворов при производстве строительных материалов и изделий.

Основной задачей изучения данного модуля является изучение гетерогенных систем с сильно развитой поверхностью раздела фаз. Необходимо изучить классификацию дисперсных систем, способы их получения.

Изучение данного модуля имеет очень важное значение, так как производства, в основе которых лежат химические процессы, обычно связаны с использованием растворов. Необходимо изучить характеристику растворов, физико-химическую теорию растворения, коллигативные свойства растворов, законы Рауля и Генри, осмос и осмотическое давление, закон Вант-Гоффа. Особое внимание надо обратить на способы выражения составов растворов и расчетов с использованием концентраций растворов. По разделу № 4 выполняется две лабораторные работы.

**Пятый и шестой разделы** посвящены теме электрохимические процессы. Основными вопросами при изучении данного модуля являются: окислительно-восстановительные свойства элементов в зависимости от положения в периодической системе, степень окисления, методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, стандартные (нормальные) окислительно-восстановительные потенциалы, направление окислительно-восстановительных реакций, электрохимические системы, гальванические элементы, коррозия металлов, химическая и электрохимическая коррозия, способы защиты металлов и металлических конструкций от коррозии, электролиз, катодные и анодные процессы при электролизе, электролиз растворов и расплавов солей, электролиз с активными и инертными анодами, применение электролиза.

По разделам 5 и 6 предусмотрены две лабораторные работы.

**Раздел 7** посвящен строению атома и периодической системе. Здесь необходимо рассказать о современном представлении строения атома, осветить основные положения квантовой механики, дать понятие о квантовых числах, объяснить суть запрета Паули, правила Хунда и Клечковского, а также объяснить порядок заполнения атомных орбиталей электронами и принцип подразделения элементов на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-семейства. Это позволит студентам объяснять свойства химических элементов и их соединений. Необходимо подчеркнуть огромное значение периодического закона для развития химии.

Задача этого модуля изучить строение атома исходя из современных представлений. Для выяснения порядка заполнения атомных орбиталей электронами необходимо усвоить понятие о квантовых числах, разобраться в сути запрета Паули, правила Хунда и Клечковского. Это позволит понять принцип подразделения элементов на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-семейства, а также периодичность в изменении свойств элементов, открытого Д.И. Менделеевым.

Основными типами химической связи являются ковалентная, ионная, водородная, металлическая и межмолекулярное взаимодействие. В первую очередь необходимо обратить внимание на ковалентную связь, способы ее образования и свойства, подчеркнуть особенности  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей. На основе положений метода валентных связей необходимо объяснить студентам принцип определения структуры молекул, рассмотрев различные типы гибридизации атомных орбиталей. При рассмотрении ионной связи обратить внимание на особенности  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей, полярность и поляризуемость химической связи. Рассмотреть водородную связь, металлическую связь, межмолекулярное взаимодействие. Особо остановиться на описании химической связи с помощью метода МО.

Учение о химической связи – центральный вопрос современной химии. Без него нельзя понять причины многообразия химических соединений, механизм их образования, строение и реакционную способность. Цель данной темы заключается в изучении основных типов и характеристик химической связи: ковалентная связь и ее свойства, способы образования ковалентной связи – обменный и донорно-акцепторный механизмы направленность, различные типы гибридизации атомных орбиталей, основные положения метода валентных связей, направленность связи и структура молекул, метод Гиллеспи, Особенности  $\sigma$ -,  $\pi$ -, и  $\delta$ -связей, полярность и поляризуемость химической связи, ионная связь, ее свойства, водородная связь, металлическая связь, межмолекулярное взаимодействие. Описание химической связи с помощью метода МО.

Особое внимание необходимо обратить на химическую связь в силикатах и гидросилика-

тах, их структуру.

**Раздел 8** посвящен химии s-элементов и их важнейших соединений. Важнейшие вопросы модуля: общая характеристика, электронное строение, валентности, степени окисления, нахождение в природе, получение. Отношение s-элементов к простым и сложным соединениям. Оксиды и гидроксиды s-элементов. Важнейшие представители элементов IA и IIA групп, карбонат и гидрокарбонат натрия, известь, жесткость воды и методы ее умягчения, силикатные изделия, гипс и гипсовые вяжущие вещества.

Основной задачей изучения данного раздела является изучение свойств важнейших представителей элементов IA и IIA групп. Особое внимание уделить отношению s-элементов к простым и сложным соединениям. Уяснить, как электронное строение влияет на свойства элементов. По разделу 10 «Химия s-элементов» выполняется лабораторная работа:

Химия p-элементов IIIA-IVA групп и их важнейших соединений рассматривается в **разделе 9**. Необходимо рассмотреть следующие вопросы: общая характеристика p-элементов IIIA-VIIA групп, электронное строение, валентности, степени окисления, нахождение в природе, получение, отношение к простым и сложным соединениям. Важнейшие представители p-элементов IIIA-IVA групп. Оксид и гидроксид алюминия. Комплексная переработка нефелина. Применение Al и его сплавов в строительстве. Оксид и гидроксиды бора. Тетраборат натрия. Оксид кремния, его полиморфные модификации, химические свойства. Кремниевые кислоты. Стекло и стекломатериалы. Ситаллы. Портландцемент. Показать, что кремний – это основа неживой природы, а углерод – основа всего живого. По разделу 11. «Общая характеристика p-элементов IIIA-IVA групп» выполняется лабораторная работа.

**Раздел 9** посвящен химии p-элементов VA-VIIA групп. В данном модуле рассматриваются общие закономерности, основные и характерные степени окисления азота, фосфора и подгруппы мышьяка. Акцентировать внимание на особенностях электронного строения азота. Отношение к простым и сложным веществам. Сделать обобщения по взаимодействию химических элементов с азотной кислотой. Остановиться на особенностях разложения нитратов, фосфатов, аммонийных солей. Кислоты фосфора. Свойства важнейших соединений.

Уделить особое внимание изучению строения и свойств воды, пероксида водорода и озона. При рассмотрении свойств соединений серы рассмотреть полисульфиды, тиосоединения, пероксосоединения, полисерные и политионовые кислоты; их соединения.

Показать особенности взаимодействия фтора с простыми и сложными веществами. При рассмотрении кислородных соединений галогенов более подробно остановиться на свойствах оксидов и гидроксидов. Важнейшие представители элементов VIIA группы: плавиковая кислота, минерализаторы, хлораты, галогеноводороды.

Основной задачей изучения модуля является изучение свойств важнейших представителей элементов IIIA-VIIA групп. Важнейшие представители p-элементов IIIA-VIIA групп. Оксид и гидроксид алюминия. Комплексная переработка нефелина. Применение Al и его сплавов в строительстве. Оксид кремния, его полиморфные модификации, химические свойства. Кремниевые кислоты. Стекло и стекломатериалы. Ситаллы. Оксиды азота, получение и свойства. Особенности разложения нитратов, фосфатов, солей аммония. Гидроксиды азота и фосфора. Важнейшие соединения кислорода и серы: вода, пероксид водорода, сероводород, оксиды и гидроксиды серы. Кислородные соединения галогенов. Особенности взаимодействия фтора с простыми и сложными веществами.

**Разделы 10** посвящены химии d-элементов. В данных модулях рассматриваются общие закономерности, основные и характерные степени окисления d-элементов.

Свойства элементов IB группы. Электронное строение. Причины образования соединений со С.О.=+3. Нахождение в природе. Физико-механические и химические способы получения простых веществ. Отношение к простым и сложным веществам. Роль комплексообразования в переводе Cu, Ag и Au в раствор. Оксиды и гидроксиды. Малахит и лазурит. Применение.

Обратить внимание на причины отличия свойств элементов IIB и IIIB групп от свойств остальных d-элементов. Остановиться на редкоземельных элементах. При рассмотрении отношения к простым и сложным веществам выделить особенности свойств Sc. Выделить меры безопасности при работе с Hg и ее соединениями. Применение соединений элементов IIB-VB: ме-

таллокерамика; фиониты; цирконовые и циркониевые огнеупоры. Титан – как конструкционный металл.

Свойства оксидов и гидроксидов Cr, Mo, W. Оксиды марганца. Карбонилы и гидроксиды Fe, Co, Ni. Качественные реакции на соединения железа  $Fe^{+2}$ ,  $Fe^{+3}$ . Применение. Абразивы и режущие инструменты на основе карбидов WC, MoC. Нихром. Нержавеющая сталь. Керметы, содержащие, Cr, Mo, W.

Основной задачей модуля является изучение свойств важнейших представителей d-элементов. Нужно изучить следующий материал. Основные и характерные степени окисления. Физические и химические свойства. Свойства элементов IV-VB групп. Электронное строение; нахождение в природе; получение. Отношение к простым и сложным веществам. Свойства важнейших соединений. По модулям 12.6-12.8 выполняется три лабораторные работы.

Особенностью лабораторного практикума на кафедре неорганической химии является отсутствие теоретического введения к работам. С целью повышения эффективности усвоения знаний преподавателями кафедры разработаны домашние задания по общей и неорганической химии, 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 задания: номер варианта соответствует порядковому номеру студента в журнале группы. Студенты различных специальностей выполняют те задания, которые указаны в рабочем плане. Решение задач должно быть представлено в тетради для практических или лабораторных 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 лабораторной работы 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.

### ***Методические рекомендации по выполнению РГЗ***

Одним из видов самостоятельной работы является выполнение расчетно-графических заданий (РГЗ) для качественного освоения разделов «Классификация, свойства химических элементов. Периодичность свойств элементов», «Основные законы химии», «Общие закономерности осуществления химических процессов», «Теоретические основы описания свойств растворов» и «Химия s-, p-, d-элементов и их соединений».

РГЗ выполняются от руки или набирается на компьютере и распечатывается на листах формата А4.

Сначала пишется текст вопроса, затем – ответ. Излагать ответы нужно своими словами.

РГЗ должны быть написаны грамотно и разборчиво, без сокращения слов, с полями для замечаний преподавателя.

Ответы по каждому заданию должны быть краткими, точными и ясными, не допустимы односложные ответы. Там, где это необходимо, ответ должен подтверждаться уравнениями реакций.

Все задачи должны быть оформлены в соответствии с требованиями, и все единицы приводятся в системе СИ.

Выполненное РГЗ сдается на проверку. Неграмотные и неряшливые работы возвращаются студентам обратно без проверки.

Студенты, получившие РГЗ после проверки, должны внимательно ознакомиться с рецензией и, с учетом замечаний и рекомендаций преподавателя, доработать отдельные вопросы.

Неудовлетворительная работа выполняется повторно по варианту, указанному преподавателем, и сдается на проверку вместе с незачтенной работой.

Работа, выполненная не по своему варианту, не засчитывается и возвращается без проверки.

### ***Методические рекомендации при подготовке к экзамену***

Успешное освоение курса при подготовке к экзамену предполагает активное, творческое участие студента путем планомерной, повседневной работы.

**Работа с книгой и конспектом лекций.** Изучать курс рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе. При первом чтении не задерживайтесь на математических выводах, составлении уравнений реакций: старайтесь получить общее представление об излагаемых вопросах, а также отмечайте трудные или неясные места. При повторном изучении темы усвойте все теоретические положения, математические зависимости и их выводы, а также принципы составления уравнений реакций. Вникайте в сущность того или иного вопроса, а не пытайтесь запомнить отдельные факты и явления. *Изучение любого вопроса на уровне сущности, а не на уровне отдельных явлений способствует более глубокому и прочному усвоению материала.*

Чтобы лучше запомнить и усвоить изучаемый материал, надо обязательно иметь рабочую тетрадь и заносить в нее формулировки законов и основных понятий химии, новые незнакомые термины и названия, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т.п. *Во всех случаях, когда материал поддается систематизации, составляйте графики, схемы, диаграммы, таблицы.* Они очень облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала.

Изучая курс, обращайтесь и к предметному указателю в конце книги. Пока тот или иной раздел не усвоен, переходить к изучению новых разделов не следует. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену.

Изучение курса должно обязательно сопровождаться выполнением упражнений и решением задач (см. список рекомендованной литературы). Решение задач – один из лучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала при подготовке к экзамену.

## ***Приложение № 2***

### **Балльно-рейтинговая система контроля успеваемости**

Используется балльно-рейтинговая система успеваемости в соответствии с технологической картой дисциплины

### ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА (1 семестр)

Номер учебного модуля	M1, M2				M3.				M4, M7, M8					M5, M6				Контр	Итог	
Содержание учебного модуля	M1. Классификация, свойства химических элементов. Периодичность свойств элементов. M2. Основные законы химии. Приготовление растворов.				M3. Общие закономерности осуществления химических процессов. M4. Теоретические основы описания свойств растворов.				M5. Окислительно-восстановительные свойства веществ. M6. Процессы, протекающие в электрохимических системах. M8. Свойства s-элементов					M 9. Свойства p-элементов III-IV A группы. Свойства p-элементов V-VII A групп. M 10 Свойства d-элементов.						
Количество баллов (max)	16				20				15					19				30	<b>100</b>	
№ учебной недели	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17			
Посещение лекций	*	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1		<b>17</b>
Тестирование																				
Коллоквиум																				
Контрольная работа																				
Посещение практических																				
Выполнение домашних заданий	*	1	1	1	1	1	1	1	1	1		1		1		1		1		<b>12</b>
Выполнение лабораторных	*	1	1	1	1	1	1	1	1	1		1		1		1		1		<b>12</b>
Защита лабораторных	*	2	2	2	2	2	2	2	2	2		2		2		2		2		<b>24</b>
Выполнение РГЗ	*															3				<b>3</b>
Защита РГЗ	*																	2		<b>2</b>
Экзамен	*																		30	<b>30</b>
Зачет	*																			
Другие инд. задания																				

Посещение лекции	1
Выполнение лабораторной работы	1
Защита лабораторной работы:	
– удовлетворительно	1
– хорошо	2
– отлично	3
Выполнение домашних заданий	1
Выполнение РГЗ	3
Защита РГЗ	2
Пороговое значение (допуск к экзамену)	50

Экзамен:	
– удовлетворительно	– 13
– хорошо	– 20
– отлично	– 30

Шкала перевода баллов в международные буквенные оценки и их числовые эквиваленты			
Оценка ECTS			
Название	Сумма баллов	Числовой эквивалент	Буквенное обозначение
отлично	91–100	5	A
очень хорошо	84–90	4	B
хорошо	74–83	4	C
удовлетворительно	68–73	3	D
посредственно	61–67	3	E
неудовлетворительно	0–60	2	F <sub>x</sub>
		2	F

## 8. УТВЕРЖДЕНИЕ РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ И ГРАФИКА РАБОТЫ СТУДЕНТОВ (ГРС)

Рабочая программа и ГРС без изменений утверждена на 2015/2016. учебный год.

Протокол № 11 заседания кафедры от «14» апреля 2015 г.

Заведующий кафедрой НХ, д.т.н, профессор *В.И. Павленко* Павленко В.И.

Директор ИСМиТБ *В.И. Павленко* Павленко В.И.



Утверждение рабочей программы с изменениями, дополнениями на 2017 /2018 учебный год:

Внесены изменения в список основной литературы.

### **6.1. Перечень основной литературы**

7. Методические указания к выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия» для студентов первого курса очной формы обучения всех направлений подготовки бакалавриата: Павленко В.И., Клименко В.Г., Ключникова Н.В., Володченко А.Н., Денисова Л.В., Шевцова Р.Г. – Белгород: БГТУ им. В.Г.Шухова, 2016. – 52 с.

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

Заведующий кафедрой д.т.н., проф. *Павленко* В.И. Павленко